

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Пекаревский Борис Владимирович
Должность: Проректор по учебной и методической работе
Дата подписания: 04.06.2024 13:40:52
Уникальный программный ключ:
3b89716a1076b80b2c167df0f27c09d01782ba84



МИНОБРНАУКИ РОССИИ

**федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования**

**«Санкт-Петербургский государственный технологический институт
(технический университет)»
(СПбГТИ(ТУ))**

Центр среднего профессионального образования

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной
и методической работе
_____ Б. В. Пекаревский
.

Рабочая программа учебной дисциплины

ЕН 02 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

(шифр и наименование дисциплины по учебному плану)

Специальность

18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений

Квалификация выпускника	Техник	
Форма обучения	очная	
Уровень образования, необходимый для приема на обучение по ППССЗ	среднее образование	общее
Срок получения СПО по ППССЗ базовой подготовки	2 года 10 месяцев	
Год начала подготовки	2023, 2024	

Санкт-Петербург

Рабочая программа учебной дисциплины разработана на основе Федерального государственного образовательного стандарта (далее – ФГОС), входящего в состав укрупненной группы профессий, специальностей 18.00.00 Химические технологии, по специальности среднего профессионального образования (далее – СПО) **18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений**

Организация-разработчик: федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Санкт-Петербургский государственный технологический институт (Центр среднего профессионального образования)»

Программу составил (а) доцент кафедры неорганической химии
(должность, квалификационная категория)

_____ (подпись)

Барина О.В.
(Фамилия И.О.)

Программа обсуждена и одобрена на заседании цикловой методической комиссии общепрофессионального и профессионального цикла дисциплин протокол № 6 от «08» мая 2024 г.

Председатель ЦМК _____ (подпись) _____ (Фамилия И.О.)

Рабочая программа дисциплины утверждена в составе ОПОП решением Ученого совета СПбГТИ (ТУ) №5 от 28.05.2024 г.

СОГЛАСОВАНО:

Директор ЦСПО _____ (подпись)

Киселева А.А.
(Фамилия И.О.)

Директор библиотеки _____ (подпись)

Старостенко Т.Н.
(Фамилия И.О.)

**ЛИСТ АКТУАЛИЗАЦИИ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ**

Дата актуализации	Результаты актуализации	Подпись разработчика

СОДЕРЖАНИЕ

- 1. ПАСПОРТ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 3. УСЛОВИЯ РЕАЛИЗАЦИИ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 5. ОЦЕНОЧНЫЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ (СОДЕРЖАТСЯ В ПРИЛОЖЕНИИ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ)**

•

1. ПАСПОРТ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Место дисциплины в структуре основной профессиональной образовательной программы: Рабочая программа учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» является частью основной образовательной программы в соответствии с ФГОС по специальности среднего профессионального образования 18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений. Учебная дисциплина «Общая и неорганическая химия» входит в математический и общий естественнонаучный цикл.

Дисциплина может реализовываться с применением электронного обучения и дистанционных образовательных технологий организации.

Дисциплина входит в математический и общий естественнонаучный цикл дисциплин. В методическом плане дисциплина опирается на элементы компетенций, формируемых при изучении дисциплины «Аналитическая химия». Полученные в процессе изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия» знания и умения могут быть использованы при изучении дисциплин «Экологические основы природопользования», «Физическая и коллоидная химия», всех профессиональных модулей, при прохождении производственной и преддипломной практики и при выполнении выпускной квалификационной работы.

1.1. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины

В рамках программы учебной дисциплины обучающимися осваиваются умения и знания

Код ПК, ОК	Умения	Знания
ОК 01 ОК 02 ОК03 ОК 04 ОК 09 ПК 1.2 ПК 1.3 ПК 1.4	<ul style="list-style-type: none"> - давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; - использовать лабораторную посуду и оборудование; - находить молекулярную формулу вещества; - применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории; - применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности; - проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; - составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции; - составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов. 	<ul style="list-style-type: none"> - гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей); - диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; - классификацию химических реакций и закономерности их проведения; - обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов; - общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе; - окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена; - основные понятия и законы химии; - основы электрохимии; - периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам; - тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения; - типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);

		<ul style="list-style-type: none"> - формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов; - характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.
--	--	---

1.2. Планируемые личностные результаты реализации программы воспитания в рамках изучения учебной дисциплины.

Демонстрирующий готовность и способность вести диалог с другими людьми, достигать в нем взаимопонимания, находить общие цели и сотрудничать для их достижения в профессиональной деятельности	ЛР 13
Принимающий основы экологической культуры, соответствующей современному уровню экологического мышления, применяющий опыт экологически ориентированной рефлексивно-оценочной и практической деятельности в жизненных ситуациях и профессиональной деятельности	ЛР 16
Демонстрирующий навыки работы в коллективе и команде, способный эффективно взаимодействовать с коллегами, руководством, клиентами.	ЛР 18
Активно применяющий полученные знания на практике	ЛР 29

1.3. Количество часов на освоение программы дисциплины:

Всего учебной нагрузки обучающегося 90 часов, в том числе:
 обязательной аудиторной учебной нагрузки обучающегося 88 часов;
 самостоятельной работы обучающегося 2 часа.

2 СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

2.1. Объем учебной дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Объем часов
Объем образовательной программы	90
Самостоятельная работа	2
Суммарная учебная нагрузка во взаимодействии с преподавателем	88
в том числе:	
теоретическое обучение	28
практические занятия	26
лабораторные занятия	26
консультации	2
Промежуточная аттестация¹ в форме экзамена	6

¹ Форма и периодичность промежуточной аттестации определяются образовательной организацией.

2.1. Тематический план и содержание учебной дисциплины

Наименование разделов и тем	Содержание учебного материала и формы организации деятельности обучающихся	Объем часов	Осваиваемые элементы компетенций
1	2	3	4
Раздел 1. Общая химия		48	
Тема 1.1 Периодический закон и строение атома	Содержание учебного материала	4	ОК 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
	Предмет и задачи химии. Электронное строение атомов элементов. Атомные орбитали. <i>S</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> -состояния электрона и соответствующие им формы электронных облаков. Квантовые числа и порядок заполнения электронных слоёв и оболочек многоэлектронных атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура Периодической системы. Полные и неполные электронные аналоги. Периодические свойства атомов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, относительная электроотрицательность (ОЭО). Периодические свойства соединений: состав, строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	2	
	Практическое занятие № 1. Решение задач на основные законы химии. Составление электронных формул атомов	2	
Тема 1.2 Химическая связь и строение молекул	Содержание учебного материала	4	ОК 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
	Причина образования химической связи. Метод валентных связей. Ковалентная связь. Механизмы образования химической связи: обменный, донорно-акцепторный, дативный. Характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, полярность. Типы химических связей (σ -, π - и δ -связи). Направленность и насыщенность ковалентной связи.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	2	
	Практическое занятие № 2. Типы химических связей и строение молекул	2	
Тема 1.3 Термохимия и элементы химической термодинамики	Содержание учебного материала	4	ОК 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
	Понятие о термодинамической системе. Функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимическое уравнение. Изменение энтальпии как характеристики теплового эффекта химической реакции. Закон Гесса и его применение для расчета тепловых эффектов химических реакций. Понятие об энтропии.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	2	

		Практическое занятие № 3. Решение задач на тепловой эффект химических реакций	2	
Тема <i>Химическое равновесие. Кинетика химических реакций</i>	1.4	Содержание учебного материала	6	OK 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
		Химическое равновесие. Расчет констант равновесия. Исходные и равновесные концентрации веществ. Влияние температуры на константу равновесия. Обратимые и необратимые химические реакции. Динамический характер химического равновесия. Смещение химического равновесия при внешних воздействиях (принцип Ле Шателье-Брауна). Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок реакции и молекулярность элементарной стадии химической реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Зависимость константы скорости от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о механизмах химических реакций. Катализ и инициирование реакции.	2	
		Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
		Практическое занятие № 4. Решение задач на расчет исходных и равновесных концентраций веществ, скорости реакции от концентрации реагентов и температуры	2	
		Лабораторное занятие № 1. Скорость химических реакций и химическое равновесие	2	
Тема <i>Растворы электролитов и равновесия в растворах</i>	1.5	Содержание учебного материала	12	OK 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
		Понятие о дисперсных системах, о растворимом веществе и растворителе. Виды растворов. Способы выражения концентрации растворов. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН) как единый параметр описания кислых, нейтральных и щелочных растворов. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Гидролиз солей, факторы, влияющие на степень гидролиза. Буферные растворы. Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости.	4	
		Тематика практических занятий и лабораторных работ	8	
		Практическое занятие № 5. Решение задач на расчет концентраций растворов, гидролиз растворов солей	2	
		Лабораторное занятие № 2. Приготовление растворов заданной концентрации	2	
		Лабораторное занятие № 3-4. Гетерогенные равновесия	4	

Тема 1.6	Содержание учебного материала	10	<i>OK 01-04, 09 LP 13,16, 18,29</i>
Окислительно-восстановительные процессы	<p>Степени окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Наиболее употребляемые окислители и восстановители и их превращения в различных средах. Окислительно-восстановительная двойственность веществ. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, нахождение стехиометрических коэффициентов с помощью ионно-электронных схем.</p> <p>Гальванические элементы. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов. Уравнение равновесного окислительно-восстановительного потенциала (уравнение Нернста). Константа равновесия и оценка возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водных растворах.</p> <p>Электролиз растворов и расплавов. Законы Фарадея. Химические источники тока.</p>	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	6	
	Практическое занятие № 6. Решение задач по оценке возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции, расчет окислительно-восстановительного потенциала	2	
	Лабораторное занятие № 5-6. Окислительно-восстановительные реакции	4	
	Самостоятельная работа обучающихся	2	
	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, нахождение стехиометрических коэффициентов с помощью ионно-электронных схем	2	
Тема 1.7	Содержание учебного материала	6	<i>OK 01-04, 09 LP 13,16, 18,29</i>
Комплексные соединения	<p>Определение комплексного соединения. Координационная теория Вернера. Основные типы комплексных соединений аквакомплексы, ацидокомплексы, гидроксокомплексы, аммиакаты. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.</p> <p>Электролитическая диссоциация комплексных соединений — первичная и вторичная.</p> <p>Равновесия в растворах комплексных соединений. Влияние комплексообразования на протекание обменных и окислительно-восстановительных реакций.</p>	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 7. Решение задач на расчет констант равновесия в растворах комплексных соединений.	2	
	Лабораторное занятие № 7. Комплексные соединения	2	
		2	
Раздел 2. Неорганическая химия		36	
Тема 2.1	Содержание учебного материала	6	<i>OK 01-04, 09</i>

Химия элементов I и II групп Периодической Системы.	Общая характеристика элементов I и II групп. Нахождение в природе. Строение атома. Положение в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства. Методы получения в промышленности и лаборатории. Основные соединения и их свойства.	2	<i>ЛР</i> 13,16, 18,29
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 8. Химические свойства элементов I и II групп и их основные соединений.	2	
	Лабораторное занятие № 8. Качественные реакции ионов натрия, калия, магния, кальция, бария	2	
Тема 2.2 Химия элементов III и IV групп Периодической Системы	Содержание учебного материала	6	<i>ОК 01-04, 09</i> <i>ЛР</i> 13,16, 18,29
	Общая характеристика элементов III и IV групп Периодической Системы. Нахождение в природе. Строение атома. Положение в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства. Методы получения в промышленности и лаборатории. Основные соединения и их свойства.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 9. Химические свойства элементов III и IV групп и их основных соединений.	2	
Тема 2.3 Химия <i>d</i> -элементов: медь, серебро, цинк, хром, марганец, железо, кобальт, никель	Содержание учебного материала	6	<i>ОК 01-04, 09</i> <i>ЛР</i> 13,16, 18,29
	Общая характеристика <i>d</i> -элементов. Нахождение в природе. Строение атома. Положение в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства. Методы получения в промышленности и лаборатории. Основные соединения и их свойства.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 10. Химические свойства <i>d</i> -элементов и их основных соединений.	2	
	Лабораторное занятие № 10. Качественные реакции катионов меди, цинка, хрома, марганца, железа, кобальта, никеля	2	
Тема 2.4 Химия <i>p</i> -элементов VA группы Периодической Системы: азот,	Содержание учебного материала	6	<i>ОК 01-04, 09</i> <i>ЛР</i> 13,16, 18,29
	Общая характеристика <i>p</i> -элементов VA группы Периодической Системы. Нахождение в природе. Строение атома. Положение в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства. Методы получения в промышленности и лаборатории. Основные соединения и их свойства.	2	

фосфор	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 11. Химические свойства азота и фосфора и их основных соединений	2	
	Лабораторное занятие № 11. Качественные реакции катиона аммония, нитрит-, нитрат-, фосфат-ионов	2	
Тема 2.5 Химия <i>p</i> -элементов VIA группы Периодической Системы: кислород, сера	Содержание учебного материала	6	ОК 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
	Общая характеристика <i>p</i> -элементов VIA группы Периодической Системы. Нахождение в природе. Строение атома. Положение в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства. Методы получения в промышленности и лаборатории. Основные соединения и их свойства.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 12. Химические свойства кислорода и серы и их основных соединений	2	
	Лабораторное занятие № 12. Качественные реакции сульфит-, сульфат-, тиосульфат-ионов	2	
Тема 2.6 Химия <i>p</i> -элементов VIIA группы Периодической Системы	Содержание учебного материала	6	ОК 01-04, 09 ЛР 13,16, 18,29
	Общая характеристика <i>p</i> -элементов VIIA группы Периодической Системы. Нахождение в природе. Строение атома. Положение в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства. Методы получения в промышленности и лаборатории. Основные соединения и их свойства.	2	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	4	
	Практическое занятие № 13. Химические свойства галогенов и их основных соединений	2	
	Лабораторное занятие № 13. Качественные реакции галогенид-ионов	2	
Консультации		2	ЛР 29
Промежуточная аттестация (экзамен)		6	
Всего:		90	

3. УСЛОВИЯ РЕАЛИЗАЦИИ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Для реализации программы учебной дисциплины должны быть предусмотрены следующие специальные помещения:

учебный кабинет, имеющий:

- рабочие места по количеству обучающихся;
- рабочее место преподавателя.

Технические средства обучения:

- ПК, проектор, экран;
- программное обеспечение общего и профессионального назначения, комплект учебно-методической документации, учебная, производственная и справочная литература.

Лаборатория для проведения лабораторных занятий.

3.2. Информационное обеспечение обучения

Для обучающихся работает библиотека с читальным залом и выходом в сеть интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду образовательной организации.

Основные источники:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник / Н.С. Ахметов. – СПб.; М; Краснодар: Лань, 2021. – 744 с. (ЭБ)
2. Капустина, А.А. Общая и неорганическая химия. Практикум: учебное пособие / А.А. Капустина, И.Г. Хальченко, В.В. Либанов. – СПб.: Лань, 2020. – (ЭБ)
3. Беляев, А.Н. Общая и неорганическая химия. Часть 1: учебное пособие / А.Н. Беляев., В.Н. Нараев, Е.А. Александрова, Т.Б. Пахомова. – СПб.: СПбГТИ (ТУ), 2016.– 190 с. (ЭБ)

Дополнительные источники:

1. Егоров, В.В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия: учебник для вузов / В.В. Егоров, Н.И. Воробьева, И.Г. Сильвестрова. – СПб.; М.; Краснодар: Лань, 2014. – 143 с. (ЭБ)
2. Егоров, В.В. Общая химия: учебник / В.В. Егоров. – СПб.; М.; Краснодар: Лань, 2014. – 192 с. (ЭБ)
3. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии: учебное пособие / З.Е. Гольбрайх, Е.И. Маслов. – М.: АСТ; М.: Астрель, 2004. – 383 с.
4. Башмаков, В.И. История химии: учебное пособие / В.И. Башмаков. – СПб.: СПбГТИ(ТУ). Ч. 1: Появление и становление химии как науки. – 2014. – 49 с. (100 экз. + ЭБ)

Интернет-источники:

1. Электронно-библиотечная сеть «Библиотех» – <http://lti-gti.bibliotech.ru/>
2. Электронная библиотечная система «Лань» – <http://e.lanbook.com/>
3. Библиотека eLIBRARY. – [www.elibrary](http://www.elibrary.ru)

4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Контроль и оценка результатов освоения учебной дисциплины осуществляется преподавателем в процессе проведения семинарских занятий, тестирования, а также выполнения самостоятельной работы.

Результаты обучения (основные умения, усвоенные знания)	Критерии оценки	Формы и методы контроля и оценки результатов обучения
Умения:		
- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева	Демонстрирует умения: - обоснованность выбора химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева	Устный опрос, письменный опрос, тестирование, оценка выполненной самостоятельной работы Экспертное наблюдение и оценивание выполнения лабораторных и практических работ.
- использовать лабораторную посуду и оборудование;	- обоснованность выбора лабораторной посуды и оборудования;	Экспертное наблюдение и оценивание выполнения лабораторных работ. Текущий контроль в форме защиты лабораторных работ
- находить молекулярную формулу вещества;	- демонстрация способности находить молекулярную формулу вещества, в соответствии с типом и свойствами химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);	Устный опрос
- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;	- применение на практике правил безопасной работы в химической лаборатории;	Экспертное наблюдение и оценивание выполнения лабораторных работ
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;	- обоснованность применения основных законов химии для решения задач в области профессиональной деятельности - выбор основных законов химии для решения задач в области профессиональной деятельности в соответствии с характерными химическими свойствами неорганических веществ различных классов;	Устный опрос

- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;	- соблюдение последовательности операций при выполнении качественных анализов;	Экспертное наблюдение и оценивание выполнения лабораторных работ
- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;	- правильность составления уравнений реакций и проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции;	Письменный опрос
- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.	- правильность составления электронно-ионного баланса окислительно-восстановительных процессов.	Письменный опрос
Знания:		
- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);	Демонстрирует знания: - правильность написания гидролиза солей, электролиза расплавов и растворов (солей и щелочей);	Устный опрос, письменный опрос, тестирование, оценка выполненной самостоятельной работы
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;	- правильность написания диссоциации электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты	Письменный опрос
- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;	- выбор молекулярной формулы вещества в соответствии с классификацией химических реакций;	Устный опрос
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;	- правильность выбора и составления обратимых и необратимых химических реакций; - правильное обоснование смещения химического равновесия под действием различных факторов.	Письменный опрос
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;	- обоснованность выбора химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева	Устный опрос
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;	- правильность составления окислительно-восстановительных реакций, реакций ионного обмена;	Письменный опрос

- основные понятия и законы химии;	- правильность выбора основных законов химии для решения задач в области профессиональной деятельности	Устный опрос
- основы электрохимии;	демонстрирование владения информацией об основах электрохимии	Устный опрос
- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;	- оценка общей характеристики химических элементов в связи с их положением в периодической системе;	Тестирование
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;	- демонстрация нахождения теплового эффекта химических реакций, термохимических уравнений;	Письменный опрос
- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);	- демонстрирование владения информацией о типах и свойствах химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);	

Практические занятия

Тема занятия	Наименование и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Форма контроля
Тема 1.1 Периодический закон и строение атома	Решение задач на основные законы химии. Составление электронных формул атомов	2	Устный опрос
Тема 1.2 Химическая связь и строение молекул	Типы химических связей и строение молекул	2	Устный опрос
Тема 1.3 Термохимия и элементы химической термодинамики	Решение задач на тепловой эффект химических реакций	2	Письменный опрос
Тема 1.4 Химическое равновесие. Кинетика химических реакций	Решение задач на расчет исходных и равновесных концентраций веществ, скорости реакции от концентрации реагентов и температуры	2	Письменный опрос
Тема 1.5 Растворы	Решение задач на расчет концентраций	2	Тестирование

электролитов и равновесия в растворах	растворов, гидролиз растворов солей		
Тема 1.6 Окислительно-восстановительные процессы	Решение задач по оценке возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции, расчет окислительно-восстановительного потенциала	2	Письменный опрос
Тема 1.7 Комплексные соединения	Решение задач на расчет констант равновесия в растворах комплексных соединений.	2	Письменный опрос
Тема 2.1 Химия элементов I и II групп Периодической Системы.	Химические свойства элементов I и II групп и их основных соединений	2	Устный опрос
Тема 2.2 Химия элементов III и IV групп Периодической Системы	Химические свойства элементов III и IV групп и их основных соединений	2	Устный опрос
Тема 2.3 Химия d-элементов: медь, серебро, цинк, хром, марганец, железо, кобальт, никель	Химические свойства d-элементов и их основных соединений	2	Устный опрос
Тема 2.4 Химия p-элементов VA группы Периодической Системы: азот, фосфор	Химические свойства азота и фосфора и их основных соединений	2	Устный опрос
Тема 2.5 Химия p-элементов VIA группы Периодической Системы: кислород, сера	Химические свойства кислорода и серы и их основных с	2	Тестирование
Тема 2.6 Химия p-элементов VIIA группы Периодической Системы	Химические свойства галогенов и их основных соединений	2	Письменный опрос

Оценочные и методические материалы содержатся в приложении к рабочей программе

ПРИЛОЖЕНИЕ

ОЦЕНОЧНЫЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ

Перечень вопросов

для проведения промежуточной аттестации в форме экзамена

по дисциплине: «Общая и неорганическая химия»

18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений

1. Теоретические вопросы по теме/разделу: Общая химия

- 1 Атомные орбитали. Квантовые числа. S-, p-, d-, f-состояния электрона и соответствующие им формы электронных облаков.
- 2 Квантовые числа и порядок заполнения электронных слоёв и оболочек многоэлектронных атомов: принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда.
- 3 Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости. Расчет растворимости малорастворимой соли по величине произведения растворимости. Влияние на растворимость температуры, кислотности раствора, присутствия одноименных ионов, процессов комплексообразования.
- 4 Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов как естественная классификация элементов по строению внешних электронных оболочек атомов. Структура Периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Полные и неполные электронные аналоги.
- 5 Радиусы атомов, их изменение в периодах и группах Периодической системы. Зависимость кислотно-основных свойств.
- 6 Виды химической связи. Электроотрицательность, валентность и степень окисления элементов.
- 7 Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Особые случаи гидролиза.
- 8 Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы.
- 9 Константы диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Концентрационные и термодинамические константы диссоциации.
- 10 Сильные электролиты. Активности ионов. Ионная сила раствора. Расчёт концентраций ионов в растворах сильных электролитов.
- 11 Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок реакции и молекулярность элементарной стадии химической реакции.
- 12 Химическое равновесие. Связь стандартного изменения энергии Гиббса с константой равновесия. Расчет констант равновесия. Исходные и равновесные концентрации веществ. Влияние температуры на константу равновесия.
- 13 Понятие о термодинамической системе. Равновесные и неравновесные химические процессы. Функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимическое уравнение. Изменение энтальпии как характеристики теплового эффекта химической реакции.
- 14 Закон Гесса и его применение для расчета тепловых эффектов химических реакций. Стандартные условия. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные

- энтальпии образования веществ. Энергии связей в молекулах.
- 15 Обратимые и необратимые химические реакции. Динамический характер химического равновесия. Смещение химического равновесия при внешних воздействиях - принцип Ле Шателье-Брауна. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие/
- 16 Валентные возможности и степени окисления элементов. Характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, полярность. Типы химических связей (σ -, π - и δ -связи). Направленность и насыщенность ковалентной связи. Молекулы с нечетным числом электронов.
- 17 Катализ и инициирование реакции. Образование промежуточных соединений при катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ.
- 18 Растворы как гомогенные системы. Гидраты и сольваты. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов в процентах по массе и в единицах молярности.
- 19 Идеальные и неидеальные растворы. Растворы электролитов. Роль молекул растворителя в процессе распада электролита на ионы. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации электролита. Зависимость степени диссоциации электролита от его концентрации (закон разбавления Оствальда).
- 20 Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации и теории Бренстеда-Лоури.
- 21 Буферные растворы. Соотношение pH буферного раствора и константы диссоциации слабого электролита. Буферная ёмкость. Применение буферных растворов в химической практике. Образование буферных растворов при протекании ионных реакций.
- 22 Степени окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Наиболее употребляемые окислители и восстановители и их превращения в различных средах. Окислительно-восстановительная двойственность веществ. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, нахождение стехиометрических коэффициентов с помощью ионно-электронных схем.
- 23 Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение равновесного окислительно-восстановительного потенциала (уравнение Нернста). Константа равновесия и оценка возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водных растворах.
- 24 Электролиз растворов и расплавов. Катодный и анодный процессы и общее уравнение реакции электролиза. Перенапряжение выделения веществ при электролизе. Законы Фарадея. Химические источники тока.
- 25 Определение комплексного соединения. Координационная теория Вернера. Центральный атом (ион)-комплексообразователь, лиганды. Внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Координационное число. Координационная ёмкость (дентатность) лигандов. Основные типы комплексных соединений аквакомплексы, ацидокомплексы, гидроксокомплексы, аммиакаты. Номенклатура комплексных соединений.
2. Теоретические вопросы по теме/разделу: Неорганическая химия
- 1 Водород. Нахождение в природе. Изотопы водорода. Строение атома и молекулы. Положение водорода в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства водорода.

- 2 Литий. Нахождение в природе. Получение металлического лития, его химические свойства и применение. Отношение к кислотам, воде и различным окислителям. Соединения с кислородом, азотом и водородом – получение и химические свойства. Важнейшие соединения лития.
- 3 Натрий, калий, рубидий, цезий. Природные соединения щелочных металлов как сырьё химической промышленности. Получение металлов в свободном состоянии, их химические свойства. Отношение к кислотам, воде.
- 4 Натрий, калий, рубидий, цезий. Оксиды, пероксиды, гидриды. гидроксиды, химические свойства и применение. Важнейшие соли: галогениды, нитраты, карбонаты и гидрокарбонаты, получение и химические свойства.
- 5 Медь, серебро, золото. Промышленное получение металлов. Сплавы меди и золота, их свойства и применение. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Химические свойства металлов, отношение к кислотам и щелочам, различным окислителям.
- 6 Магний. Нахождение в природе, получение и применение металлического магния. Сплавы магния, их свойства и применение. Отношение магния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Использование магния для восстановления элементов из оксидов. Оксид и гидроксид магния, их свойства. Растворение гидроксида магния в солях аммония.
- 7 Кальций, стронций, барий. Получение и химические свойства металлов. Отношение к воде, кислотам, различным окислителям. Взаимодействие металлов с кислородом. Оксиды, пероксиды и гидроксиды, их свойства. Малорастворимые соли: сульфаты, фосфаты, карбонаты, перевод их в раствор. Термическая диссоциация карбонатов. Негашенная и гашеная известь.
- 8 Цинк, кадмий, ртуть. Нахождение в природе, получение металлов, их применение. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Окисление металлической ртути элементарной серой, хлоридом железа (III). Токсичность кадмия, ртути и их соединений.
- 9 Бор. Нахождение в природе, получение, химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Бораны (соединения бора с водородом). Борная и полиборные кислоты, их соли. Мета-, орто-, тетра- бораты.
- 10 Тетраборат натрия (бура), буферные растворы на его основе. Взаимодействие буры с кислотами и щелочами. Применение соединений бора, их токсичность.
- 11 Алюминий. Нахождение в природе. Получение металлического алюминия. Его химические свойства и применение. Аллюминотермия. Сплавы алюминия. Отношение алюминия к кислотам и щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты и гидроксокомплексы.
- 12 Хром, молибден, вольфрам. Нахождение в природе. Получение. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Применение в качестве конструкционных материалов. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Строение и свойства карбониллов.
- 13 Соединения хрома (II), их восстановительные свойства. Соединения хрома (III), оксид и гидроксид, хромиты и гидроксокомплексы. Окисление соединений хрома (III).
- 14 Соединения хрома (VI): оксид, хромовая и дихромовая кислоты, хроматы и дихроматы, их получение, химические свойства и взаимные переходы. Окислительные свойства соединений хрома (VI) в кислой и щелочной средах. Токсичность соединений хрома.
- 15 Устойчивые соединения молибдена (VI) и вольфрама (VI). Молибденовая

- жидкость как реагент на фосфат-ионы. Гетерополисоединения.
- 16 Марганец. Нахождение в природе, получение и свойства. Оксид и гидроксид марганца (II), их свойства. Окисление соединений марганца (II) в различных средах. Соединения марганца (III).
- 17 Оксид марганца (IV) (пиролюзит) и его химические свойства, поведение в кислых и щелочных средах. Окислительно-восстановительная двойственность соединений марганца (IV). Соединения марганца (VI), их окислительно-восстановительные свойства и диспропорционирование.
- 18 Соединения марганца (VII), оксид, марганцевая кислота, перманганаты, получение, химические свойства. Взрывоопасность оксида марганца (VII). Перманганат калия, его окислительные свойства в кислой и щелочной средах, применение. Пиролиз перманганата калия.
- 19 Железо, кобальт, никель. Нахождение в природе, получение металлов и их свойства. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Железо (II, III), кобальт (II, III), никель (II, III), их оксиды, гидроксиды, комплексные соединения. Соль Мора. Ферраты. Качественные реакции на ионы железа, никеля.
- 20 Азот. Нахождение в природе. Получение и применение азота. Соединения азота с водородом: аммиак, амиды, имиды, нитриды. Строение иона аммония. Соли аммония, их поведение при нагревании. Гидразин и гидроксилламин. Получение, строение, химические свойства.
- 21 Оксиды азота. Их получение, строение, химические свойства. Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота, получение в промышленности. Химические свойства азотной кислоты и нитрат-иона. Свойства смесей азотной кислоты с соляной (царская водка), плавиковой, серной кислотами.
- 22 Сера. Нахождение в природе, получение элементарной серы. Аллотропия. Химические свойства серы и её применение. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Сероводород, сульфиды. Соединения серы с кислородом. Оксид серы (IV), Сернистая кислота и её устойчивость. Сульфиты и гидросульфиты, их гидролиз. Тиосерная кислота и тиосульфат натрия. Оксид серы (VI). Серная кислота. Дисерная кислота. Олеум.
- 23 Хлор. Нахождение в природе. Химические свойства и применение. Хлороводород и хлороводородная (соляная) кислота, получение, химические свойства, применение. Соединения хлора с кислородом. Оксид хлора (I), хлорноватистая кислота, гипохлориты. Хлорная (белильная известь). Оксид хлора (IV). Хлористая кислота, хлориты. Хлорноватая кислота, хлораты. Хлорат калия (бертолетова соль). Оксиды хлора (VI) и (VII). Хлорная кислота и перхлораты, Взрывоопасность перхлоратов тяжёлых металлов. Токсичность хлора и его соединений.
- 24 Бром, иод. Нахождение в природе, получение, химические свойства и применение. Полигалогениды. Реакция брома и иода с тиосульфатом натрия. Бромоводород, бромоводородная кислота, бромиды. Иодоводород, иодоводородная кислота, иодиды. Бромоватая и иодоватая кислоты, бромная и иодная кислоты и их соли.
- 25 Фтор. Нахождение в природе (плавиковый шпат). Получение фтора, его химические свойства и применение. Материалы, устойчивые по отношению к фтору. Взаимодействие фтора с водой, растворами щелочей. Фториды кислорода. Фтороводород, фтороводородная (плавиковая) кислота, химические свойства и применение. Роль водородных связей в свойствах фтороводородной

кислоты. Гидрофториды. Фторид-ион как лиганд.

3. Практические вопросы по теме/разделу:

- 1 Вычислите рН раствора, полученного при смешивании 500 см³ 0,02 М раствора СН₃СООН с равным объёмом 0,2 М раствора СН₃СООК.
- 2 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:
азотная кислота (конц.) + свинец →
перманганат калия + нитрит калия + гидроксид калия →
хромит натрия + бром + гидроксид натрия →
- 3 В системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO_2 и O_2 составляли 0,03 моль/л и 0,025 моль/л соответственно. $[\text{SO}_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и равновесные концентрации SO_3 и O_2
- 4 Напишите реакции гидролиза и рассчитайте рН водных растворов солей:
а) 0,1 М сульфата железа (+3); б) 0,02 М карбонат калия
- 5 Определите, выпадет ли осадок при сливании растворов указанных объемов и концентраций: 100 мл 0,01 М хлорида кальция и 300 мл 0,002 М фторида натрия
- 6 Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций:
нитрат меди (+2) + гидроксид натрия (недостаток) \rightleftharpoons
хлорид алюминия + карбонат калия + вода \rightleftharpoons
нитрат бария + сульфат натрия \rightleftharpoons
- 7 Вычислите рН буферного раствора, полученного путем смешения 50 мл 0,5 М раствора аммиака и 200 мл 0,1 М раствора хлорида аммония.
- 8 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:
азотная кислота (конц.) + марганец →
хромит натрия + бром + гидроксид натрия →
- 9 В системе $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ исходные концентрации азота и кислорода составляли по 3 моль/л., $[\text{NO}] = 1$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и равновесные концентрации N_2 и O_2 .
- 10 Рассчитайте рН 0,1 М раствора СН₃СООН и 0,1 М раствора Н₃SO₄.
- 11 Напишите реакции диссоциации, определите концентрации ионов и рН в растворах следующих электролитов: а) 3 М гидроксида аммония; б) 0,3 М азотной кислоты.
- 12 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:
перманганат калия + сульфат железа (II) + серная кислота →
пероксид водорода + перманганат калия + серная кислота →
- 13 Напишите реакции гидролиза и рассчитайте рН водных растворов солей:
а) 0,02 М ортофосфата калия; б) 0,005 М хлорид цинка
- 14 Рассчитайте рН 0,1 М раствора NH₃·Н₂О и 0,1 М раствора КОН.
- 15 Вычислите рН и рОН 1 л буферной смеси, содержащей 0,1 моль гидроксида аммония и 0,01 моль нитрата аммония.
- 16 В системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ равновесные концентрации веществ составляют: $[\text{NO}] = 0,04$ М, $[\text{Cl}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{NOCl}] = 0,02$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации NO и Cl₂.
- 17 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

- серебро + серная кислота (конц.) \rightarrow
 иодид аммония + нитрит калия + серная кислота \rightarrow оксид азота (II) + ...
 бромид натрия + оксид марганца (IV) + серная кислота (разб.) \rightarrow
- 18 Определите, выпадет ли осадок при сливании растворов указанных объемов и концентраций: 0,5 л 0,003 М нитрата кальция и 0,5 л 0,2 М карбоната натрия.
- 19 В системе $2\text{N}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{NO}$ равновесные концентрации веществ составляют: $[\text{N}_2\text{O}] = 0,08$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,06$ моль/л. Вычислите изменение стандартной энергии Гиббса и исходные концентрации N_2O и O_2
- 20 Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций:
 нитрат ртути (+2) + сульфид натрия \rightleftharpoons
 хлорид аммония + вода \rightleftharpoons
 ортофосфат алюминия + гидроксид бария (избыток) \rightleftharpoons
- 21 Рассчитайте pH 0,1 М раствора HCl и 0,1 М раствора HF.
- 22 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:
 азотная кислота (конц.) + калий \rightarrow
 перхлорат калия + сульфит калия + серная кислота \rightarrow
- 23 Напишите реакции гидролиза и рассчитайте pH водных растворов солей: а)
 б) 0,4 М хлорида кобальта (+2)
- 24 Определите растворимость осадка гидроксида железа (+3): а) в воде и б) в присутствии 0,1 М гидроксида натрия.
- 25 В системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO_2 и O_2 составляли по 3 моль/л., $[\text{SO}_3] = 2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и равновесные концентрации SO_2 и O_2 .

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ДИАГНОСТИЧЕСКОЙ РАБОТЫ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЕ СПО

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
Задания закрытого типа с одним правильным ответом – задания 1-12	Задание 1	Электронная конфигурация основного состояния элемента с зарядом ядра +24 имеет вид... а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^6$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$	а
	Задание 2	Формула вещества, в котором реализуется металлический тип связи, имеет вид... а) CO_2 б) Ca в) C г) CaC_2	б
	Задание 3	При сгорании Ca массой 20 г выделилось 317,5 кДж теплоты. Термохимическое уравнение реакции имеет вид... а) $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO + 317,5 \text{ кДж}$ б) $Ca + 1/2O_2 \rightarrow CaO + 317,5 \text{ кДж}$ в) $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO + 1270 \text{ кДж}$ г) $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO + 635 \text{ кДж}$	в
	Задание 4	Скорость химической реакции между серой и металлом не зависит от... а) температуры б) площади поверхности соприкосновения веществ в) природы металла г) давления	г
	Задание 5	Уравнение реакции соединения имеет вид... а) $CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Ca + H_2O + CO_2$ б) $Zn + CaSO_4 \rightarrow Ca + Zn SO_4$ в) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ г) $Li_2O + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3$	г
	Задание 6	Формула вещества, при электролитической диссоциации которого образуется наибольшее количество ионов, имеет вид... а) HNO_3 б) $Ca(NO_3)_2$ в) $Fe(NO_3)_3$ г) KNO_3	в

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
	Задание 7	Какие значения принимает магнитное квантовое число для орбиталей d-подуровня? а) 0, 1, 2 б) -2, -1, 0, +1, +2 в) -1, 0, +1 г) 1, 2, 3	б
	Задание 8	Согласно термохимическому уравнению $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - Q$ реакция является... а) изотермической б) эндотермической в) экзотермической г) адиабатической	б
	Задание 9	В растворе какого вещества метилоранж имеет желтый цвет? а) Na_2S б) LiCl в) HCl г) H_3PO_4	а
	Задание 10	Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию а) азотной кислоты с гидроксидом магния б) сероводородной кислоты с гидроксидом натрия в) сероводородной кислоты с гидроксидом кальция г) соляной кислоты с гидроксидом калия	г
	Задание 11	Восстановление только молекул воды на катоде происходит при электролизе раствора... а) ZnCl_2 б) KCl в) FeCl_3 г) CuCl_2	б
	Задание 12	С какими из следующих веществ может реагировать оксид азота (V)? а) CaCl_2 б) H_2O в) H_2SO_4 г) HCl	б
	Задание 13	С какими металлами может взаимодействовать раствор сульфата меди (II)? а) Zn	а, в

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
с множественным выбором – задания 13-19		б) Hg в) Fe г) Ag	
	Задание 14	Формула вещества, с которым взаимодействует нитрат алюминия в растворе, имеет вид... а) Ca(OH)₂ б) Fe(NO ₃) ₃ в) KCl г) KOH	а, г
	Задание 15	Формулы ионов, с помощью которых можно установить качественный состав хлорида железа (III), имеют вид... а) SCN⁻ б) Ba ²⁺ в) SO ₄ ²⁻ г) Ag⁺ д) Cl ⁻	а, г
	Задание 16	Для смещения химического равновесия в системе $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2 + Q$ в сторону образования продуктов реакции необходимо... а) понижить температуру б) понизить давление в) увеличить концентрацию кислорода г) повысить давление д) повысить температуру	а, в, г
	Задание 17	Укажите характеристики, которыми можно классифицировать химическую реакцию $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$: а) окислительно-восстановительная б) замещения в) обратимая г) эндотермическая д) экзотермическая	а, б, д
	Задание 18	Соли, подвергающиеся гидролизу а) (NH ₄) ₂ S б) BaCl ₂ в) Na ₂ CO ₃ г) CuSO ₄	а, в, г
	Задание 19	Амфотерным гидроксидом является: а) Cr(OH) ₃ б) Al(OH) ₃	а, б, г

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
на соответствие задания 20-22		в) $Mn(OH)_2$ г) $Be(OH)_2$	
	Задание 20	Установите соответствие между формулой вещества и его названием Молекулярная формула: а) I_2 б) PH_3 в) FeS_2 г) NH_3 Название вещества: А) бром Б) фосфин В) аммиак Г) йод Д) пирит	а – Г б – Б в – Д г – В
	Задание 21	Установите соответствие между видом химической связи и веществом Вид химической связи: а) ионная б) ковалентная в) водородная г) металлическая Название вещества: А) цинк Б) хлорид натрия В) аммиак Г) метан	а – Б б – Г в – В г – А
	Задание 22	Установите соответствие между химическим элементом и количеством нейтронов в ядре атома Химический элемент: а) фосфор б) натрий в) титан г) алюминий Число протонов: А) 14 Б) 26 В) 16 Г) 12	а – В б – Г в – Б г – А
на	Задание 23	Расположите элементы в порядке	б-д-г-в-а

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
последовательность – задания 23-25		уменьшения электроотрицательности а) Al б) F в) B г) N д) O	
	Задание 24	Расположите элементы в порядке увеличения восстановительной способности их атомов. а) P б) Al в) Cl г) F д) Si	г-в-а-д-б
	Задание 25	Расположите элементы в порядке ослабления кислотных свойств образуемых ими высших оксидов: а) Si б) S в) Al г) P д) Cl	д-б-г-а-в
Задания открытого типа ² расчетные задачи (1-5) мини-кейсы (задания 6-10)	Задание 1	Масса нитрата натрия, необходимая для приготовления 300 мл 0,2М раствора, равна _____ г.	0,7147
	Задание 2	Рассчитать нормальную концентрацию раствора серной кислоты, если его молярная концентрация равна 0,1 моль/л.	0,2 моль/л
	Задание 3	Массовая доля (в) серы в оксиде серы (VI) SO ₃ равна _____ %.	40
	Задание 4	Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры от 240°C до 210°C скорость реакции уменьшилась в 8 раз	2
	Задание 5	Рассчитайте pH 0,001М раствора серной кислоты	2,7
	Задание 6	Среда в водном растворе карбоната натрия имеет _____ реакцию	щелочную

² Задания открытого типа (25-30 заданий).

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
	Задание 7	<p>В промышленности 90% от общего объема производства серной кислоты получают контактным способом. В качестве сырья в основном применяются элементарная сера и пирит. Принцип контактного способа заключается в пропускании смеси воздуха и сернистого газа (SO₂), полученного при обжиге пирита или сжигании серы, над катализатором. В результате сернистый газ окисляется до серного ангидрида (SO₃), который затем поглощается концентрированной серной кислотой с образованием олеума.</p> <p>Задание:</p> <p>Одной из промежуточных стадий получения серной кислоты является $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 + \text{Q}$.</p> <p>Для повышения скорости данной реакции необходимо...</p> <p>а) понизить давление б) увеличить площадь поверхности пирита в) повысить концентрацию кислорода г) понизить температуру</p>	б, в
	Задание 8	<p>В промышленности 90% от общего объема производства серной кислоты получают контактным способом. В качестве сырья в основном применяются элементарная сера и пирит. Принцип контактного способа заключается в пропускании смеси воздуха и сернистого газа (SO₂), полученного при обжиге пирита или сжигании серы, над катализатором. В результате сернистый газ окисляется до серного ангидрида (SO₃), который затем поглощается концентрированной серной кислотой с образованием олеума.</p> <p>Задание:</p> <p>Процесс получения серной кислоты из пирита включает следующие стадии:</p>	4

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
Теоретический вопрос (ответ 1-3 предложения) Вопросы 13-20		1) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 + Q$ 2) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + Q$. Суммарное уравнение имеет вид $4\text{FeS}_2 + 15\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{H}_2\text{SO}_4$. Масса 98%-ного раствора серной кислоты, полученная из 2,4 т пирита, равна _____ тонне(-ам).	
	Задание 9	Нужное значение pH растворов создают и поддерживают постоянным с помощью ... (ед.ч.)	буферного раствора
	Задание 10	В промышленности 90% от общего объема производства серной кислоты получают контактным способом. В качестве сырья в основном применяются элементарная сера и пирит. Принцип контактного способа заключается в пропускании смеси воздуха и сернистого газа (SO_2), полученного при обжиге пирита или сжигании серы, над катализатором. В результате сернистый газ окисляется до серного ангидрида (SO_3), который затем поглощается концентрированной серной кислотой с образованием олеума. Задание: Горение серы в избытке воздуха происходит согласно уравнению реакции $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Объем воздуха, необходимый для сгорания 10 г серы, содержащей 4% негорючих примесей, равен ____ л. (ответ привести с точностью до целых. Объемную долю кислорода в воздухе принять равной 21%.)	32
	Задание 11	Для производства чугуна в доменных печах необходимы следующие исходные материалы (шихта): железные руды, топливо и флюсы. Основные железные руды представляют собой оксиды, карбонаты и другие соединения	а, б

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
		<p>железа: Fe_2O_3 – красный железняк, Fe_3O_4 – магнитный железняк, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – бурый железняк, FeCO_3 – шпатовый железняк и другие. Топливом для доменной плавки служит кокс – продукт сухой перегонки каменного угля. При сжигании топлива в доменной печи происходит сгорание углерода согласно уравнению реакции $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Q}$. Образующийся оксид углерода (IV) взаимодействует с раскаленным углем согласно уравнению $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$. Оксид углерода (II) и твердый углерод являются основными восстановителями железа из его оксидов. Восстановление железа оксидом углерода (II) происходит последовательно</p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}) \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}.$ <p>Задание: Восстановление магнитного железняка включает стадию, которая протекает согласно уравнению реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow 3\text{FeO} + \text{CO}_2 - \text{Q}$. Для увеличения выхода конечного продукта необходимо...</p> <p>а) повысить концентрацию оксида углерода (II) б) повысить температуру в) повысить концентрацию оксида углерода (IV) г) понизить температуру</p>	
	Задание 12	<p>Для производства чугуна в доменных печах необходимы следующие исходные материалы (шихта): железные руды, топливо и флюсы. Основные железные руды представляют собой оксиды, карбонаты и другие соединения железа: Fe_2O_3 – красный железняк, Fe_3O_4 – магнитный железняк, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – бурый железняк, FeCO_3 – шпатовый железняк и другие. Топливом для доменной</p>	16

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
Практико-ориентированные задания (задания 21-25)		<p>плавки служит кокс – продукт сухой перегонки каменного угля. При сжигании топлива в доменной печи происходит сгорание углерода согласно уравнению реакции $C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$. Образующийся оксид углерода (IV) взаимодействует с раскаленным углем согласно уравнению $CO_2 + C \rightarrow 2CO$. Оксид углерода (II) и твердый углерод являются основными восстановителями железа из его оксидов. Восстановление железа оксидом углерода (II) происходит последовательно</p> $Fe_2O_3 \rightarrow Fe_3O_4 (Fe_2O_3 \cdot FeO) \rightarrow FeO \rightarrow Fe.$ <p>Задание: Суммарное уравнение восстановления железа из магнитного железняка имеет вид $Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$. Масса магнитного железняка с массовой долей примесей 13%, необходимая для получения 10 т железа, равна ___ тонне(-ам). (Ответ привести с точностью до целых.)</p>	
	Задание 13	Что такое основание по теории Бренстеда-Лоури?	Молекулы или ионы, присоединяющие протоны
	Задание 14	Физический смысл номера периода в периодической системе.	Число электронных уровней в атомах равно номеру периода.
	Задание 15	Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?	Числом нейтронов
	Задание 16	Принадлежность атома к определенному химическому элементу определяется...	Зарядом ядра
	Задание 17	Взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы – это ...	Химическая связь
	Задание 18	Перечислите достоинства химических методов анализа.	Простота, не требуют дорогого оборудования и градуировок по стандартным образцам,

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
			высокая точность.
	Задание 19	Сформулируйте принцип эквивалентности, используемый в титриметрическом анализе.	В точке эквивалентности число моль эквивалентов титранта точно равно числу моль эквивалентов реагирующего с ним аналита
	Задание 20	С какой целью вся мерная посуда разделена на классы точности?	Для определения величины погрешности измерения объема мерной посуды
	Задание 21	Объясните разницу между методом анализа и методикой анализа	Метод анализа применяется безотносительно к объекту анализа, а методика в подробной форме описывает все операции анализа конкретного объекта.
	Задание 22	Титруют сильную кислоту сильным основанием. Каково значение рН в точке эквивалентности? Укажите хотя бы один индикатор, который может быть использован для индикации конечной точки титрования	7, метиловый оранжевый
	Задание 23	Для определения общей жесткости воды взята проба объемом 100,0 мл. Определение проводили методом комплексометрического титрования в аммиачном буфере. Предложите индикатор для фиксации конечной точки титрования.	Эриохром черный-Т
	Задание 24	В какой среде необходимо проводить комплексометрическое титрование катиона магния?	Щелочной
	Задание 25	При выполнении работы лаборанта химического анализа готовят из концентрированной соляной кислоты 0,1 М раствор. Затем проводят определение точной концентрации с помощью тетрабората натрия, взяв несколько навесок, переносят навески в колбы для титрования и последовательно титруют. Как называется такой метод определения концентрации	метод пипетирования

Тип задания	Номер задания	Содержание задания	Правильный ответ
		раствора?	