

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

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

УТВЕРЖДАЮ
Декан ФМАТ _____ В.И. Ряжских
«01» сентября 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
дисциплины
«Химия»

Специальность 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение

Специализация Самолетостроение

Квалификация выпускника инженер

Нормативный период обучения 5 лет и 6 мес. /6 лет.

Форма обучения очная/очно-заочная

Год начала подготовки 2021

Автор программы



/Звягинцева А.В./

Заведующий кафедрой
Химии и химической
технологии материалов



/Рудаков О.Б./

Руководитель ОПОП

/Некравцев Е.Н./

Воронеж 2021

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели дисциплины обеспечение фундаментальной химической подготовки, формирование навыков экспериментальных исследований для изучения свойств веществ и их реакционной способности с позиций современной науки, позволяющей будущим специалистам ориентироваться в научно-технической информации, использовать принципы, законы и технологии химии, а также результаты химических открытий в области самолетостроения.

1.2. Задачи освоения дисциплины

- установление представлений о роли химии и химических систем в окружающем мире;
- изучение основных понятий и законов химии, овладение методами решения практических химических задач в технологиях самолето- и вертолетостроения;
- освоение основных химических теорий, позволяющих более глубоко понять природу и механизм химических процессов, протекающих в исследуемых системах в технологиях самолето- и вертолетостроения.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам базовой части блока Б1.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование следующих компетенций:

ОПК-1 - Способен применять естественнонаучные и общеинженерные знания, методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования для решения инженерных задач профессиональной деятельности;

ОПК-4 - Способен осуществлять профессиональную деятельность с учетом ограничений, в том числе экономических, экологических и социальных, на всех этапах жизненного цикла технических объектов авиационной и ракетно-космической техники.

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ОПК-1	ЗНАТЬ: основные химические понятия и законы в системе естественнонаучных дисциплин.
	УМЕТЬ: применять химические законы для решения практических задач в профессиональной деятельности.
	ВЛАДЕТЬ: навыками использования химических законов и систем в дальнейших практических приложениях.
ОПК-4	ЗНАТЬ: - основные законы и понятия химии

	- свойства основных классов неорганических и органических соединений;
	- электронные структуры атомов и на их основе закономерности изменения свойств элементов и соединений;
	- основы химической термодинамики и кинетики;
	-основы электрохимических процессов и технологий;
	-свойства полимеров, применяемых в технологиях самолето- и вертолетостроения.
	УМЕТЬ: решать типовые прикладные химические задачи.
	ВЛАДЕТЬ: навыками проведения химического эксперимента и обработки результатов экспериментальных исследований.

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 5 з.е.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

Очная форма обучения

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры	
		0	1
Аудиторные занятия (всего)	54		54
В том числе:			
Лекции	18		18
Практические занятия (ПЗ)	10		10
Лабораторные работы (ЛР)	26		26
Самостоятельная работа	90		90
Часы на контроль	36		36
Виды промежуточной аттестации - экзамен	+		+
Общая трудоемкость:			
академические часы	180		180
зач.ед.	5		5

Очно-заочная форма обучения

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры	
		0	1
Аудиторные занятия (всего)	44	-	44
В том числе:			
Лекции	18	-	18
Практические занятия (ПЗ)	8	-	8

Лабораторные работы (ЛР)	18	-	18
Самостоятельная работа	100	-	100
Часы на контроль	36	-	36
Виды промежуточной аттестации - экзамен	+		+
Общая трудоемкость:			
академические часы	180	0	180
зач.ед.	5	0	5

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1 Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий

Очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Прак зан.	Лаб зан.	СРС	Всего, час
1	Введение. Основные законы химии	Лекция 1. Введение. Предмет и задачи химии. Роль химии в создании материально-технической базы страны. Взаимосвязь химии с другими науками. Значение химических знаний для студентов специальности 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение. Основные законы химии.	2	-	4	10	16
2	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	Лекция 2. Энергетика химических процессов. Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Нулевое и первое начало термодинамики. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты. Основы термохимии. Второй закон термодинамики. Лекция 3. Энтропия. Закон Больцмана. Статистическая интерпретация энтропии. Третий закон термодинамики. Энтропийный и энтальпийный факторы химических реакций. Энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Химическая кинетика и равновесие. Основные понятия химической кинетики: скорость, кинетическое уравнение. Скорость химической гомогенной реакции и ее зависимость от концентрации и температуры. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Константа скорости реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия	4	2	4	10	20

		активации. Гомогенные и гетерогенные химические равновесия. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье и его следствия. Катализаторы и каталитические системы.					
3	Реакционная способность веществ.	<p>Лекция 4. Квантово - механическая модель строения атома. Двойственный характер микрочастиц, поведение электрона в атоме. Уравнение Луи де Бройля. Волновые свойства электрона. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа и атомные орбитали. Физический смысл квантовых чисел. Энергетические уровни и подуровни в атоме. Многоэлектронные атомы. Энергетический ряд. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули и его следствия, правило Гунда и правило Клечковского.</p> <p>Лекция 5. Электронная структура атомов и ее связь с периодической системой элементов. Периодический закон и система Д.И. Менделеева и периодическая система. Закономерности изменения атомных радиусов элементов по периодам и группам. Энергетические характеристики атомов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в периодах и группах. Закономерности изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по периодам и группам. Схема Косселя.</p>	4	2	2	14	22
4	Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.	<p>Лекция 6. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Понятие о степени окисления элементов в соединениях. Типы окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Классификация различных соединений в зависимости от их окислительно-восстановительной функции. Окислительно-</p>	2	-	6	14	22

		<p>восстановительные свойства кислот. Влияние среды на ход окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции. Количественная характеристика реакций. Уравнение Нернста. Методы подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>Общие свойства металлов. Сплавы, применение в технике.</p>					
5	Электрохимические системы.	<p>Лекция 7. Основы электрохимии. Возникновение скачка потенциала на межфазной границе проводников 1-го и 2-го рода. Электродные системы. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Устройство и работа гальванического элемента.</p> <p>Лекция 8. Явление поляризации и деполяризации. Химические источники тока. Теоретические основы электролиза. Явление поляризации (перенапряжения). Водородное перенапряжение. Уравнение Тафеля. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Техническое применение электролиза.</p>	4	2	4	14	24
6	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	<p>Лекция 9. Основы коррозии. Характеристика коррозионных процессов и их классификация. Химическая и электрохимическая коррозия. Химическая коррозия. Законы роста оксидных пленок. Методы защиты от химической коррозии.</p> <p>Электрохимическая коррозия. Коррозия с водородной и кислородной деполяризацией. Методы защиты от электрохимической коррозии и их значение для технологий специальности 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение.</p>	2	2	2	10	16
7	Полимеры и олигомеры, и их применение	<p>Общие сведения о полимерах. Методы получения полимеров. Полимеризация и</p>	-	2	4	18	24

	в промышленности.	поликонденсация. Форма и структура макромолекул полимеров. Физико-химические свойства полимеров. Применение полимеров. Общие понятия об олигомерах. Синтез высокомолекулярных соединений. Полимеры и олигомеры, и их применение в технологиях самолето- и вертолетостроения.						
Итого			18	10	26	90	144	
Очно-заочная форма обучения								
№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Прак зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего, час	
1	Введение. Основные законы химии	Лекция 1. Введение. Предмет и задачи химии. Роль химии в создании материально-технической базы страны. Взаимосвязь химии с другими науками. Значение химических знаний для студентов специальности 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение. Основные законы химии.	2	-	2	10	14	
2	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	Лекция 2. Энергетика химических процессов. Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Нулевое и первое начало термодинамики. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты. Основы термохимии. Второй закон термодинамики. Энтропия. Закон Больцмана. Статистическая интерпретация энтропии. Третий закон термодинамики. Энтропийный и энтальпийный факторы химических реакций. Энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Химическая кинетика и равновесие. Основные понятия химической кинетики: скорость, кинетическое уравнение. Скорость химической гомогенной реакции и ее зависимость от концентрации и температуры. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Константа скорости реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Гомогенные и гетерогенные химические равновесия. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье и его следствия.	4	2	4	10	20	

		Катализаторы и каталитические системы.					
3	Реакционная способность веществ.	<p>Лекция 3. Квантово - механическая модель строения атома. Двойственный характер микрочастиц, поведение электрона в атоме. Уравнение Луи де Бройля. Волновые свойства электрона. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа и атомные орбитали. Физический смысл квантовых чисел. Энергетические уровни и подуровни в атоме. Многоэлектронные атомы. Энергетический ряд. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули и его следствия, правило Гунда и правило Клечковского.</p> <p>Электронная структура атомов и ее связь с периодической системой элементов. Периодический закон и система Д.И. Менделеева и периодическая система. Закономерности изменения атомных радиусов элементов по периодам и группам. Энергетические характеристики атомов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в периодах и группах. Закономерности изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по периодам и группам. Схема Косселя.</p>	4	2	2	15	23
4	Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.	<p>Лекция 4. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Понятие о степени окисления элементов в соединениях. Типы окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Классификация различных соединений в зависимости от их окислительно-восстановительной функции. Окислительно-восстановительные свойства кислот. Влияние среды на ход окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>Окислительно-</p>	2	-	2	15	19

		восстановительные реакции. Количественная характеристика реакций. Уравнение Нернста. Методы подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Общие свойства металлов. Сплавы, применение в технике.						
5	Электрохимические системы.	Лекция 5. Основы электрохимии. Возникновение скачка потенциала на межфазной границе проводников 1-го и 2-го рода. Электродные системы. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Устройство и работа гальванического элемента. Явление поляризации и деполяризации. Химические источники тока. Теоретические основы электролиза. Явление поляризации (перенапряжения). Водородное перенапряжение. Уравнение Тафеля. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Техническое применение электролиза.	4	2	4	15	25	
6	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	Лекция 6. Основы коррозии. Характеристика коррозионных процессов и их классификация. Химическая и электрохимическая коррозия. Химическая коррозия. Законы роста оксидных пленок. Методы защиты от химической коррозии. Электрохимическая коррозия. Коррозия с водородной и кислородной деполяризацией. Методы защиты от электрохимической коррозии и их значение для технологий специальности 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение.	2	2	2	10	16	
7	Полимеры и олигомеры, и их применение в промышленности.	Общие сведения о полимерах. Методы получения полимеров. Полимеризация и поликонденсация. Форма и структура макромолекул полимеров. Физико-химические свойства полимеров. Применение полимеров. Общие понятия об олигомерах. Синтез высокомолекулярных соединений.	-	-	2	25	27	

		Полимеры и олигомеры, и их применение в технологиях самолето- и вертолетостроения.					
Итого			18	8	18	100	144

5.2 Перечень лабораторных работ

Очная форма обучения

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудо-емкость (час)
1.	Введение. Основные законы химии.	Техника безопасности. Лаб. раб. 1. Определение эквивалентной массы металла.	4
2.	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	Лаб. раб. 2. Влияние факторов на скорость химической реакции. Химическое равновесие. Лаб. раб. 3. Термодинамика химических процессов. Сравнение термической устойчивости карбонатов магния, бария и кальция.	4
3.	Реакционная способность веществ.	Лаб. раб. 5. Строение атома. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений.	2
4.	Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.	Лаб. раб. 6. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций. Лаб. раб. 7. Свойства металлов. Отношение металлов к воде, щелочам и кислотам.	6
5.	Электрохимические системы.	Лаб. раб. 8. Гальванические элементы. Медно-цинковый гальванический элемент. Лаб. раб. 9. Электролиз водных растворов электролитов.	4
6.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	Лаб. раб. 8. Электрохимическая коррозия. Контактная коррозия. Атмосферная коррозия. Электрохимические методы защиты от коррозии (катодная электрозащита и протекторная защита).	2
7.	Полимеры и олигомеры, и их применение в промышленности.	Лаб. раб. 9. Высокомолекулярные органические соединения. Распознавание высокомолекулярных соединений (пластмасс и волокон). Полимеры. Получение полимеров, используемых в технологиях самолето- и вертолетостроения.	4
Итого			26

Очно-заочная форма обучения

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудо-емкость (час)
-------	----------------------	---------------------------------	---------------------

1.	Введение. Основные законы химии.	Техника безопасности. Лаб. раб. 1. Определение эквивалентной массы металла.	2
2.	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	Лаб. раб. 2. Влияние факторов на скорость химической реакции. Химическое равновесие. Лаб. раб. 3. Термодинамика химических процессов. Сравнение термической устойчивости карбонатов магния, бария и кальция.	4
3.	Реакционная способность веществ.	Лаб. раб. 4. Строение атома. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений.	2
4.	Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.	Лаб. раб. 5. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций. Свойства металлов. Отношение металлов к воде, щелочам и кислотам.	2
5.	Электрохимические системы.	Лаб. раб. 6. Гальванические элементы. Медно-цинковый гальванический элемент. Электролиз водных растворов электролитов. Лаб. раб. 7. Электролиз водных растворов электролитов.	4
6.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	Лаб. раб. 8. Электрохимическая коррозия. Контактная коррозия. Атмосферная коррозия. Электрохимические методы защиты от коррозии (катодная электрозащита и протекторная защита).	2
7.	Полимеры и олигомеры, и их применение в промышленности.	Лаб. раб. 9. Высокомолекулярные органические соединения. Распознавание высокомолекулярных соединений (пластмасс и волокон). Полимеры. Получение полимеров, используемых в технологиях самолето- и вертолетостроения	2
Итого			18

5.3 Перечень практических занятий Очная форма обучения

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование практических занятий	Трудоемкость (час)
1.	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	Термодинамические расчеты по уравнениям процессов. Кинетические расчеты. Закон действия масс и принцип Ле-Шателье.	2
2.	Реакционная способность веществ.	Характеристика электронного строения атома. Зависимость свойств элемента от электронного строения атома.	2
3.	Электрохимические системы.	Гальванические элементы: схема, электродные процессы, электродные потенциалы, электродвижущая сила. Уравнение Нернста. Составление уравнений электролиза электролитов.	2

		Законы Фарадея. Выход по току, напряжение разложения электролита.	
4.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	Коррозионный гальванический элемент, схема, процессы, продукты коррозии.	2
5.	Полимеры и олигомеры, и их применение в промышленности.	Номенклатура полимеров. Основные принципы составления уравнений реакций полимеризации и поликонденсации.	2
Итого			10

Очно-заочная форма обучения

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование практических занятий	Трудо-емкость (час)
1.	Введение. Основные законы химии.	Классы неорганических соединений, химические свойства, генетическая связь.	-
2.	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	Термодинамические расчеты по уравнениям процессов. Кинетические расчеты. Закон действия масс и принцип Ле-Шателье.	2
3.	Реакционная способность веществ.	Характеристика электронного строения атома. Зависимость свойств элемента от электронного строения атома.	2
4.	Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Составление уравнений реакций взаимодействия металлов с водой, щелочами, кислотами.	-
5.	Электрохимические системы.	Гальванические элементы: схема, электродные процессы, электродные потенциалы, электродвижущая сила. Уравнение Нернста. Составление уравнений электролиза электролитов. Законы Фарадея. Выход по току, напряжение разложения электролита.	2
6.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	Коррозионный гальванический элемент, схема, процессы, продукты коррозии.	2
Итого			8

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ (РАБОТ) И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

В соответствии с учебным планом освоение дисциплины не предусматривает выполнение курсового проекта (работы) или контрольной работы по очной и очно-заочной форме обучения.

6.1	Рабочая программа дисциплины обеспечена фондом КИМ входного и текущего контроля, промежуточной аттестации. Фонд включает примерные варианты контрольных работ, вопросы к экзамену. Фонд оценочных средств представлен в учебно-методическом комплексе дисциплины.
6.2	Темы контрольных работ для входного и текущего контроля для очной и

	очно-заочной формы обучения
6.2.1	Основные законы и классы неорганических соединений. Закон эквивалентов.
6.2.2	Химическая термодинамика
6.2.3	Скорость химических реакций и равновесие.
6.2.4	Строение атомов и закономерности изменения свойств элементов и их соединений
6.2.5	Окислительно-восстановительные реакции
6.2.6	Гальванические элементы
6.2.7	Электролиз электролитов
6.2.8	Коррозия и защита металлов
6.2.9	Химические свойства металлов

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

7.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

7.1.1 Этап текущего контроля

Результаты текущего контроля знаний и межсессионной аттестации оцениваются по следующей системе:

«аттестован»;

«не аттестован».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Аттестован	Не аттестован
ОПК-1	знать: основные химические понятия и законы в системе естественнонаучных дисциплин.	Активная работа на лабораторных и практических занятиях, отвечает на теоретические вопросы на экзамене.	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	уметь: применять химические законы для решения практических задач в профессиональной деятельности.	Решение стандартных прикладных задач по химии. Решает контрольную работу для заочной формы обучения.	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах

	<p>владеть:</p> <p>навыками использования химических законов и систем в дальнейших практических приложениях.</p>	<p>Решение стандартных практических задач по химии, решает контрольные работы и тестовые задания по темам дисциплины, решает одну типовую задачу из любой темы дисциплины на экзамене.</p>	<p>Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах</p>	<p>Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах</p>
ОПК-4	<p>знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> - основные законы и понятия химии - свойства основных классов неорганических и органических соединений; - электронные структуры атомов и на их основе закономерности изменения свойств элементов и соединений; - основы химической термодинамики и кинетики; - основы электрохимических процессов и технологий; - свойства полимеров, применяемых в технологиях самолетостроения и вертолетостроения. 	<p>Знание:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основных понятий и законов химии (входной контроль). 2. Термохимические расчеты, направление протекания процессов. 3. Законы Вант-Гоффа, закон действующих масс для необратимых и обратимых процессов. 4. Строения атомов и закономерности изменения свойств элементов и их соединений. 5. Степени окисления элементов в соединении, составления уравнений окислительно-восстановительных процессов. 6. Химических источников тока (гальванические элементы). Уравнение Нернста. 7. Процессов электролиза в водных растворах 	<p>Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах</p>	<p>Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах</p>

		<p>электролитов. Законы Фарадея.</p> <p>8. Процессы электрохимической коррозии.</p> <p>9. Основ химии высокомолекулярных материалов и полимеров.</p> <p>Активная работа на лабораторных и практических занятиях, отвечает на теоретические вопросы на экзамене..</p>		
	<p>уметь: решать типовые прикладные химические задачи.</p>	<p>Умение проводить расчеты:</p> <p>1. по законам Авогадро, закон химических эквивалентов; составлять уравнения реакций классов неорганических соединений.</p> <p>2. по законам Гесса, расчет термодинамических функций (энтальпия, энтропия, энергия Гиббса).</p> <p>3. по законам действующих масс для необратимых и обратимых процессов, влияние температуры на скорость реакции (по правилу Вант-Гоффа), расчет равновесных концентраций.</p> <p>Умение:</p> <p>1. Составлять формулы электронного строения атомов, тип элемента по электронному</p>	<p>Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах</p>	<p>Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах</p>

		<p>строению, степени окисления, валентности, электронные формулы катионов и анионов, определять кислотно-основные свойства соединений химических элементов.</p> <p>2. Расставить степень окисления элемента в соединении, связать с электронным строением атома, составить и расставить коэффициенты в уравнениях процессов двумя методами (электронного баланса и электронно-ионным методом).</p> <p>3. Рассчитать потенциал по уравнению Нернста, составить схему гальванического элемента, написать процессы электродных реакций, рассчитать разность потенциалов.</p> <p>4. Написать процессы электролиза, протекающие в водном растворе электролита, рассчитать напряжение разложения электролита, выход по току вещества по закону Фарадея.</p> <p>5. Написать схему коррозионного гальванического</p>		
--	--	--	--	--

		элемента, уравнения коррозионных процессов. 6. Применять химические понятия и законы для решения типовых прикладных химических задач.		
	владеть: навыками проведения химического эксперимента и обработки результатов экспериментальных исследований.	Проводит самостоятельно химический эксперимент по темам дисциплины, активно участвует в проведении лабораторных работ. Описывает наблюдения в ходе проведения опытов, владеет методами обработки результатов. Решение стандартных практических задач по химии, решает контрольные работы и тестовые задания по темам дисциплины, решает одну типовую задачу из любой темы дисциплины на экзамене. Анализирует и применяет химические процессы для решения практических задач и методами расчета параметров химических процессов в технологиях самолето- и вертолетостроения.	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах

7.1.2 Этап промежуточного контроля знаний

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 1 семестре для очной и очно-заочной формы обучения по четырехбалльной системе:

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;
«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии и оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл.	Неудовл.
ОПК-1	знать: основные химические понятия и законы в системе естественнонаучных дисциплин.	Тест	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80-90%	Выполнение теста на 70-80%	В тесте менее 70% правильных ответов
	уметь: применять химические законы для решения практических задач в профессиональной деятельности.	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены
	владеть: навыками использования химических законов и систем в дальнейших практических приложениях.	Решение прикладных задач в области химии в соответствии с разделами и программы.	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены
ОПК-4	знать: - основные законы и понятия химии - свойства основных классов неорганических и органических соединений; - электронные структуры атомов и на их основе закономерности изменения свойств элементов и	Тесты	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80-90%	Выполнение теста на 70-80%	В тесте менее 70% правильных ответов

	соединений; - основы химической термодинамики и кинетики; -основы электрохимических процессов и технологий; -свойства полимеров, применяемых в технологиях самолето- и вертолетостроения.					
уметь: решать типовые прикладные химические задачи.	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены	
владеть: навыками проведения химического эксперимента и обработки результатов экспериментальных исследований.	Решение прикладных задач в области химии в соответствии с разделами и программы.	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены	

7.2 Примерный перечень оценочных средств (типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности)

7.2.1 Примерный перечень заданий для подготовки к тестированию

1. Тесты (Т), контрольные работы (КР) (Компьютерный и бумажный варианты)

1. ВК. Т 1 – Входной контроль знаний по химии (остаточные знания из школьного курса).
2. Т 2 – Химическая термодинамика.
3. Т 3 – Химическая кинетика и равновесие.
4. Т 4 – Строение атомов. Закономерности периодической системы.
5. КР 1 – Окислительно-восстановительные реакции.
6. Т 5 - Гальванические элементы.
7. Т 6 – Электролиз.
8. КР 2 – Коррозия и защита металлов.
9. КР 3 – Общие свойства металлов.

1. ВК. Входной контроль знаний по химии. Тема «**Основные химические понятия и законы химии**».

Вариант 1.

№	Тестовый вопрос	Макс. балл			
1.	1) С каким из указанных веществ взаимодействует N_2O_5 ? (1)	3,0			
	<table border="1"> <tr> <td>1) ZnO</td> <td>2) Cl_2O</td> <td>3) Ни с одним из указанных</td> <td>4) CrO_3</td> <td>5) H_2SO_4</td> </tr> </table>		1) ZnO	2) Cl_2O	3) Ни с одним из указанных
1) ZnO	2) Cl_2O	3) Ни с одним из указанных	4) CrO_3	5) H_2SO_4	
2.	2) В каком случае взаимодействие не возможно ? (4)	3,0			
	<table border="1"> <tr> <td>1) $SiO_2 + KOH$</td> <td>2) $HCl + Ca(OH)_2$</td> <td>3) $Al_2O_3 + NaOH$</td> <td>4) $Na_2O + Sr(OH)_2$</td> <td>5) $CuSO_4 + NaOH$</td> </tr> </table>		1) $SiO_2 + KOH$	2) $HCl + Ca(OH)_2$	3) $Al_2O_3 + NaOH$
1) $SiO_2 + KOH$	2) $HCl + Ca(OH)_2$	3) $Al_2O_3 + NaOH$	4) $Na_2O + Sr(OH)_2$	5) $CuSO_4 + NaOH$	
3.	3) С каким из указанных веществ взаимодействует HCl с образованием соли и воды ? (2, 5)	3,0			
	<table border="1"> <tr> <td>1) Cl_2O_3</td> <td>2) Fe_2O_3</td> <td>3) CrO_3</td> <td>4) H_2SiO_3</td> <td>5) $Ni(OH)_2$</td> </tr> </table>		1) Cl_2O_3	2) Fe_2O_3	3) CrO_3
1) Cl_2O_3	2) Fe_2O_3	3) CrO_3	4) H_2SiO_3	5) $Ni(OH)_2$	
4.	4) С каким из приведенных утверждений Вы не согласны ? (2)	3,0			
	<table border="1"> <tr> <td>1) $Sr(OH)_2 + CO_2 \rightarrow SrCO_3 + H_2O$</td> <td>2) Со всеми утверждениями согласны</td> <td>3) $Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$</td> <td>4) $SiO_2 + 4HCl \rightarrow SiCl_4 + 2H_2O$</td> <td>5) $NiSO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + Ni(OH)_2$</td> </tr> </table>		1) $Sr(OH)_2 + CO_2 \rightarrow SrCO_3 + H_2O$	2) Со всеми утверждениями согласны	3) $Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
1) $Sr(OH)_2 + CO_2 \rightarrow SrCO_3 + H_2O$	2) Со всеми утверждениями согласны	3) $Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$	4) $SiO_2 + 4HCl \rightarrow SiCl_4 + 2H_2O$	5) $NiSO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + Ni(OH)_2$	
5.	5) В каком из приведенных соединений степень окисления меди меньше +2 ? (1)	3,0			
	<table border="1"> <tr> <td>1) $CuHSO_4$</td> <td>2) $(CuOH)_2SO_4$</td> <td>3) $(CuOH)NO_3$</td> <td>4) Правильного ответа нет</td> <td>5) $Cu_2(OH)_2CO_3$</td> </tr> </table>		1) $CuHSO_4$	2) $(CuOH)_2SO_4$	3) $(CuOH)NO_3$
1) $CuHSO_4$	2) $(CuOH)_2SO_4$	3) $(CuOH)NO_3$	4) Правильного ответа нет	5) $Cu_2(OH)_2CO_3$	

Примечание: правильные ответы указаны в скобках.
Полный комплект оценочных средств Т 1 в количестве 15 вариантов.

ЗАДАНИЕ 1

1) Выразить в граммах массу одной молекулы диоксида серы.				
1)	2) $1,06 \cdot 10^{-22}$	3) $1,06 \cdot 10^{-22}$	4) $1 \cdot 10^{-23}$	5) $6,02 \cdot 10^{-23}$

1,06*10 ⁻²⁰				
2) Какому из приведенных оксидов соответствует гидратное соединение, относящиеся к классу оснований?				
1) BaO	Cl ₂ O ₃	3) N ₂ O	4) K ₂ O	5) SiO ₂
3) Какую кислоту, из числа приведенных нельзя получить взаимодействием оксида с водой?				
1) H ₂ SO ₄	2) H ₂ SiO ₃	3) Все указанные кислоты можно получить взаимодействием оксида с водой	4) H ₃ PO ₄	5) H ₂ SO ₃
4) В каком случае взаимодействие возможно?				
1) BaSO ₄ +NaOH	2) Ba(OH) ₂ +HCl	3) K ₂ CO ₃ +ZnS	4) Ag+CuSO ₄	5) Во всех указанных случаях взаимодействие возможно
5) Какова степень окисления серы в соединении Ca(HSO ₄) ₂ ?				
1) -2	2) +4	3) +6	4) Правильного ответа нет	5) -6

ЗАДАНИЕ 2

1) Какое из указанных веществ образуется при взаимодействии Cl ₂ O ₇ +Ca(OH) ₂ ?				
1) Ca(ClO ₃) ₂	2) Ни одно из указанных	3) H ₂ O	4) NaOH	5) Ca(OH) ₂
2) Какое из указанных оснований получается только реакцией обмена?				
1) Ba(OH) ₂	2) Cu(OH) ₂	3) Ни одно из указанных	4) NaOH	5) Ca(OH) ₂
3) Какое из указанных веществ растворяется в кислоте HCl ?				

1) H_3BO_3	2) Cu	3) Fe	4) SiO_2	5) B
4) В результате какой химической реакции образуется кислая соль?				
1) $H_2SO_4 + NaOH_{(изб.)}$	2) Правильного ответа нет	3) $HCl_{(изб.)} + Fe$	4) $HCl_{(недост.)} + Cu(OH)_2$	5) $Ca(OH)_2 + H_2SO_4$
5) Выберите правильное утверждение.				
1) Степень окисления азота в NH_3 равно степени окисления азота в N_2O_3	2) Степень окисления фосфора в HPO_3 не равно степени окисления фосфора в H_3PO_4	3) Степень окисления хлора в $Ca(ClO)_2$ меньше степени окисления азота в HNO_3 на 3	4) Степень окисления фосфора в $Na_4P_2O_7$ равна +5	5) Степень окисления азота в $Mg(NO_3)_2$ меньше степени окисления хлора в $KClO_3$

ЗАДАНИЕ 3

1) Выберите не правильное утверждение.				
1) Оксиду Cl_2O_5 соответствует кислота $HClO_3$	2) Все утверждения правильны	3) При взаимодействии Cr_2O_3 с $NaOH$ образуется соль и вода	4) CO_2 можно получить при термическом разложении $CaCO_3$	5) При взаимодействии Mn_2O_7 с H_2O образуется $HMnO_4$
2) Какое из приведенных оснований НЕВОЗМОЖНО получить взаимодействием металла с водой ?				
1) RbOH	2) Все указанные основания можно получить взаимодействием металла с водой	3) CuOH	4) $Ca(OH)_2$	5) KOH
3) Какая из приведенных схем является неверной ?				
1) $H_2SiO_3 \rightarrow SiO + H_2O$	2) $H_2SO_4 \rightarrow SO_3 + H_2O$	3) $HNO_3 \rightarrow N_2O_5 + H_2O$	4) $HMnO_4 \rightarrow Mn_2O_7 + H_2O$	5) $HNO_2 \rightarrow N_2O_3 + H_2O$

4) В каком из приведенных случаев образуется соль ?				
1) $\text{CaO} + \text{NaOH}$	2) Ни в одном из приведенных случаев	3) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3$	4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH}$	5) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl}$
5) В каком из приведенных соединений степень окисления фосфора меньше +5 ?				
1) HPO_3	2) HPO_2	3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	4) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	5) Ca_3P_2

ЗАДАНИЕ 4

1) Выберите неверное утверждение.				
1) При взаимодействии Cl_2O_7 с водой образуется кислота	2) При взаимодействии P_2O_3 с K_2O образуется соль	3) Cl_2O_3 – амфотерный оксид	4) CO – безразличный окисел	5) ZnO – взаимодействует как с кислотой, так и со щелочью
2) Какое из указанных оснований можно получить взаимодействием металла с водой ?				
1) $\text{Ni}(\text{OH})_2$	2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$	3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$	4) Все указанные	5) $\text{Mn}(\text{OH})_2$
3) В каком из приведенных случаев взаимодействие невозможно ?				
1) $\text{Ag} + \text{HCl}$	2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$	3) Возможно во всех случаях	4) $\text{CuO} + \text{HNO}_3$	5) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
4) Какой продукт из числа приведенных может получиться при взаимодействии $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ с H_2SO_4 ?				
1) BaO	2) SO_3	3) HNO_3	4) H_2O	5) BaSO_4
5) В каком из приведенных соединений степень окисления хлора равна +5 ?				

1) PCl ₃	2) KClO ₃	3) Ca(ClO ₂) ₂	4) KClO ₄	5) NH ₄ Cl
------------------------	-------------------------	--	-------------------------	--------------------------

ЗАДАНИЕ 5

1) Укажите атом (ион), проявляющий только восстановительные свойства ?				
1) WO ₄ ²⁻	2) Br ⁻	3) HF	4) Fe ²⁺	5) Si
2) При какой электронной структуре атома возможна потеря максимально 5-и электронов ?				
1) ...d ³ nS ²	2) ...d ⁵ nS ²	3) ...S ² P ⁵	4) Ни при одной из указанных	5) ...S ² P ³
3) В реакции с каким элементом кислород не может проявлять свойства окислителя ?				
1) Со всеми указанными кислород реагирует как окислитель	2) Br	3) Re	4) F	5) Se
4) Какой коэффициент должен стоять в уравнении реакции протекающей по схеме: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$				
1) 4	2) Правильного ответа нет	3) 2	4) 8	5) 10
5) Протекание какого из указанных процессов невозможно в нейтральной среде?				
1) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{OH}^-$	2) Все указанные процессы могут протекать в нейтральной среде	3) $\text{AsH}_3 \rightarrow \text{AsO}_4^- + \text{H}^+$	4) $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$	5) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{H}^+$

ЗАДАНИЕ 6

1) Укажите значение электронного потенциала Al в системе Al / 0,01 г-ион/л Al ³⁺ ?

1) -1,66 В	2) -1,70 В	3) -1,62 В	4) -1,78 В	5) -3,66 В
2) Укажите ион, который сможет окислить Zn (условия стандартные) ?				
1) H ⁺	2) SO ₃ ²⁻ + 4e + 3H ₂ O	3) SO ₄ ²⁻ + 2e + 2H ⁺	4) Al ³⁺	5) Все указанные ионы
3) Какой процесс осуществляется при работе гальванического элемента из полуэлементов Cu/CuSO ₄ и Zn/ZnSO ₄ ?				
1) Увеличивается концентрация ионов Cu ²⁺	2) Уменьшается концентрация ZnSO ₄	3) Zn-электрод заряжается положительно относительно Cu-электрода	4) Окисляется Cu-электрод	5) Уменьшается концентрация Zn ²⁺
4) ЭДС элемента Cd/CdSO ₄ //CuSO ₄ /Cu увеличилась. Укажите по каким причинам это могло произойти				
1) Увеличивается концентрация ионов Cd ²⁺	2) E Cd ²⁺ /Cd ⁰ стал менее отрицательным	3) Уменьшается концентрация Cu ²⁺	4) По указанным причинам увеличение ЭДС произойти не могло	5) E Cu ²⁺ /Cu ⁰ стал менее положительным
5) Укажите процесс возможный при электролизе указанных растворов (электроды платиновые)				
1) Ни один из указанных процессов не возможен	2) LiClO ₃ на аноде 2H ₂ O - 4e → 4H ⁺ + O ₂	3) KClO ₄ на аноде 2ClO ₄ ⁻ - 2e → Cl ₂ O ₇ ²⁻ + O	4) HClO ₃ на катоде 2H ₂ O + 2e → H ₂ + 2OH ⁻	5) FeCl ₂ на катоде Fe ²⁺ + 2e → Fe

ЗАДАНИЕ 7

1) Между молекулами какого из указанных веществ возможна водородная связь ?				
1) SiH ₄	2) NaNH ₂	3) HCl	4) Между молекулами	5) BeH ₂

			указанных веществ	
2) В каком из указанных соединений сигма-связь образована взаимным перекрыванием только Р-Р электронных облаков ?				
1) NH ₃	2) Правильного ответа нет	3) CCl ₄	4) BCl ₃	5) PCl ₃
3) Какая из приведенных молекул имеет линейное строение ?				
1) BeCl ₂	2) Все указанные молекулы имеют линейное строение	3) SCl ₂	4) CO ₂	5) H ₂ O
4) В какой из приведенных молекул дипольный момент молекулы больше нуля ?				
1) SiF ₄	2) CS ₂	3) SiS ₂	4) C ₂ H ₆	5) Дипольный момент всех приведенных молекул равен нулю
5) Выбрать правильное утверждение :				
1) Окислительное число углерода в СО меньше окислительного числа углерода в СН ₂ О	2) Окислительное число азота в NH ₃ равно окислительному числу углерода в СО ₂	3) Окислительное число углерода в СН ₄ меньше окислительного числа углерода в СН ₂ О	4) Окислительное число кислорода в F ₂ O равно окислительному числу хлора в Cl ₂ O	5) Окислительное число фосфора в P ₂ O ₅ равно окислительному числу фосфора в PH ₃

ЗАДАНИЕ 8

1) В каком из приведенных соединений отсутствует донорно-акцепторная связь ?				
1) NH ₄ CL	2) KBF ₄	3) Ca(HS) ₂	4) Во всех указанных соединений имеется донорно-акцепторная связь	5) Al(CN) ₃
2) Какое из приведенных утверждений неверно ?				

1) У атома хлора имеются три неподеленных пары электронов в соединении Cl_2O	2) Все утверждения верны	3) У атома фтора имеется одна неподеленных пары электронов в соединении HF	4) В молекуле B_2O_3 имеются две Пи-связи	5) В молекуле SCl_2 связи образованы за счет перекрывания Р-Р электронных оболочек
3) В какой из указанных молекул имеет место sp^2 гибридизация электронных оболочек ?				
1) SiH_4	2) P_2O_5	3) SbH_3	4) BH_3	5) Правильного ответа нет
4) В какой из приведенных соединений энергия связи наибольшая (см. таблицу)				
1) SiCl_2	2) CF_4	3) CO_2	4) H_2C_2	5) SnCl_4
5) Какой из приведенных элементов не проявляет в соединениях валентность равную номеру группы ?				
1) F	2) B	3) Cl	4) Na	5) Be

ЗАДАНИЕ 9

1) Какой из указанных оксидов взаимодействует с кислотой ?				
1) Cr_2O_3	2) Cu_2O	3) V_2O_5	4) BaO	5) MnO_2
2) Выберите правильное утверждение				
1) CrO_3 взаимодействует с Cl_2O	2) Ca(OH)_2 взаимодействует с N_2O	3) HCl взаимодействует с Zn(OH)_2 с образованием соли и воды	4) Правильного ответа нет	5) KOH взаимодействует с SO_3 с образованием соли и воды

3) В каком случае взаимодействие невозможно ?				
1) $\text{HNO}_3 + \text{CaO}$	2) $\text{CrO}_3 + \text{HCl}$	3) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$	4) $\text{Zn(OH)}_2 + \text{HCl}$	5) Возможно во всех приведенных случаях
4) Какое утверждение является неверным ?				
1) При взаимодействии CuSO_4 и Cu(OH)_2 образуется соль и вода	2) Все утверждения являются верными	3) При взаимодействии NaHSO_4 и NaOH образуется соль и вода	4) При взаимодействии $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ и H_2SO_4 образуется соль и вода	5) При взаимодействии Ba(OH)_2 и H_2SO_4 образуется соль и вода
5) В каком из приведенных соединений степень окисления марганца +6 ?				
1) $\text{Ca(HMnO}_3)_2$	2) $\text{Ca(MnO}_4)_2$	3) H_2MnO_3	4) Mn_2O_7	5) KMnO_4

ЗАДАНИЕ 10

1) С каким из указанных веществ взаимодействует FeO ?				
1) KOH	2) H_2O	3) H_2SO_4	4) BaO	5) CuCl_2
2) С каким утверждением Вы не согласны ?				
1) $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	2) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	3) $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	4) $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{NaOH}$ Реакция не идет	5) $\text{ZnO} + \text{NaOH}$ Реакция идет
3) Взаимодействие каких веществ, из числа приведенных, можно получить кислоту ?				
1) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$	2) Правильного ответа нет	3) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	4) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl}$	5) $\text{KOH} + \text{SiO}_2$
4) Какой из указанных продуктов образуется при взаимодействии Ca(OH)_2 с избытком H_2SO_4 ?				

1) CaSO_4	2) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	3) Правильного ответа нет	4) $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$	5) H_2O
5) В каком из приведенных соединений сумма окислительных чисел азота и водорода равна +4 ?				
1) HNO_3	2) NH_3	3) N_2H_4	4) HNO_2	5) NH_4Cl

ЗАДАНИЕ 11

1) В каких из приведенных случаев химическое взаимодействие невозможно ?				
1) $\text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$	3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	4) $\text{SiO}_2 + \text{KOH}$	5) $\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
2) Выберите правильное утверждение				
1) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ взаимодействует с AgCl	2) Все утверждения неправильны	3) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ взаимодействует с H_2SO_4	4) При взаимодействии $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с CO_2 образуется CuO и H_2CO_3	5) KOH не взаимодействует с $\text{Be}(\text{OH})_2$
3) Укажите кислоту, из числа приведенных, которой соответствует ангидрид R_2O_3 (R – соответствующий элемент)				
1) H_3PO_4	2) HNO_2	3) HClO	4) H_2SO_4	5) HNO_3
4) Какая из приведенных реакций невозможна в растворе ?				
1) $\text{AgCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl}$	2) $\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{AlCl}_3$	3) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	4) Все указанные реакции возможны	5) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5) Какова степень окисления азота, входящего в соединение NH_4Cl ?				
1) +3	2) -3	3) +5	4) +4	5) Больше чем в N_2O на четыре

ЗАДАНИЕ 12

1) Какому из приведенных оксидов соответствует гидратное соединение, относящиеся к классу оснований?				
1) BaO	2) Cl ₂ O ₃	3) N ₂ O ₃	4) K ₂ O	5) SiO ₂
2) В каком из приведенных случаев продукты реакций записаны неправильно?				
1) 2NaOH + ZnO → → Na ₂ ZnO ₂ + H ₂ O	2) Ca(OH) ₂ + CO ₂ → → CaCO ₃ + H ₂ O	3) CaO + Cl ₂ O ₃ → → Ca(ClO ₂) ₂	4) Cu(OH) ₂ + 2HNO ₃ → → Cu(NO ₃) ₂ + 2H ₂ O	5) SiO ₂ + 2NaOH → → Na ₂ SiO ₃ + H ₂ O
3) Какую кислоту, из числа приведенных нельзя получить взаимодействием кислотного оксида с водой ?				
1) H ₂ SO ₄	2) H ₂ SO ₃	3) H ₂ SiO ₃	4) Все указанные кислоты можно получить взаимодействием кислотного оксида с водой	5) HPO ₃
4) В каком случае взаимодействие возможно ?				
1) BaSO ₄ + NaOH	2) Ba(OH) ₂ + HCl	3) K ₂ CO ₃ + ZnS	4) Ag + ZnSO ₄	5) Во всех указанных случаях взаимодействие невозможно
5) Какова степень окисления серы в соединении Ca(HSO ₄) ₂ ?				
1) +6	2) Правильного ответа нет	3) +4	4) -2	5) -4

ЗАДАНИЕ 13

1) Выберите правильное утверждение				
1) Mn ₂ O ₇ Взаимодействует с HNO ₃	2) Rb ₂ O Взаимодействует с водой с образованием основания	3) Все утверждения верны	4) ZnO Взаимодействует с водой	5) CuO + 2NaOH → → Cu(OH) ₂ + Na ₂ O

2) Какое из указанных оснований можно получить взаимодействием основного оксида с водой ?				
1) Ca(OH)_2	2) Cu(OH)_2	3) Mg(OH)_2	4) Fe(OH)_2	5) Mn(OH)_2
3) В результате какой из указанных реакций образуется соль и вода ?				
1) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$	2) Во всех указанных реакциях	3) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$	4) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$	5) $\text{Cu(OH)}_2 + \text{HNO}_3$
4) В каком из приведенных случаев образуется основная соль ?				
1) $\text{Be(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (изб.)	2) Cu(OH)_2 (изб.) + H_2SO_4	3) $\text{KOH} + \text{HNO}_3$ (изб.)	4) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4$	5) KOH (изб.) + HCl
5) В каком из приведенных соединений степень окисления азота +3 ?				
1) $\text{Cu(NO}_3)_2$	2) NH_3	3) KNO_2	4) Ca_3N	5) NH_4Cl

ЗАДАНИЕ 14

1) Какому из приведенных оксидов соответствует гидратное соединение, относящиеся к классу кислот ?				
1) N_2O_3	2) Cs_2O	3) Al_2O_3	4) Ни одному из указанных	5) Cr_2O_3
2) Какой продукт реакции может образоваться при взаимодействии $\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH}$?				
1) K_2O	2) $\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH}$ Не взаимодейству т	3) KAlO_2	4) Al_2O_3	5) H_2O
3) Выберите неправильное утверждение				
1) При взаимодействии	2) Все приведенные	3) При взаимодействии	4) При взаимодействии	5) При взаимодействии

Mg с кислотой образуется соль и водород	утверждения правильны	кислоты и основания образуется соль и вода	кислоты с основным оксидом образуется соль и вода	сольной кислоты с солью образуется новая соль и кислота
4) В результате какой приведенных реакций соль не образуется ?				
1) $K + Cl_2$	2) $SO_2 + Na_2O$	3) $Mg + CO_2$	4) Во всех приведенных реакциях образуется соль	5) $Fe + HCl$
5) В каком из приведенных соединений степень окисления хрома меньше +6 ?				
1) $Ca(CrO_2)_2$	2) CrO_3	3) $K_2Cr_2O_7$	4) Na_2CrO_4	5) Во всех указанных соединениях степень окисления хрома +6

ЗАДАНИЕ 15

1) В каких из приведенных случаев химическое взаимодействие возможно ?				
1) $Na_2O + HCl$	2) Ни в одном из указанных	3) $P_2O_3 + SiO_2$	4) $K_2O + H_2O$	5) $Cu_2O + NaOH$
2) Выберите правильное утверждение				
1) $Cr(OH)_3$ Основной гидроксид	2) Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп, содержащихся в молекуле	3) Все утверждения неправильны	4) $Ba(OH)_2$ Амфотерный гидроксид	5) Li_2O Соответствует основание $LiOH$
3) Какой из приведенных оксидов реагирует с H_2SO_4 ?				
1) N_2O	2) CrO_3	3) B_2O_3	4) CuO	5) Mn_2O_7
4) В результате какой приведенной реакции образуется соль и вода ?				

1) Al(OH) ₃ + KOH	2) CaO + SO ₂	3) N ₂ O ₅ + HCl	4) Ни в одном из указанных	5) Mg + HCl
5) В каком из приведенных соединений степень окисления элемента +6 ?				
1) Al(NO ₃) ₃	2) H ₂ Cr ₂ O ₇	3) V ₂ O ₅	4) HMnO ₄	5) HCrO ₂

2. Т 3. Тема «Химическая кинетика и равновесие». Пример заданий для тестирования.

Вариант 1.

№	Тестовый вопрос	Макс. балл
1	1. Во сколько раз уменьшится скорость реакции, если температуру с 35 ⁰ С понизить до 15 ⁰ С при $\gamma = 2,5$? (5)	3
	1) 2,5 2) 20 3) 50 4) 2,5 ²⁰ 5) 6,25	
2	2. К чему приведет повышение температуры в системе $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$, $\Delta H < 0$? (3, 4)	3
	1) К уменьшению концентрации N ₂ 2) К увеличению концентрации NH ₃ 3) К уменьшению концентрации NH ₃ 4) К увеличению концентрации N ₂ 5) К уменьшению концентрации H ₂	
3	3. Как изменится скорость прямой реакции $C_{(тв)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$, если увеличить давление смеси в 4 раза? (2)	3
	1) Уменьшится в 4 раза 2) Увеличится в 4 раза 3) Увеличится в 16 раз 4) Правильного ответа нет 5) Уменьшится в 16 раз	
4	4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $3Fe_{(тв)} + 4H_2O_{(г)} \leftrightarrow Fe_3O_{4(тв)} + 4H_{2(г)}$? (3)	3
	1) $K = \frac{C_{H_2}^4}{C_{H_2O}^4}$ 2) $K = \frac{C_{H_2}}{C_{H_2O}}$ 3) $K = \frac{C_{H_2}^4}{C_{H_2O}^4}$ 4) $K = \frac{C_{H_2} * C_{Fe_3O_4}}{C_{H_2O} * C_{Fe}^3}$ 5) $K = \frac{C_{H_2}^4 *}{C_{H_2O}^4}$	
5	5. $O_{2(г)} + 2N_{2(г)} \leftrightarrow 2N_2O_{(г)}$. В состоянии равновесия $C_{N_2} = 0,2$ моль / л; $C_{N_2O} = 8$ моль / л. Определить исходную	3

концентрацию O ₂ . (5)				
1)	4	2)	5	3) 12
				4) 12,2
				5) Исходных данных недостаточно для получения ответа

Примечание: правильные ответы указаны в скобках.

Полный комплект оценочных средств Т 3 в количестве 14 вариантов.

Вариант 1

1. Во сколько раз уменьшится скорость реакции при охлаждении системы от 60⁰С до 30⁰С при $\gamma = 2$?

- 1) 30 2) 3 3) 8 4) 2 5) 60

2. К чему приведет понижение давления в системе $3\text{Fe}_{(\text{тв})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{тв})} + 4\text{H}_{2(\text{газ})}$?

- 1) К увеличению концентрации H₂ 2) К уменьшению концентрации H₂ 3) К увеличению концентрации H₂O 4) Концентрация паров воды не остается без изменения 5) Равновесие системы не нарушится

3. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, если изменить концентрацию CO с 2 до 6 моль/л., а концентрацию O₂ с 3 до 1 моль/л. ?

- 1) Увеличится в 32 раза 2) Увеличится в 36 раз 3) Увеличится в 10 раз 4) Увеличится в 8 раз 5) Увеличится в 3 раза

4. Указать выражение константы равновесия реакции $2\text{ZnS}_{(\text{тв})} + 3\text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{ZnO}_{(\text{тв})} + 2\text{SO}_{2(\text{газ})}$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{ZnO}} * C_{\text{SO}_2}}{C_{\text{ZnS}} * C_{\text{O}_2}}$ 2) $K = \frac{C_{\text{O}_2}^3}{C_{\text{SO}_2}^2}$ 3) $K = \frac{C_{\text{SO}_2}^2}{C_{\text{O}_2}^3}$ 4) $K = \frac{C_{\text{ZnS}}^2 * C_{\text{O}_2}^3}{C_{\text{ZnO}}^2 * C_{\text{SO}_2}^2}$ 5) $K = \frac{C_{\text{ZnO}}^2 * C_{\text{SO}_2}^2}{C_{\text{ZnS}}^2 * C_{\text{O}_2}^3}$

5. $4\text{NH}_{3(\text{газ})} + 5\text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 4\text{NO}_{(\text{газ})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$. В состоянии равновесия $C_{\text{O}_2} = 6$ моль / л; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 3$ моль / л. Определить исходную концентрацию O₂.

- 1) 2,5 2) 8,5 3) 3,5 4) 10,5 5) 12

Вариант 2

1. Скорость реакции при повышении температуры с 60⁰С до 90⁰С возросла в 8 раз.

Определить γ .

- 1) 2,7 2) 240 3) 8 4) 2 5) 0,27

2. К чему приведет повышение давления в системе $2\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{газ})}$?

- 1) К увеличению концентрации CO_2
2) Концентрация CO_2 остается без изменения
3) Концентрация O_2 увеличивается
4) Концентрация O_2 остается без изменения
5) К уменьшению концентрации O_2

3. Как изменится скорость прямой реакции $4\text{NH}_{3(\text{газ})} + 5\text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 4\text{NO}_{(\text{газ})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$, если концентрацию NH_3 увеличить в 3 раза, а концентрацию O_2 в 2 раза?

- 1) Увеличится в 6 раз
2) Увеличится в 22 раза
3) Увеличится в 120 раз
4) Увеличится в 2592 раза
5) Увеличится в 113 раз

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{газ})}$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{CO}}^2}{C_{\text{C}} * C_{\text{CO}_2}}$ 2) $K = \frac{C_{\text{CO}_2} * C_{\text{C}}}{C_{\text{CO}}^2}$ 3) $K = \frac{C_{\text{CO}}^2}{C_{\text{CO}_2}}$
4) $K = \frac{C_{\text{CO}_2}}{C_{\text{CO}}^2}$ 5) $K = \frac{C_{\text{CO}_2}}{C_{\text{CO}}}$

5. $2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{газ})}$. В состоянии равновесия $C_{\text{NO}_2} = 4 \text{ моль / л}; C_{\text{O}_2} = 3 \text{ моль / л}$. Вычислить начальную концентрацию O_2 .

- 1) 4 2) 1 3) 5 4) 6 5) 9

Вариант 3

1. Вычислить γ , если скорость реакции при повышении температуры на 20°C возросла в 9 раз.

- 1) 2 2) 0,45 3) 4,5 4) 3 5) 9

2. К чему приведет понижения давления в системе $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{газ})}$?

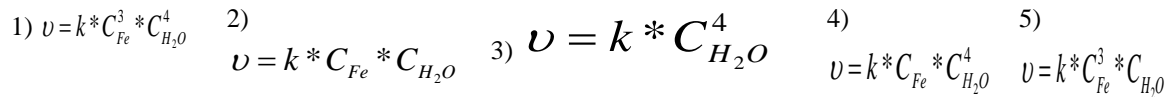
- 1) К увеличению концентрации O_2
2) К уменьшению концентрации O_2
3) К смещению равновесия влево
4) К уменьшению концентрации CO_2
5) К сохранению концентрации CO_2 неизменной

3. Как изменится скорость обратной реакции $4\text{NH}_{3(\text{газ})} + 5\text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 4\text{NO}_{(\text{газ})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$, если увеличить объем смеси в 2 раза?

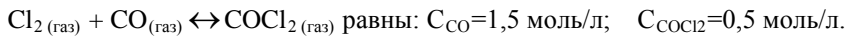
- 1) Уменьшится в 80 раз
2) Уменьшится в 2 раза
3) Уменьшится в 576 раз
4) Уменьшится в 2^{10} раз
5) Уменьшится в 4 раза

4. Указать математическое выражение скорости прямой реакции $3\text{Fe}_{(\text{тв})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{тв})} + 4\text{H}_2_{(\text{газ})}$

?



5. Найти начальную концентрацию CO, если равновесные концентрации в системе



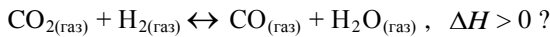
- 1) 3,5 2) 4 3) 2,5 4) 1,0 5) 2

Вариант 4

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на $20^{\circ}C$ при $\gamma = 4$?

- 1) 4 2) 80 3) 16 4) 8 5) 20^4

2. К чему приведет понижение температуры в системе



- 1) К увеличению концентрации CO_2 2) К уменьшению концентрации CO 3) К уменьшению концентрации H_2 4) К уменьшению концентрации CO_2 5) К увеличению концентрации H_2O

3. Как изменится скорость прямой реакции $Cl_2(газ) + H_2(газ) \leftrightarrow 2HCl(газ)$, если объем газовой смеси уменьшится вдвое?

- 1) Не изменится 2) Увеличится в 4 раза 3) Уменьшится в 4 раза 4) Увеличится в 2 раза 5) Уменьшится в 2 раза

4. Указать выражение константы равновесия реакции $Fe_2O_3(тв) + 3CO(газ) \leftrightarrow 2Fe(тв) + 3CO_2(газ)$?

- 1) $K = \frac{C_{CO}^3 * C_{Fe_2O_3}}{C_{CO_2}^3 * C_{Fe}^2}$ 2) $K = \frac{C_{CO_2}^3}{C_{CO}^3}$ 3) $K = \frac{C_{CO}^3}{C_{CO_2}^3}$ 4) $K = \frac{C_{CO_2}^3 * C_{Fe}^2}{C_{CO}^3 * C_{Fe_2O_3}}$ 5) $K = \frac{3 * C_{CO}}{3 * C_{CO_2}}$

5. В системе $2N_2(газ) + O_2(газ) \leftrightarrow 2N_2O(газ)$ равновесные концентрации равны: $C_{O_2} = 8$ моль/л; $C_{N_2O} = 4$ моль/л. Определить исходную концентрацию O_2 .

- 1) 6 2) 12 3) 5 4) 10 5) 14

Вариант 5

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с $30^{\circ}C$ до $60^{\circ}C$?

- 1) 1,5 2) 150 3) 6 4) 2 5) Исходных данных недостаточно для получения ответа

2. К чему приведет повышение давления в системе $3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(газ)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)} + 4\text{H}_{2(газ)}$?

- 1) К смещению равновесия вправо
 2) К смещению равновесия влево
 3) Равновесие системы сохраняется
 4) К увеличению концентрации паров воды
 5) К увеличению концентрации водорода

3. Как изменится скорость образования углекислого газа по реакции $2\text{CO}_{(газ)} + \text{O}_{2(газ)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(газ)}$, если увеличить концентрации реагирующих веществ с 2 до 8 моль/л. ?

- 1) Увеличится в 216 раз
 2) Увеличится в 27 раз
 3) Увеличится в 64 раза
 4) Увеличится в 20 раз
 5) Увеличится в 16 раз

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $4\text{CuO}_{(тв)} \leftrightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}_{(тв)} + \text{O}_{2(газ)}$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{CuO}}^4}{C_{\text{Cu}_2\text{O}}^2 * C_{\text{O}_2}}$
 2) $K = \frac{C_{\text{Cu}_2\text{O}}^2 * C_{\text{O}_2}}{C_{\text{CuO}}^4}$
 3) $K = C_{\text{O}_2}$
 4) $K = \frac{C_{\text{Cu}_2\text{O}}^2}{C_{\text{CuO}}^4}$
 5) $K = \frac{2 * C_{\text{Cu}_2\text{O}} * C_{\text{O}_2}}{4 * C_{\text{CuO}}}$

5. Найти исходную концентрацию NO_2 в системе $2\text{NO}_{2(газ)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(газ)} + \text{O}_{2(газ)}$, если равновесные концентрации равны $C_{\text{O}_2} = 2 \text{ моль / л}$; $C_{\text{NO}} = 6 \text{ моль / л}$.

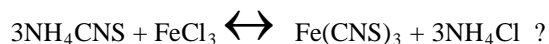
- 1) 10
 2) 4
 3) 1,3
 4) 7,3
 5) Исходных данных недостаточно для ответа

Вариант 6

1. Скорость реакции уменьшается в 9 раз при понижении температуры с 90°C до 70°C . Определить γ .

- 1) 180
 2) 3
 3) 2
 4) 0,45
 5) 4,5

2. Каким образом можно сдвинуть вправо равновесие системы (в растворе)



- 1) Уменьшением концентрации FeCl_3
 2) Увеличением концентрации NH_4Cl
 3) Уменьшением концентрации NH_4CNS
 4) Увеличением концентрации FeCl_3
 5) Уменьшением концентрации NH_4Cl

3. Как изменится скорость реакции $\text{CO}_{(газ)} + \text{Cl}_2_{(газ)} \leftrightarrow \text{COCl}_2_{(газ)}$, если объем системы увеличить в 4 раза?

- 1) Уменьшится в 4 раза
 2) Увеличится в 4 раза
 3) Не изменится
 4) Увеличится в 16 раз
 5) Уменьшится в 1 раз

4. Указать математическое выражение скорости прямой реакции $2\text{ZnS}_{(тв)} + 3\text{O}_{2(газ)} = 2\text{ZnO}_{(тв)} + 2\text{SO}_{2(газ)}$?

1) $v = k * C_{ZnS}^2 * C_{O_2}^3$ 2) $v = k * C_{ZnS} * 3 * C_{O_2}$ 3) $v = k * C_{ZnS}^2$ 4) $v = k * C_{O_2}^3$ 5) $v = k * 3 * C_{O_2}$

5. $2H_2O_{(газ)} \leftrightarrow 2H_2_{(газ)} + O_2_{(газ)}$. В состоянии равновесия $C_{H_2} = 10 \text{ моль / л}$; $C_{H_2O} = 1 \text{ моль / л}$. Вычислить начальную концентрацию H_2O .

- 1) 10 2) 7,7 3) 9 4) 11 5) Исходных данных недостаточно для получения ответа

Вариант 7

1. Во сколько раз уменьшится скорость реакции при понижении температуры от $120^{\circ}C$ до $80^{\circ}C$, если $\gamma = 3$?

- 1) 24 2) 81 3) 12 4) 64 5) 120

2. К чему приведет повышение температуры в системе $PCl_5_{(тв)} \leftrightarrow PCl_3_{(газ)} + Cl_2_{(газ)}$, $\Delta H > 0$?

- 1) К увеличению концентрации Cl_2 2) К увеличению концентрации PCl_5 3) К смещению равновесия вправо 4) К смещению равновесия влево 5) К уменьшению концентрации PCl_3

3. Как изменится скорость прямой реакции $N_{2(газ)} + 3H_{2(газ)} \leftrightarrow 2NH_{3(газ)}$, если увеличить давление смеси 3 раза?

- 1) Увеличится в 9 раз 2) Увеличится в 3 раза 3) Не изменится 4) Увеличится в 81 раз 5) Исходных данных недостаточно для получения ответа

4. Указать выражение константы равновесия реакции $Fe_3O_{4(тв)} + H_{2(газ)} \leftrightarrow 3FeO_{(тв)} + H_2O_{(газ)}$.

1) $K = \frac{C_{H_2} * C_{Fe_3O_4}}{C_{H_2O} * C_{FeO}^3}$ 2) $K = \frac{C_{H_2O} * C_{FeO}^3}{C_{H_2} * C_{Fe_3O_4}}$ 3) $K = \frac{C_{H_2}}{C_{H_2O}}$ 4) $K = \frac{C_{H_2O}}{C_{H_2}}$ 5) $K = \frac{3 * C_{H_2O} * C_{FeO}}{C_{H_2} * C_{Fe_3O_4}}$

5. $4HCl_{(газ)} + O_{2(газ)} \leftrightarrow 2H_2O_{(газ)} + 2Cl_{2(газ)}$. Равновесие установилось при следующих концентрациях $C_{O_2} = 9 \text{ моль / л}$; $C_{H_2O} = C_{Cl_2} = 16 \text{ моль / л}$.

Определить начальную концентрацию O_2 .

- 1) 8 2) 17 3) 1 4) 29 5) 49

Вариант 8

1. Скорость реакции при охлаждении с $60^{\circ}C$ до $40^{\circ}C$ уменьшилась в 4 раза.

Определить γ .

- 1) 4^2 2) 0,2 3) 4 4) 80 5) 2

2. К чему приведет понижение давления в системе $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + 2\text{Cl}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 4\text{HCl}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$?

- 1) К уменьшению концентрации Cl_2 2) К уменьшению количества образующегося HCl 3) К сохранению концентрации Cl_2 4) К смещению равновесия вправо 5) К смещению равновесия влево

3. Как изменится скорость прямой реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3_{(\text{ж})} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{ж})} = \text{Na}_2\text{SO}_4_{(\text{ж})} + \text{H}_2\text{SO}_3_{(\text{ж})} + \text{S}_{\downarrow(\text{тв})}$ в результате разбавления раствора втрое?

- 1) Уменьшится в 6 раз 2) Не изменится 3) Уменьшится в 9 раз 4) Уменьшится в 3 раза 5) Увеличится в 3 раза

4. Указать выражение константы равновесия реакции $6\text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{тв})} \leftrightarrow 4\text{Fe}_3\text{O}_4_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$?

- 1) $K = \frac{6 * C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{4 * C_{\text{O}_2} * C_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}$ 2) $K = \frac{4 * C_{\text{O}_2} * C_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{6 * C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}$ 3) $K = \frac{C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^6}{C_{\text{O}_2} * C_{\text{Fe}_3\text{O}_4}^4}$ 4) $K = C_{\text{O}_2}$ 5) $K = \frac{C_{\text{O}_2} * C_{\text{Fe}_3\text{O}_4}^4}{C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^6}$

5. $\text{O}_{2(\text{газ})} + 2\text{NO}_{(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{NO}_2_{(\text{газ})}$. В состоянии равновесия $C_{\text{NO}_2} = 9 \text{ моль / л}$; $C_{\text{NO}} = 2 \text{ моль / л}$. Определить начальную концентрацию NO .

- 1) 7 2) 11 3) 15,5 4) 9 5) Исходных данных недостаточно для получения ответа

Вариант 9

1. Во сколько раз уменьшится скорость реакции при понижении температуры на 30°C , если $\gamma = 4$?

- 1) 81 2) 4 3) 12 4) 64 5) 120

2. Как изменятся концентрации участников реакции, если увеличить концентрацию CO в системе $\text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{H}_2_{(\text{газ})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$?

- 1) Увеличится концентрация CO_2 2) Уменьшится концентрация CO_2 3) Увеличится концентрация H_2 4) Уменьшится концентрация H_2 5) Правильного ответа нет

3. Как изменится скорость прямой реакции $\text{H}_2_{(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{газ})}$, если давление газовой смеси уменьшить втрое?

- 1) Правильного ответа нет 2) Уменьшится в 3 раза 3) Уменьшится в 6 раз 4) Не изменится 5) Уменьшится в 9 раз

4. Указать выражение константы равновесия реакции $2\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{тв}) \leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{H}_2\text{O}}^3 * C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{C_{\text{Fe}(\text{OH})_3}^2}$ 2) $K = \frac{C_{\text{Fe}(\text{OH})_3}^2}{C_{\text{Fe}_2\text{O}_3} * C_{\text{H}_2\text{O}}^3}$ 3) $K = C_{\text{H}_2\text{O}}^3$ 4) $K = \frac{1}{C_{\text{H}_2\text{O}}^3}$ 5) $K = 3 * C_{\text{H}_2\text{O}}$

5. В системе $\text{O}_2(\text{газ}) + 2\text{N}_2(\text{газ}) \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}(\text{газ})$ равновесные концентрации равны $C_{\text{N}_2} = 9 \text{ моль / л}; C_{\text{N}_2\text{O}} = 4 \text{ моль / л}$.

Определить исходную концентрацию N_2 .

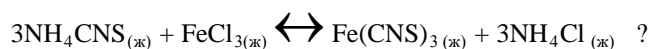
- 1) 4 2) 5 3) 13 4) 15 5) 17

Вариант 10

1. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 100°C при $\gamma = 2$?

- 1) 20 2) 1000 3) 40 4) 2^{10} 5) 200

2. Каким изменением концентраций участников реакции можно сдвинуть влево равновесие системы



- 1) Правильного ответа нет 2) Увеличением концентрации NH_4CNS 3) Увеличением концентрации NH_4CNS 4) Уменьшению концентрации FeCl_3 5) Увеличением концентрации FeCl_3

3. Как изменится скорость прямой реакции $\text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{газ}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{тв})$ при увеличении давления вдвое?

- 1) Уменьшится в 2 раза 2) Увеличится в 2 раза 3) Не изменится 4) Увеличится в 4 раза 5) Уменьшится в 4 раза

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $\text{FeS}(\text{тв}) + 2\text{CuSO}_4(\text{тв}) \leftrightarrow \text{Cu}_2\text{O}(\text{тв}) + \text{FeO}(\text{тв}) + 3\text{SO}_2(\text{газ})$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{Cu}_2\text{O}} * C_{\text{SO}_2}^3 * C_{\text{FeO}}}{C_{\text{CuSO}_4}^2 * C_{\text{FeS}}}$ 2) $K = \frac{C_{\text{CuSO}_4}^2 * C_{\text{FeS}}}{C_{\text{Cu}_2\text{O}} * C_{\text{FeO}} * C_{\text{SO}_2}^3}$ 3) $K = C_{\text{SO}_2}^3$ 4) $K = \frac{1}{C_{\text{SO}_2}^3}$ 5) $K = 3 * C_{\text{SO}_2}$

5. $4\text{NH}_3(\text{газ}) + 5\text{O}_2(\text{газ}) \leftrightarrow 4\text{NO}(\text{газ}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$. Вычислить начальную концентрацию NH_3 , если равновесные концентрации равны: $C_{\text{NH}_3} = 8 \text{ моль / л}; C_{\text{NO}} = 5 \text{ моль / л}$.

- 1) 18 2) 19,25 3) 12 4) 11,25 5) 13

Вариант 11

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 180°C до 200°C, если $\gamma = 3$?

- 1) 6 2) 9 3) 3^{20} 4) 8 5) 3

2. К какому изменению концентраций веществ приведет повышение температуры в системе $2\text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{O}_{2(г)} + 2\text{CO}_{2(г)}$, $\Delta H < 0$?

- 1) К уменьшению концентрации O_2 2) К увеличению концентрации O_2 3) К увеличению концентрации CO_2 4) К уменьшению концентрации CO 5) уменьшению концентрации CO_2

3. Как изменится скорость прямой реакции $3\text{H}_{2(г)} + \text{N}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(г)}$, если концентрацию H_2 увеличить в 2 раза?

- 1) Увеличится в 8 раз 2) Правильного ответа нет 3) Увеличится в 2 раза 4) Увеличится в 9 раз 5) Увеличится в 6 раз

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $2\text{CuO}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} \leftrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_{3(тв)}$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{CuO}}^2 * C_{\text{CO}_2} * C_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3}}$ 2) $K = \frac{1}{C_{\text{CO}_2} * C_{\text{H}_2\text{O}}}$ 3) $K = \frac{C_{\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3}}{C_{\text{H}_2\text{O}} * C_{\text{CO}_2} * C_{\text{CuO}}^2}$ 4) $K = \frac{1}{C_{\text{H}_2\text{O}}}$ 5) $K = \frac{1}{C_{\text{CO}_2}}$

5. $4\text{HCl}_{(г)} + 2\text{O}_2_{(г)} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_2_{(г)}$. Равновесные концентрации равны $C_{\text{HCl}} = 8 \text{ моль / л}$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{Cl}_2} = 16 \text{ моль / л}$. Определить начальную концентрацию HCl .

- 1) 32 2) 28 3) 48 4) Правильного ответа нет 5) 20

Вариант 12

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30°C до 70°C, если $\gamma = 3$?

- 1) Исходных данных недостаточно для получения ответа 2) 12 3) 3^{40} 4) 81 5) 61

2. К какому изменению концентраций веществ приведет повышение температуры в системе $\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$, $Q < 0$, $\Delta H > 0$?

- 1) К увеличению концентрации CO_2 2) К увеличению концентрации CO 3) К смещению равновесия влево 4) К увеличению концентрации H_2 5) К уменьшению концентрации CO

3. Как изменится скорость прямой реакции $\text{CO}_{(\text{газ})} + \text{Cl}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{газ})}$, если увеличить концентрацию CO с 3 до 12 моль/л, а концентрацию Cl_2 с 2 до 6 моль/л?

- 1) Увеличится в 12 раз 2) Увеличится в 72 раза 3) Увеличится в 3,6 раза 4) Увеличится в 36 раз 5) Уменьшится в 12 раз

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $2\text{FeO}_{(\text{тв})} \leftrightarrow 2\text{Fe}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$?

- 1) $K = \frac{C_{\text{Fe}}^2 * C_{\text{O}_2}}{C_{\text{FeO}}^2}$ 2) $K = \frac{C_{\text{FeO}}^2}{C_{\text{O}_2} * C_{\text{Fe}}^2}$ 3) $K = P_{\text{O}_2}$ 4) $K = \frac{1}{P_{\text{O}_2}}$ 5) $K = C_{\text{O}_2}$

5. В системе $2\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$, равновесные концентрации равны $C_{\text{O}_2} = 5 \text{ моль/л}$; $C_{\text{H}_2\text{O}} = 4 \text{ моль/л}$.

Вычислить исходную концентрацию O_2 .

- 1) 2 2) 3 3) 6 4) 7 5) 11

Вариант 13

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 10^0C , если $\gamma = 3$?

- 1) 10^3 2) Исходных данных недостаточно для получения ответа 3) 3^{10} 4) 30 5) 3

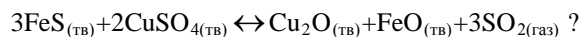
2. К чему приведет увеличение концентрации NH_3 в системе $3\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{N}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$?

- 1) К смещению равновесия вправо 2) К смещению равновесия влево 3) К уменьшению концентрации N_2 4) К уменьшению концентрации H_2 5) К увеличению концентрации H_2

3. Как изменится скорость обратной реакции $2\text{NO}_{(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{газ})}$, если уменьшить давление смеси в 4 раза?

- 1) Не изменится 2) Уменьшится в 4 раза 3) Уменьшится в 16 раз 4) Уменьшится в 8 раз 5) Увеличится в 4 раза

4. Указать математическое выражение скорости прямой реакции



- 1) $v = k * C_{FeO} * C_{Cu_2O} * 3 * C_{SO_2}$ 2) $v = k * C_{FeS} * C_{CuSO_4}^2$ 3) $v = k * 3 * C_{SO_2}$ 4) $v = k * C_{FeO} * C_{Cu_2O} * C_{SO_2}^3$ 5) $v = k * C_{SO_2}^3$

5. $H_{2(ГАЗ)} + CO_{2(ГАЗ)} \leftrightarrow H_2O_{(ГАЗ)} + CO_{(ГАЗ)}$. В состоянии равновесия $C_{CO_2} = 2$ моль/л; $C_{H_2O} = 4$ моль/л. Определить исходную концентрацию CO_2 .

- 1) 6 2) 4 3) 2 4) 8 5) 10

Вариант 14

1. Во сколько раз уменьшится скорость реакции при охлаждении системы с $60^{\circ}C$ до $30^{\circ}C$ при $\gamma = 2$?

- 1) 30 2) 3 3) 8 4) 2 5) 60

2. К чему приведет понижение температуры в системе $N_{2(ГАЗ)} + 3H_{2(ГАЗ)} \leftrightarrow 2NH_{3(ГАЗ)}$, $\Delta H < 0$?

- 1) К уменьшению концентрации N_2 2) К увеличению концентрации NH_3 3) К уменьшению концентрации NH_3 4) К увеличению концентрации N_2 5) К уменьшению концентрации H_2

3. Как изменится скорость прямой реакции $4NH_{3(ГАЗ)} + 5O_{2(ГАЗ)} \leftrightarrow 4NO_{(ГАЗ)} + 6H_2O_{(ГАЗ)}$, если увеличить объем смеси в 2 раза?

- 1) Уменьшится в 80 раз 2) Уменьшится в 2 раза 3) Уменьшится в 567 раз 4) Уменьшится в 2^8 раз 5) Уменьшится в 4 раза

4. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции $3Fe_{(ТВ)} + 4H_2O_{(ГАЗ)} \leftrightarrow Fe_3O_{4(ТВ)} + 4H_{2(ГАЗ)}$?

- 1) $K = \frac{C_{Fe}^3 * C_{H_2O}^4}{C_{Fe_3O_4} * C_{H_2}^4}$ 2) $K = \frac{C_{Fe_3O_4} * C_{H_2}^4}{C_{Fe}^3 * C_{H_2O}^4}$ 3) $K = \frac{C_{H_2}^4}{C_{H_2O}^4}$ 4) $K = \frac{C_{Fe_3O_4} * 4 * C_{H_2}}{4 * C_{H_2O} * 3 * C_{Fe}}$ 5) $K = \frac{4 * C_{H_2}}{4 * C_{H_2O}}$

5. $O_{2(ГАЗ)} + 2N_{2(ГАЗ)} \leftrightarrow 2N_2O_{(ГАЗ)}$. В состоянии равновесия $C_{O_2} = 8$ моль/л; $C_{N_2O} = 4$ моль/л. Определить исходную концентрацию O_2 .

- 1) 6 2) 12 3) 5 4) 10 5) 14

3. Т 4. Тема «Строение атомов и закономерности изменения свойств элементов и их соединений».

Пример заданий для тестирования:

Вариант 1.

1. Какое утверждение является неправильным	На первом энергетическом уровне содержится 2	На d-подуровне содержится максимально	На s-подуровне содержится максима
--	--	---------------------------------------	-----------------------------------

(4)	электрона 1	10 электронов 2	2 электрона 3	эл
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Ti_{22} (8)	s 6	p 7	d 8	
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $3s^23p^3$ (11)	3 период V-A-группа 11	3 период V-B-группа 12	3 период VI-A-группа 13	4 V
4. Какие значения принимает магнитное квантовое число m_l , если $L=2$ (16)	-2,-1,0,+1,+2 16	1,2,3,4,5 17	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3 18	
5. Какое из оснований в большей мере проявляет основные свойства (24)	$Zn(OH)_2$ 21	$Ca(OH)_2$ 22	$Mg(OH)_2$ 23	B

Примечание: правильные ответы указаны в скобках. Максимальный балл за задание – 3. Полный комплект оценочных средств Т 4 в количестве 14 вариантов.

Задание 1.

1. Какое утверждение является не правильным	На f-подуровне не содержится 10 электронов 1	На d-подуровне содержится максимально 10 электронов 2	На p-подуровне содержится максималл 12 электронов 3
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Sn_{50}	s 6	p 7	d 8

3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $3d^54s^2$	4 период VII-B-группа 11	4 период VII-A-группа 12	5 период VI-B-группа 13	5 период VI-A-группа 14
4. Какие значения принимает магнитное квантовое число m_l , если $L=3$	-2,-1,0,+1,+2 16	-1,0,+1 17	0,1,2 18	-3,-2,-1,0,+1,+2 19
5. Какой элемент 4 периода является наиболее типичным металлом	Cu 21	Zn 22	Ti 23	V 24

Задание 2.

1. Какое утверждение является правильным	На s-подуровне содержится максимально 1 электрон 1	На f-подуровне содержится максимально 14 электронов 2	На p-подуровне содержится максимал 4 электрона 3
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Th_{90}	s 6	p 7	d 8
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $4s^24p^5$	4 период VII-A-группа 11	4 период VII-B-группа 12	5 период VI-A-группа 13
4. Какие значения принимает побочное квантовое число L, если			

главное квантовое число $n=3$	0,1 16	0,2 17	0,1,2 18	
5. Какой из элементов 5 группы в большей мере проявляет неметаллические свойства	Sb 21	V 22	As 23	N

Задание 3.

1. Какое утверждение является не правильным	На s-подуровне содержится максимально 6 электронов 1	На d-подуровне содержится максимально 6 электронов 2	На f-подуровне содержится максимально 6 электронов 3	На p-подуровне содержится максимально 6 электронов 4	Все утверждения неправильные 5
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Hf ₇₂	s 6	p 7	d 8	f 9	f 10
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $4d^25s^2$	5 период IV-B-группа 11	5 период IV-A-группа 12	5 период II-A-группа 13	5 период II-B-группа 14	5 период I-A-группа 15
4. Какие значения принимает побочное квантовое число L, если главное	0,1,2,3	0,1,3,4	0,1,2	II	0,1,2,3

квантовое число $n=4$	16	17	18	19	20
5. Какой из элементов 6 группы в большей мере проявляет металлические свойства	I	Se	S	Cl	Mn
	21	22	23	24	25

Задание 4.

1. Какое утверждение является правильным	На s-подуровне содержится максимально 1 электрон	На f-подуровне содержится максимально 14 электронов	На p-подуровне содержится максимально 4 электронов
	1	2	3
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Nd_{60}	s	p	d
	6	7	8
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $4d^{10}5s^1$	5-период IV-B-группа	5-период IV-A-группа	5-период II-A-группа
	11	12	13
4. Какие значения принимает магнитное квантовое число m_l , если $L=4$	1,2,3,4	0,1,2,3,4	-1,-2,-3,0,1,2,
	16	17	18
5. У какого из элементов в большей мере проявляются неметаллические свойства?	I	Se	S

	21	г22	23	
--	----	-----	----	--

Задание 5.

1. Какое утверждение является правильным	На р-подуровне не содержится максимально 6 электронов 1	На р-подуровне содержится максимально 6 электронов 2	На р-подуровне содержится максимально 4 электронов 3	Все утверждения правильные 4	На р-подуровне м содержатся макс электронов 5
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента I ₅₃	s 6	p 7	d 8	f 9	d 1
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	4 период II-A-группа 11	4-период II-B-группа 12	5-период IV-A-группа 13	5-период IV-B-группа 14	4-период IV-A-группа 1
4. Какие значения принимает побочное квантовое число L, если главное квантовое число n=5	Правильного ответа нет 16	0,1,2,3,4,5 17	0,1,2,3 18	0,1,2,4,5 19	0,1,2,3,4 20
5. У какого из элементов в большей мере проявляются неметаллические свойства?	Na 21	Mg 22	Al 23	Si 24	P

Задание 6.

1. Какое утверждение является правильным	На s-подуровне не содержится максимально 6 электронов	На d-подуровне содержится максимально 6 электронов	На d-подуровне содержится 12 электронов
	1	2	
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Mo ₄₂	s	p	d
	6	7	
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается 5s ² 5p ⁶ 6s ²	5-период IV-A-группа	5-период IV-B-группа	4-период V-A-группа
	11	12	
4. Какие значения принимает побочное квантовое число L, если главное квантовое число n=6	0,1,2,3,4,5,6	0,1,2,3,4,5	0,1,2,3
	16	17	
5. Какое из соединений является более сильным основанием	NaOH	CsOH	Ca(OH) ₂
	21	22	

Задание 7.

1. Какое утверждение является правильным	На f-подуровне содержится максимально 10 электронов	На f-подуровне содержится максимально 6 электронов	На f-подуровне содержится 4 электронов
	1	2	
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента I ₅₃	s	p	d

	6	7	8
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $5s^25p^65d^26s^2$	6-период IV-B-группа 11	6-период IV-A-группа 12	5-период IV-A-группа 13
4. Какие значения принимает магнитное квантовое число m_L , если $L=5$	1,2,3,4,5 16	0,1,2,3,4 17	Правильного ответа 18
5. Среди приведенных электронных конфигураций указать невозможные	$1p^3$ 21	$3p^6$ 22	$2s^2$ 23

Задание 8.

1. Какое утверждение является правильным	На s-подуровне не содержится максимально 6 электронов 1	На f-подуровне содержится максимально 6 электронов 2	На d-подуровне содержится 6 электронов 3
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Ti_{22}	s 6	p 7	d 8
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $5d^46s^2$	6-период VI -B-группа 11	6-период VI -A-группа 12	5-период II-A-группа 13
4. Какая из приведенных электронных структур соответствует наиболее активному металлу	ns^2p^3 16	ns^2 17	ns^2p^1 18

5. У какого из элементов 5 периода в большей мере проявляются неметаллические свойства	In 21	Sn 22	I 23
--	--------------	--------------	-------------

Задание 9.

1. Какое утверждение является не правильным	На s-подуровне не содержится максимально 4 электрона 1	На p-подуровне содержится максимально 10 электронов 2	На f-подур содержится: 4 электрон
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Ba ₅₆	s 6	p 7	d
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается	6-период VIII -В-группа 11	4-период VIII -А-группа 12	5-период II-А-групп
4. Охарактеризовать четырьмя квантовыми числами следующее состояние электронов 4p	n=4 l=1 m _L =-1,0,1 m _s =+1/2 16	n=4 l=3 m _L =-1,0,1 m _s =1 17	n=4 l=2 m _L =-1,0 m _s =-1/2
5. Какой элемент 4 периода периодической системы является наиболее типичным металлом	Cu 21	Ca 22	Zn

Задание 10.

1. Какое утверждение является	Все утверждения	На p-подуровне	На d-поду
-------------------------------	-----------------	----------------	-----------

правильным	неправильные	содержится максимально 6 электронов	содержится максимал 6 электронов
	1	2	3
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента Tc ₄₃	s	p	d
	6	7	8
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается 6s ² 6p ⁶ 7s ¹	7-период I-A-группа	7-период I-B-группа	6-период VIII-A-группа
	11	12	13
4. Охарактеризовать четырьмя квантовыми числами следующее состояние электронов 2p	n=2 l=1 m _L =0 m _s =0	n=2 l=3 m _L =-1,0,1 m _s =1/2	n=2 l=1 m _L =1 m _s =1
	16	17	18
5. Какой из s-элементов подгруппы I-A является более сильным восстановителем	Fr	Cs	Rb
	21	22	23

Задание 11.

1. Какое утверждение является правильным	На d-подуровне содержится максимально 10 электронов	Наd-подуровне содержится максимально 12 электронов	На d-поду содержится: 6 электрон
	1	2	
2. Укажите электронную структуру элемента, который относится к f-семейству 4d ¹⁰ 5s ² 4d ¹⁰ 5s ² 5p ² 4s ² 4p ⁶ 4d

	6	7	8
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается $6s^26p^66d^27s^2$	7-период II-A-группа 11	7-период II-B-группа 12	7-период III- группа 13
4. Охарактеризовать четырьмя квантовыми числами следующее состояние электронов	$n=3$ $l=2$ $m_L=1$ $m_s=1$ 16	$n=3$ $l=1$ $m_L=-1,0,1$ $m_s=1$ 17	$n=3$ $l=1$ $m_L=-1,0,1$ $m_s=1/2$ 18
5. Какой элемент 5 периода периодической системы является наиболее типичным неметаллом	Sn 21	Sb 22	Mo 23

Задание 12.

1. Какое утверждение является правильным	На p-подуровне не содержится максимально 6 электронов 1	На f-подуровне содержится максимально 6 электронов 2	Все утверждения правильные
2. Определить тип (s-,p-,d-,f-) элемента I_{53}	$3s^23p^64s^2$ 6	$3s^23p^63d^14s^1$ 7	$3s^23p^63d^64s^2$
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула	4-период VIII -B-группа	4-период II -A-группа	4-период II-B-группа

заканчивается			
	11	12	13
4. Охарактеризовать четырьмя квантовыми числами следующее состояние электронов 4d	n=4 l=4 m _L =4 m _s =5 16	n=4 l=3 m _L =3 m _s =5 17	n=4 l=2 m _L =2 m _s =1/2 18
5. Указать какая из кислот является более сильной	H ₂ SO ₃ 21	H ₂ SO ₄ 22	H ₃ PO ₄ 23

Задание 13

1. Какое утверждение является правильным	На s-подуровне не содержится максимально 2 электрона 1	На p-подуровне содержится максимально 10 электронов 2	Все утверждения правильные
2. Укажите электронную структуру элемента, который относится к р-семейству 2s ² 2p ⁵ 6 3s ² 3p ⁵ 7 3s ² 3p ⁶ 4d ⁹
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается ...4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	5-период III -А-группа 11	5-период III -В-группа 12	4-период III-А-группа
4. Охарактеризовать четырьмя квантовыми числами следующее	n=5	n=4	n=3

состояние эле	l=4 m _L =5 m _s =5 16	l=4 m _L =5 m _s =5 17	l=2 m _L =-1,-2,0,-1,1 m _s =1/2 18
5. Руководствуясь положением периодической системы, укажите, какой из гидроксидов более сильное основание	Li(OH) 21	Na(OH) 22	K(OH) 23

Задание 14

1. Какое утверждение является не правильным	На f-подуровне не содержится максимально 10 электронов 1	На d-подуровне содержится максимально 10 электронов 2	На p-подуровне содержится 6 электронов
2. Укажите электронную структуру элемента, который относится к s-семейству 3s ² 2p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 6 3s ² 3p ⁶ 3d ⁵ 4s ² 7 4s ² 3p ¹
3. Определить период и группу элемента, если его электронная формула заканчивается ...5s ² 5p ⁶ 6s ²	6-период II -B-группа 11	6-период II -A-группа 12	5-период IV-A-группа
4. Охарактеризовать четырьмя квантовыми числами следующее состояние эле	n=2 l=1 m _L =1 m _s =3 16	n=2 l=1 m _L =-1,0,1 m _s =1/2 17	n=3 l=2 m _L =3 m _s =1/2
5. Руководствуясь положением периодической системы, укажите,	Sr(OH) 21	Be(OH) ₂ 22	Zn(OH) ₂ 23

какой из гидроксидов более сильное основание	21	22	23
--	----	----	----

4. Т. 5. Тема: «Гальванические элементы». Пример заданий для тестирования:

Вариант 1

№	Тестовый вопрос						Макс. балл
1	Укажите величину электродного потенциала меди на границе $\text{Cu}^0 \text{Cu}^{2+}$, если $C_{\text{Cu}^{2+}}=0,01$ Моль/л. (3)	+ 0,26 В 1	+ 0,34 В 2	+ 0,28 В 3	+ 0,4 В 4	Правильного ответа нет 5	3
2	Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента $\text{Ni} \text{NiSO}_4 \text{NiSO}_4 \text{Ni}$ 0,001 М 0,01 М (6, 8)	Ni в 0,01 М растворе NiSO_4 – катод	Заряд Ni-электрода в 0,001М растворе NiSO_4 положителен относительно другого электрода 7	В процессе работы элемента концентрация NiSO_4 у анода увеличивается	Правильных утверждений нет	Ni в 0,001 М растворе NiSO_4 – анод 10	3

		6		8		9	
3	Какой процесс имеет место при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов: Sn SnCl ₂ и Fe FeCl ₂ ? (15)	На аноде: Sn - 2ē = Sn ²⁺ 11	На катоде: Fe ²⁺ + 2ē = Fe 12	На катоде: 2H ₂ O + 2ē = H ₂ + 2OH ⁻ 13	На аноде: 2Cl ⁻ - 2ē = Cl ₂ 14	На аноде: Fe - 2ē = Fe ²⁺ 15	3
4	Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента: Sn SnSO ₄ H ₂ S O ₄ Cu, H ₂ ? (19)	\bar{e} H^+ Cu^{2+} 16 17	\bar{e} Cu^{2+} Sn^{2+} 17 18	\bar{e} Sn^{2+} SO_4^{2-} 18 19	\bar{e} SO_4^{2-} SO_4^{2-} 19 20	3	
5	Какое утверждение правильно относительно	ЭДС элемента	ЭДС = E°	ЭДС элемента возрастает при введении анионов	ЭДС = E°	ЭДС = E° _{Fe²⁺/Fe}	3

ЭДС элемента: Fe FeSO ₄ H ₂ S O ₄ Cu, H ₂ ? (22, 23)	вычисля ют из формул ы Нернста	$2H^+ H_2, Cu -$ $- E^\circ_{Fe^{2+} Fe}$	$Cr_2O_7^{2-}$ в раствор H ₂ SO ₄	$Cu^{2+} Cu - E$ $^\circ_{Fe^{2+} Fe}$	$- E^\circ_{Cu^{2+} Cu}$	
	21	22	23	24	25	

Примечание: правильные ответы указаны в скобках.

Полный комплект оценочных средств Т 5 в количестве 13 вариантов.

Вариант 1

Укажите величину электродного потенциала на границе Al ⁰ Al ³⁺ , если C _{Al³⁺} =0,01 Моль/л	- 1,66 В	- 1,70 В	- 1,62 В	-1,78 В	- 3,66 В
	1	2	3	4	5
Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента Ni NiSO ₄ H ₂ SO ₄ C u, H ₂	Ni – анод	Cu-электрод заряжен отрицательно относительно Ni электрода	Ni – окисляется при работе элемента	Ni- электро д заряжен положит ельно относит ельно Cu электро да	На катоде восстана в- ливается ион Cu ²⁺
	6	7	8	9	10
Какой процесс не осуществляется при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов : Cu CuSO ₄ и	На катоде: Cu ²⁺ +2ē =Cu	В области анода увеличиваетс я концентрация ZnSO ₄	В элементе: Zn ⁰ +Cu ²⁺ = Cu ⁰ +Zn ²⁺	На аноде: Zn – 2ē = Zn ²⁺	На катоде: 2H ₂ O+2 ē = H ₂ + 2OH ⁻
	11				

Zn ZnSO ₄ ?		← 12	13	14	15
Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента: Co CoCl ₂ CuCl ₂ Cu ?	← Co CoCl ₂ CuCl ₂ Cu Cl ⁻ 16	← Co CoCl ₂ CuCl ₂ Cu Co ²⁺ 17	→ Co CoCl ₂ CuCl ₂ Cu Cu ²⁺ 18	← Co CoCl ₂ CuCl ₂ Cu Cl ⁻ 19	← Co CoCl ₂ CuCl ₂ Cu Cl ⁻ 20
ЭДС элемента: Cd CdSO ₄ H ₂ SO ₄ Cu, H ₂ увеличилась, укажите, по какой причине это могло произойти?	E _{Cd²⁺ Cd} стал менее отрицательным 21	Уменьшилась концентрация катионов Cd ²⁺ 22	Уменьшилась концентрация катионов Cu ²⁺ 23	Потенциал катода стал менее положительным 24	Уменьшилась поляризация Cu-электрода 25

Вариант 2

Укажите значение электродного потенциала на границе Pb Pb ²⁺ , если C _{Pb²⁺} = 0,1 Моль/л	-0,068 В 1	-0,184 В 2	Правильного ответа нет 3	-1,126 В 4	-0,159 В 5
		Заряд Ag электрода в			

<p>Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента:</p> <p>$\text{Ag} \text{AgNO}_3 \text{AgNO}_3 \text{Ag}$</p> <p>0,001 M 0,01 M</p>	<p>Ag в 0,001 M растворе AgNO_3 – анод</p> <p>6</p>	<p>0,001 M растворе AgNO_3 более положителен по сравнению с другим электродом</p> <p>7</p>	<p>Ag в 0,001 M растворе AgNO_3 – катод</p> <p>8</p>	<p>При работе элемента концентрация AgNO_3 у катода увеличивается</p> <p>9</p>	<p>Правильного ответа нет</p> <p>10</p>
<p>Какой процесс происходит при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов :</p> <p>$\text{Mg} \text{MgSO}_4$ и $\text{Zn} \text{ZnSO}_4$?</p>	<p>На аноде:</p> $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ <p>11</p>	<p>В элементе:</p> $\text{Mg} + \text{Zn}^{2+} = \text{Mg}^{2+} + \text{Zn}$ <p>12</p>	<p>На катоде:</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ <p>13</p>	<p>На аноде:</p> $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$ <p>14</p>	<p>На катоде:</p> $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$ <p>15</p>
<p>Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента:</p> <p>$\text{Ni} \text{NiCl}_2 \text{CuCl}_2 \text{Cu}$</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>$\text{Ni} \text{NiCl}_2 \text{CuCl}_2 \text{Cu}$</p> <p>→</p> <p>$\text{Cl}^-$</p> <p>16</p>	<p>\bar{e}</p> <p>←</p> <p>$\text{Ni} \text{NiCl}_2 \text{CuCl}_2 \text{Cu}$</p> <p>→</p> <p>$\text{Cl}^-$</p> <p>17</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>$\text{Ni} \text{NiCl}_2 \text{CuCl}_2 \text{Cu}$</p> <p>←</p> <p>$\text{Cl}^-$</p> <p>18</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>$\text{Ni} \text{NiCl}_2 \text{CuCl}_2 \text{Cu}$</p> <p>←</p> <p>$\text{Cu}^{2+}$</p> <p>19</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>$\text{Ni} \text{NiCl}_2 \text{CuCl}_2 \text{Cu}$</p> <p>←</p> <p>$\text{Cu}^{2+}$</p> <p>20</p>
<p>Какое утверждение правильно относительно ЭДС элемента</p> <p>$\text{Al} \text{AlCl}_3 \text{CdCl}_2 \text{Cd}$?</p>	<p>ЭДС = $E_{\text{Al}^{3+} \text{Al}}^0 - E_{\text{Cd}^{2+} \text{Cd}}$</p> <p>21</p>	<p>ЭДС увеличивается при смещении потенциала Cd-электрода в область отрицательных значений</p> <p>22</p>	<p>ЭДС не зависит от концентрации катионов Al^{3+}</p> <p>23</p>	<p>Правильных ответов нет</p> <p>24</p>	<p>ЭДС = $E_{\text{Cd}^{2+} \text{Cd}}^0 - E_{\text{Al}^{3+} \text{Al}}^0$</p> <p>25</p>

	21			24	25
--	----	--	--	----	----

Вариант 3

<p>Укажите значение электродного потенциала магния на границе $Mg Mg^{2+}$, если $C_{Mg^{2+}}=0,01$ Моль/л</p>	<p>– 2,38 В</p> <p>1</p>	<p>Правильного ответа нет</p> <p>2</p>	<p>– 2,32 В</p> <p>3</p>	<p>– 2,44 В</p> <p>4</p>	<p>– 4,5 В</p> <p>5</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента $Cu Cu(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu$ 0,001 Моль/л 0,01 Моль/л</p>	<p>Си-электрод в 0,01 М растворе $Cu(NO_3)_2$ заряжается положительно относительно раствора</p> <p>6</p>	<p>Си-электрод в 0,001 М растворе заряжен положительно относительно другого Си – электрода</p> <p>7</p>	<p>Концентрация катионов Cu^{2+} у анода уменьшается при работе элемента</p> <p>8</p>	<p>Правильного ответа нет</p> <p>9</p>	<p>Си в 0,01 М растворе $Cu(NO_3)_2$ – катод</p> <p>10</p>
<p>Какой процесс происходит при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов : $Co CoCl_2$ и $Mg MgCl_2$?</p>	<p>На аноде: $Mg - 2\bar{e} = Mg^{2+}$</p> <p>11</p>	<p>На катоде: $Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg^0$</p> <p>12</p>	<p>В элементе: $Mg + Co^{2+} = Mg^{2+} + Co$</p> <p>13</p>	<p>На катоде: $Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$</p> <p>14</p>	<p>На аноде: $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2$</p> <p>15</p>
<p>Какая из приведённых схем правильно отражает механизм</p>	<p>$\xrightarrow{\bar{e}}$</p> <p>$Sn SnSO_4 H_2SO_4 Pt, H_2$</p>	<p>$\xleftarrow{\bar{e}}$</p> <p>$Sn SnSO_4 H_2SO_4 Pt, H_2$</p>		<p>$\xrightarrow{\bar{e}}$</p> <p>$Sn SnSO_4 H_2SO_4 Pt, H_2$</p>	<p>$\xleftarrow{\bar{e}}$</p> <p>$Sn SnSO_4 H_2SO_4 Pt, H_2$</p>

работы цепи гальванического элемента: $\text{Sn} \text{SnSO}_4 \text{H}_2 \text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2?$	SO_4^{2-} 16	\leftarrow SO_4^{2-} 17	Правильного ответа нет 18	\rightarrow SO_4^{2-} 19	\rightarrow SO_4^{2-} 20
ЭДС элемента $\text{Zn} \text{ZnCl}_2 \text{NiCl}_2 \text{Ni}$ уменьшилась. Укажите, по каким причинам это могло произойти?	При уменьшении концентрации катионов Zn^{2+} 21	$E_{\text{Ni}^{2+} \text{Ni}}$ стал менее отрицательным 22	При уменьшении и концентрации катионов Ni^{2+} 23	$E_{\text{Zn}^{2+} \text{Zn}}$ стал более положительным 24	По указанным причинам уменьшение ЭДС невозможно 25

Вариант 4

Укажите величину электродного потенциала хрома на границе $\text{Cr} \text{Cr}^{2+}$, если $C_{\text{Cr}^{2+}} = 0,01$ Моль/л	- 0,97 В 1	- 0,98 В 2	- 1,29 В 3	- 2,91 В 4	Правильного ответа нет 5
Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента $\text{Al} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Cu}, \text{H}_2$	Cu – отрицательно заряженный электрод относительно Al -электрода 6	Cu – катод 7	Al – анод 8	Cu окисляется при работе элемента 9	Концентрация ионов Al^{3+} убывает при работе элемента 10
Какой процесс происходит при работе гальванического	На аноде:	В элементе:	На катоде: $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} =$	Концентрация анионов	На катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} =$

<p>элемента, составленного из полуэлементов:</p> <p>Pb Pb(NO₃)₂ и Fe Fe(NO₃)₂?</p>	$Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ 11	$Pb^{2+} + Fe = Fe^{2+} + Pb^0$ 12	Pb^0 13	NO_3^- у электрода в сохраняется постоянной 14	$H_2 + 2OH^-$ 15
<p>Какая из приведённых схем правильно отражает меха-низм работы цепи гальванического элемента:</p> <p>Al Al(NO₃)₃ AgNO₃ Ag ?</p>	\bar{e} ← Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag → Al ³⁺ 16	\bar{e} ← Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag → NO ₃ ⁻ 17	\bar{e} ← Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag → Al ³⁺ 18	\bar{e} → Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag ← NO ₃ ⁻ 19	\bar{e} → Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag ← NO ₃ ⁻ 20
<p>Выберите правильное утверждение относительно ЭДС гальванического элемента:</p> <p>Mg MgCl₂ FeCl₂ Fe?</p>	<p>ЭДС уменьшается если $E_{Fe^{2+} Fe}$ станет более отрицательным</p> <p>21</p>	<p>ЭДС увеличивается при уменьшении концентрации катионов Mg²⁺</p> <p>22</p>	<p>$ЭДС = E_{Mg^{2+} Mg}^0 - E_{Fe^{2+} Fe}^0$</p> <p>23</p>	<p>ЭДС увеличивается при уменьшении концентрации катионов Fe²⁺</p> <p>24</p>	<p>ЭДС увеличивается при увеличении потенциала Mg электрода</p> <p>25</p>

Вариант 5

<p>Укажите величину электродного потенциала на границе Be Be²⁺, если $C_{Be^{2+}} = 0,01$</p>	<p>Правильного ответа нет</p> <p>1</p>	<p>- 1,79 В</p> <p>2</p>	<p>- 1,87 В</p> <p>3</p>	<p>- 1,91 В</p> <p>4</p>	<p>- 1,73 В</p> <p>5</p>
---	--	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------

Моль/л					
Выберите неправильное утверждение относительно гальванического элемента $Zn ZnCl_2 NiCl_2 Ni$	Zn-электрод заряжен положительно относительно раствора	Неправильных утверждений нет	Zn – анод	Ni-электрод заряжен положительно относительно Zn-электрода	Ni – катод
Какой процесс происходит при работе гальванического элемента $Co CoSO_4 H_2SO_4 Pt, H_2?$	На аноде: $Co^0 - 2\bar{e} = Co^{2+}$	На катоде: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	На аноде: $Pt - 2\bar{e} = Pt^{2+}$	На катоде: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	На катоде: $Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$
Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента: $Mg Mg(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu?$	\bar{e} → $Mg Mg(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu$ → NO_3^-	\bar{e} ← $Mg Mg(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu$ → NO_3^-	\bar{e} → $Mg Mg(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu$ ← NO_3^-	\bar{e} ← $Mg Mg(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu$ ← Cu^{2+}	\bar{e} → $Mg Mg(NO_3)_2 Cu(NO_3)_2 Cu$ → Mg^{2+}
От какого фактора не зависит ЭДС гальванического	От потенциала $E_{2H, H_2, Pt}^0$	От поляризации	От потенциала $E_{Pt^{2+}}^0$	От присутствия деполяризаторов	От концентрации ионов

элемента: Zn ZnSO ₄ H ₂ SO ₄ Pt, H ₂ ?	21	катода	23	24	Zn ²⁺ 25
		22			

Вариант 6

Укажите величину электронного потенциала циркония на границе Zr Zr ⁴⁺ , если C _{Zr⁴⁺} =0,0001 Моль/л	- 1,59 В	- 1,52 В	- 1,64 В	- 1,81 В	- 5,58 В
При каком условии гальванический элемент не возникает?	Одинаковые электроды находятся в растворах своих солей разной концентрации	Оба металла находятся в одном электролите	Равны потенциалы электродов	Оба электрода – металлы, стоящие в ряду напряжения после водорода	Отсутствует контакт растворов электролитов
Какой процесс имеет место при работе гальванического элемента, составленного из полужелтого Zn Zn(NO ₃) ₂ и Al Al(NO ₃) ₃ ?	Zn-электрод заряжается положительно относительно Al-электрода	На аноде: Zn - 2ē = Zn ²⁺	На катоде: 2H ₂ O + 2ē = H ₂ + 2OH ⁻	Ни один из указанных	Масса катода не изменяется в процессе работы элемента
Какая из приведённых схем правильно	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag	$\xleftarrow{\bar{e}}$ Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag

отражает механизм работы цепи гальванического элемента: Al Al(NO ₃) ₃ AgNO ₃ Ag	→ NO ₃ ⁻ 16	→ Al ³⁺ 17	← NO ₃ ⁻ 18	← Ag ⁺ 19	→ Ag ⁺ 20
К какому изменению в гальваническом элементе: Cd CdSO ₄ CuSO ₄ Cu приводит замена электролита CuSO ₄ на H ₂ SO ₄	Изменится анодный процесс 21	Уменьшится ЭДС элемента 22	Увеличится ЭДС элемента 23	ЭДС элемента не изменится 24	Потенциал катода уменьшается 25

Вариант 7

Укажите величину электродного потенциала на границе Co Co ²⁺ , если C _{Co²⁺} = 0,01 Моль/л	+ 0,28 В 1	- 0,28 В 2	- 0,39 В 3	- 0,34 В 4	- 2,28 В 5
Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента Cu Cu(NO ₃) ₂ AgNO ₃ Ag	Cu-электрод заряжен отрицательно относительно раствора Cu(NO ₃) ₂ 6	Cu – катод 7	Ag – анод 8	Все утверждения неправильны 9	Cu-электрод заряжен отрицательно относительно Ag-электрода 10
Какой процесс					

происходит при работе гальванического элемента Mg MgSO ₄ H ₂ SO ₄ Cu, H ₂	На аноде: $Cu - 2\bar{e} = Cu^{2+}$ 11	На аноде: $Mg^0 - 2\bar{e} = Mg^{2+}$ 12	На катоде: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ 13	В элементе: $Mg + Cu^{2+} = Cu^0 + Mg^{2+}$ 14	На катоде: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$ 15
Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента: Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu ?	$\leftarrow \bar{e}$ Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu $\rightarrow Zn^{2+}$ 16	\bar{e} \rightarrow Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu $\leftarrow Cu^{2+}$ 17	\bar{e} \leftarrow Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu $\leftarrow SO_4^{2-}$ 18	\bar{e} \leftarrow Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu $\leftarrow SO_4^{2-}$ 19	\bar{e} \rightarrow Zn ZnSO ₄ CuSO ₄ Cu $\leftarrow SO_4^{2-}$ 20
Выберите правильное утверждение относительно ЭДС гальванического элемента: Fe Fe(NO ₃) ₂ AgNO ₃ Ag	ЭДС уменьшается при увеличении концентрации катионов Fe ²⁺ 21	$\text{ЭДС} = E_{Fe^{2+} Fe}^0 - E_{Ag^+ Ag}^0$ 22	ЭДС не зависит от концентрации катионов Fe ²⁺ 23	ЭДС уменьшается в результате уменьшения потенциала Ag-электрода 24	$\text{ЭДС} = E_{Ag^+ Ag}^0 - E_{Fe^{2+} Fe}^0$ 25

Вариант 8

Укажите величину электродного потенциала хрома на границе Cr Cr ³⁺ , если C _{Cr³⁺} =0,001	Правильного ответа нет	- 0,80 В	- 0,91 В	- 0,68 В	- 0,74 В
--	------------------------	----------	----------	----------	----------

Моль/л	1	2	3	4	5
<p>Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента</p> <p>$\text{Cu} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{AgNO}_3 \text{Ag}$</p>	<p>Cu – катод</p> <p>6</p>	<p>Ag-электрод заряжен положительно относительно раствора</p> <p>7</p>	<p>Все утверждения неправильны</p> <p>8</p>	<p>Cu-электрод заряжен отрицательно относительно Ag-электрода</p> <p>9</p>	<p>Ag – анод</p> <p>10</p>
<p>Какой процесс происходит при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов</p> <p>$\text{Fe} \text{FeCl}_2$ и $\text{Ni} \text{NiCl}_2$?</p>	<p>На аноде: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$</p> <p>11</p>	<p>Уменьшение концентрации катионов Fe^{2+}</p> <p>12</p>	<p>В элементе: $\text{Fe} + \text{Ni}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Ni}$</p> <p>13</p>	<p>На катоде: $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$</p> <p>14</p>	<p>На аноде: $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$</p> <p>15</p>
<p>Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента:</p> <p>$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2$?</p>	<p>$\xrightarrow{\bar{e}}$</p> <p>$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2$</p> <p>$\xleftarrow{\quad}$</p> <p>$\text{SO}_4^{2-}$</p> <p>16</p>	<p>$\xrightarrow{\bar{e}}$</p> <p>$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2$</p> <p>$\xleftarrow{\text{H}_2}$</p> <p>$\text{H}^+$</p> <p>17</p>	<p>$\xleftarrow{\bar{e}}$</p> <p>$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2$</p> <p>$\xrightarrow{\quad}$</p> <p>$\text{Co}^{2+}$</p> <p>18</p>	<p>$\xrightarrow{\bar{e}}$</p> <p>$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2$</p> <p>$\xrightarrow{\quad}$</p> <p>$\text{SO}_4^{2-}$</p> <p>19</p>	<p>$\xrightarrow{\bar{e}}$</p> <p>$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{Pt}, \text{H}_2$</p> <p>$\xleftarrow{\quad}$</p> <p>$\text{H}^+$</p> <p>20</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно ЭДС гальванического элемента:</p> <p>$\text{Ni} \text{NiSO}_4 \text{CuS}$</p>	<p>ЭДС увеличивается при увеличении $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0$</p>	<p>ЭДС = $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 + E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$</p>	<p>ЭДС уменьшается при уменьшении концентрации катионов Cu^{2+}</p>	<p>ЭДС уменьшается при увеличении концентрации катионов Ni^{2+}</p>	<p>ЭДС = $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$</p>

O ₄ Cu			23	24	
	21	22			25

Вариант 9

<p>Укажите величину электродного потенциала марганца на границе Mn Mn²⁺, если C_{Mn²⁺} = 0,001 Моль/л</p>	- 1,35 В 1	- 1,27 В 2	Правильного ответа нет 3	- 4,18 В 4	- 1,01 В 5
<p>Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента Sn Sn(NO₃)₂ AgNO₃ Ag</p>	<p>При работе элемента увеличивается концентрация катионов Sn²⁺</p> <p>6</p>	<p>Sn – катод</p> <p>7</p>	<p>Ag-электрод заряжен отрицательно относительно раствора AgNO₃</p> <p>8</p>	<p>Ag – анод</p> <p>9</p>	<p>Sn-электрод заряжен отрицательно относительно раствора Sn(NO₃)₂</p> <p>10</p>
<p>Какой процесс происходит при работе гальванического элемента Ni NiSO₄ H₂SO₄ Cu, H₂</p>	<p>На аноде: Cu – 2ē = Cu²⁺</p> <p>11</p>	<p>На катоде: Cu²⁺ + 2ē = Cu⁰</p> <p>12</p>	<p>На аноде: Ni – 2ē = Ni²⁺</p> <p>13</p>	<p>В элементе: Ni + 2H⁺ = Ni²⁺ + H₂</p> <p>14</p>	<p>В элементе: Ni + Cu²⁺ = Ni²⁺ + Cu</p> <p>15</p>
<p>Какая из приведённых схем правильно отражает механизм</p>	<p>← ē</p> <p>Mn MnSO₄ CdSO₄ Cd</p> <p>→</p>	<p>→ ē</p> <p>Mn MnSO₄ CdSO₄ Cd</p>	<p>→ ē</p> <p>Mn MnSO₄ CdSO₄ Cd</p>	<p>← ē</p> <p>Mn MnSO₄ CdSO₄ Cd</p> <p>←</p>	<p>← ē</p> <p>Mn MnSO₄ CdSO₄ Cd</p> <p>→</p>

<p>работы цепи гальванического элемента:</p> <p>$Mn MnSO_4 CdSO_4 Cd?$</p>	<p>Mn^{2+}</p> <p>16</p>	<p>←</p> <p>SO_4^{2-}</p> <p>17</p>	<p>Cd^{2+}</p> <p>←</p> <p>18</p>	<p>SO_4^{2-}</p> <p>19</p>	<p>SO_4^{2-}</p> <p>20</p>
<p>В электролит H_2SO_4 элемента</p> <p>$Mg MgSO_4 H_2SO_4 Ag, H_2$</p> <p>ввели ионы MnO_4^-.</p> <p>К чему это приведёт?</p>	<p>Уменьшится ЭДС элемента</p> <p>21</p>	<p>ЭДС не изменится</p> <p>22</p>	<p>Потенциал катода станет более отрицательным</p> <p>23</p>	<p>Скорость катодного процесса уменьшится</p> <p>24</p>	<p>Уменьшится поляризация катода</p> <p>25</p>

Вариант 10

<p>Укажите величину электродного потенциала олова на границе $Sn Sn^{2+}$, если $C_{Sn^{2+}} = 0,01$ Моль/л</p>	<p>- 0,199 В</p> <p>1</p>	<p>- 0,14 В</p> <p>2</p>	<p>Правильного ответа нет</p> <p>3</p>	<p>- 0,08 В</p> <p>4</p>	<p>- 0,21 В</p> <p>5</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента</p> <p>$Zn Zn(NO_3)_2 Ni(NO_3)_2 Ni$</p>	<p>Zn – анод</p> <p>6</p>	<p>Ni-электрод заряжен отрицательно относительно Zn-электрода</p> <p>7</p>	<p>Ni – катод</p> <p>8</p>	<p>Zn-электрод заряжен положительно относительно раствора</p> <p>9</p>	<p>Все утверждения правильны</p> <p>10</p>
<p>Какой из процессов не происходит при работе гальва-</p>		<p>В области анода</p>	<p>Cu-электрод заряжается</p>	<p>На аноде:</p>	<p>Все указанные имеют место</p>

<p>нического элемента, составленного из полуэлементов</p> <p>Cu CuCl₂ u Al AlCl₃?</p>	<p>На катоде:</p> $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	<p>увеличивается концентрация катионов Al³⁺</p>	<p>отрицательного относительного раствора CuCl₂</p>	$\text{Al} - 3\bar{e} = \text{Al}^{3+}$	15
	11	12	13	14	
<p>Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента:</p> <p>Mg MgCl₂ SnCl₂ Sn?</p>	<p>\bar{e}</p> <p>←</p> <p>Mg MgCl₂ SnCl₂ Sn</p> <p>→</p> <p>Mg²⁺</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>Mg MgCl₂ SnCl₂ Sn</p> <p>←</p> <p>Cl⁻</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>Mg MgCl₂ SnCl₂ Sn</p> <p>→</p> <p>Cl⁻</p>	<p>\bar{e}</p> <p>→</p> <p>Mg MgCl₂ SnCl₂ Sn</p> <p>←</p> <p>Sn²⁺</p>	<p>\bar{e}</p> <p>←</p> <p>Mg MgCl₂ SnCl₂ Sn</p> <p>←</p> <p>Cl⁻</p>
	16	17	18	19	20
<p>Какое утверждение правильно относительно ЭДС элемента</p> <p>Mn MnSO₄ H₂SO₄ Cu, H₂?</p>	<p>ЭДС элемента вычисляются из формулы Нернста</p>	$\text{ЭДС} = E^0_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} - E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$	<p>ЭДС элемента возрастает при введении в H₂SO₄ ионов Cr₂O₇²⁻</p>	$\text{ЭДС} = E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2, \text{Cu}} - E^0_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}$	$\text{ЭДС} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^0_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}$
	21	22	23	24	25

Вариант 11

<p>Укажите величину электродного потенциала на границе Ni Ni²⁺, если C_{Ni²⁺} = 0,0001 Моль/л</p>	-0,37 В	-0,11 В	-0,23 В	-0,46 В	Правильного ответа нет
	1	2	3	4	5
<p>Выберите правильное утверждение относительно</p>	<p>Сu – окисляется при работе</p>		<p>Концентрация катионов Al³⁺</p>	<p>Сu отрицательно</p>	–

гальванического элемента	элемента	Cu – катод	убывает при работе элемента	заряженный электрод	Al – анод
Al Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ SO ₄ Cu, H ₂	6	7	8	9	10
Какой процесс осуществляется при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов	На аноде: 2Cl ⁻ - 2ē = Cl ₂	На катоде: Al ³⁺ + 3ē = Al	На аноде: Sn - 2ē = Sn ²⁺	На катоде: Sn ²⁺ + 2ē = Sn	На катоде: 2H ₂ O + 2ē = H ₂ + 2OH ⁻
Sn SnCl ₂ u Al AlCl ₃ ?	11	12	13	14	15
Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы цепи гальванического элемента:	ē ←	ē →	← ē	← ē	→ ē
Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu	Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu	Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu	Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu	Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu	Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu
SO ₄ ²⁻ →	SO ₄ ²⁻ ←	SO ₄ ²⁻ ←	SO ₄ ²⁻ ←	Cu ²⁺ ←	Cu ²⁺ ←
Ni NiSO ₄ CuSO ₄ Cu ?	16	17	18	19	20
Какое утверждение правильно относительно ЭДС элемента	ЭДС зависит от E _{Zn²⁺/Zn}	ЭДС = E ⁰ _{Zn²⁺/Zn} - E ⁰ _{2H⁺/H₂,Cu}	ЭДС зависит от концентрации катионов Cu ²⁺	ЭДС = E ⁰ _{Cu²⁺/Cu} - E ⁰ _{Zn²⁺/Zn}	ЭДС зависит от концентрации ионов H ⁺
Zn ZnSO ₄ H ₂ SO ₄ Cu, H ₂ ?	21	22	23	24	25

Вариант 12

Укажите величину электродного потенциала	-0,76 В	-0,93 В	-0,85 В	Правильного	-0,67 В
--	---------	---------	---------	-------------	---------

на границе $Zn Zn^{2+}$, если $C_{Zn^{2+}}=0,001$ Моль/л	1	2	3	ответа нет	4	5
Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента $Sn Sn(NO_3)_2 AgNO_3 Ag$	При работе элемента уменьшается концентрация $AgNO_3$	Ag – анод	Sn -электрод заряжен положительно относительно Ag -электрода	Sn – катод	Sn -электрод заряжен положительно относительно электролита $Sn(NO_3)_2$	10
Какой процесс происходит при работе гальванического элемента, составленного из полуэлементов $Mg MgCl_2$ и $Co CoCl_2$?	На аноде: $Mg - 2\bar{e} = Mg^{2+}$	В элементе: $Co + Mg^{2+} = Mg^0 + Co^{2+}$	На катоде: $Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	В элементе: $Mg + Co^{2+} = Mg^{2+} + Co$	На аноде: $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2$	15
Какая из приведённых схем правильно отражает механизм работы гальванического элемента: $Zn ZnSO_4 H_2SO_4 Cu, H_2$?	$\leftarrow \bar{e}$ $Zn ZnSO_4 H_2SO_4 Cu, H_2$ $\xrightarrow{SO_4^{2-}}$	$\xrightarrow{\bar{e}}$ $Zn ZnSO_4 H_2SO_4 Cu, H_2$ $\xleftarrow{Cu^{2+}}$	$\xrightarrow{\bar{e}}$ $Zn ZnSO_4 H_2SO_4 Cu, H_2$ $\xleftarrow{H^+}$	$\xrightarrow{\bar{e}}$ $Zn ZnSO_4 H_2SO_4 Cu, H_2$ $\xleftarrow{SO_4^{2-}}$	$\xrightarrow{\bar{e}}$ $Zn ZnSO_4 H_2SO_4 Cu, H_2$ $\xrightarrow{SO_4^{2-}}$	20
Какое утверждение относительно ЭДС	$ЭДС = E_{Fe^{2+}/Fe}^0 - E_{Ni^{2+}/Ni}^0$	ЭДС увеличивается при увеличении	$ЭДС = E_{Ni^{2+}/Ni}^0 - E_{Fe^{2+}/Fe}^0$	ЭДС не зависит от концентрации	ЭДС увеличивается при смещении потенциала Fe -электрода в	

элемента: Fe FeSO ₄ Ni SO ₄ Ni?	$E_{Ni^{2+}/Ni}^0$	концентрации катионов Fe ²⁺		катионов Ni ²⁺	сторону положительных значений
	21	22	23	24	25

Вариант 13

Укажите величину электродного потенциала кад-мия на границе Cd Cd ²⁺ , если C _{Cd²⁺} =0,01 Моль/л	- 0,34 В	- 0,52 В	- 0,4 В	Правильного ответа нет	- 0,46 В
	1	2	3	4	5
Выберите правильное утверждение относительно гальванического элемента Ag AgNO ₃ AgNO ₃ Ag 0,01 Моль/л 0,1 Моль/л	Заряд Ag - электрода в 0,01 М растворе AgNO ₃ отрицателен относительно раствора	Ag в 0,01 М растворе AgNO ₃ - анод	Правильных утверждений нет	При работе элемента концентрация катионов Ag ⁺ у катода увеличивается	Ag в 0,1 М растворе AgNO ₃ - катод
	6	7	8	9	10
Какой процесс осуществляется при работе гальванического элемента Co CoSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂ ?	На аноде: Co - 2ē = Co ²⁺	В элементе: Co ⁰ + Ag ⁺ = Ag ⁰ + Co ²⁺	На аноде: Ag - ē = Ag ⁺	На катоде: Co ²⁺ + 2ē = Co	На катоде: 2H ⁺ + 2ē = H ₂
	11	12	13	14	15
Какая из приведённых схем правильно	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Cu CuSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Cu CuSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Cu CuSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Cu CuSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂	$\xrightarrow{\bar{e}}$ Cu CuSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂

отражает механизм работы гальванического элемента: Cu CuSO ₄ H ₂ SO ₄ Ag, H ₂ ?	Ag ⁺ 16	→ SO ₄ ²⁻ 17	← SO ₄ ²⁻ 18	→ H ⁺ 19	→ Cu ²⁺ 20
От какого фактора не зависит ЭДС гальванического элемента: Zn ZnSO ₄ H ₂ SO ₄ Cu, H ₂ ?	От потенциала E _{2H⁺/H₂, Pt}	От поляризации Cu-электрода	От концентрации катионов H ⁺	От концентрации катионов Zn ²⁺	От потенциала E _{Cu²⁺/Cu⁰}
	21	22	23	24	25

Примечание: правильные ответы указаны в скобках.

5. Т 6. Тема «Электролиз»
Вариант 1

№	Тестовый вопрос						Макс. балл
1	Укажите возможный процесс при электролизе указанных растворов (электроды угольные) (3)	MgSO ₄ на катоде: Mg ²⁺ + 2ē = Mg	Mg SO ₄ на аноде: 2SO ₄ ²⁻ - 2ē = S ₂ O ₈ ²⁻	Ни один из указанных процессов невозможен	H ₂ SO ₄ на катоде: 2H ₂ O + 2ē = H ₂ + 2OH ⁻	Na ₂ CO ₃ на аноде: 2CO ₃ ²⁻ - 4ē = 2CO ₂ + O ₂	3
2	Выберите правильное утверждение относительно напряжения разложения (E ⁰ _{разл.}) при электролизе водных растворов указанных веществ (условия стандартные) (6, 10)	NiSO ₄ E ⁰ _{разл.} = 1,476 В	NiBr ₂ E ⁰ _{разл.} = E ⁰ _{Ni²⁺/Ni}	AlCl ₃ / Br ₂ /2Br ⁻ E ⁰ _{разл.} = E ⁰ _{Cl₂/2Cl⁻}	Al ₂ (SO ₄) ₃ E ⁰ _{разл.} > E ⁰ _{разл. (2H⁺/H₂, Pt)}	H ₂ O, pH=7 E ⁰ _{разл.} зависит от	3

		6	7		9	10		
3	Укажите правильный ход решения для определения массы Ag, выделившегося при электролизе раствора соли AgNO ₃ , если I = 5А; τ _{эл-за} = 10 мин. (15)	m = 5 · 10 · 60	Исходных данных недостаточно для решения	5 · 10 · 60	m = _____	107,9 · 5 · 10	107,9 · 5 · 600	3
		11	12	13	14	15		
4	Выберите неправильное утверждение относительно электролиза водных растворов электролитов (условия стандартные) (17, 18)	Катион с E ⁰ = -2,36 В на катоде восстанавливается	Из катионов Ni ²⁺ и Cr ³⁺ первым на катоде восстанавливается ион Cr ³⁺	Из катионов Cu ²⁺ , Ag ⁺ , Au ³⁺ последним восстанавливается ион Ag ⁺	Первым восстанавливается из смеси катионов катион с большими окислительными свойствами и	Из катионов K ⁺ , Ca ²⁺ , Al ³⁺ ни один не восстанавливается на катоде	3	
		16	17	18	19	20		
5	Какой ион или молекула первым будет окисляться на аноде при электролизе водного раствора, содержащего все указанные частицы (электроды угольные)? (21)	ClO ₃ ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	H ₂ O	SO ₄ ²⁻	3	
		21	22	23	24	25		

Примечание: правильные ответы указаны в скобках.

Полный комплект оценочных средств Т 6 в количестве 13 вариантов.

Вариант 1

<p>Какой процесс возможен при электролизе указанных растворов (электроды платиновые) ?</p>	<p>Ни один из указанных процессов невозможен</p> <p>1</p>	<p>LiClO₃</p> <p>нааноде:</p> $\text{ClO}_3^- - 2\bar{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+$ <p>2</p>	<p>KClO₄</p> <p>на аноде:</p> $2\text{ClO}_4^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{O}$ <p>3</p>	<p>HClO₃</p> <p>на катоде:</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ <p>4</p>	<p>FeCl₂</p> <p>на катоде:</p> $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}^0$ <p>5</p>
<p>Какое напряжение разложения теоретически необходимо для электролиза раствора Рb(NO₃)₂ (условия стандартные) ?</p>	<p>- 0,126 В</p> <p>6</p>	<p>- 1,355 В</p> <p>7</p>	<p>1,229 В</p> <p>8</p>	<p>1,103 В</p> <p>9</p>	<p>1,359 В</p> <p>10</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно электролиза раствора H₂SO₄, (условия стандарт-ные)</p>	<p>При пропускании 1 Кл электричества выделяется 11,2 л H₂</p> <p>11</p>	<p>Количество H₂, выделившегося из H₂SO₄, при про-пускинии 96500 Кл больше, чем из CH₃COOH той же концентрации</p> <p>12</p>	<p>22,4 л (н.у.) водорода выделяются при затрате двух фарадеев электричества</p> <p>13</p>	<p>11,2 · I · τ</p> <p>V_{H₂} =</p> <hr/> <p>F</p> <p>14</p>	<p>2 · I · τ</p> <p>m_{H₂} =</p> <hr/> <p>F</p> <p>15</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно процессов восстановления на катоде при электролизе раствора.</p>	<p>Из катионов с потенциалами - 0,277 В и - 0,25 В первым восстанавливается ион с потенциалом - 0,25 В</p> <p>16</p>	<p>Из катионов Fe³⁺ и Fe²⁺ первым восстанавливается ион Fe³⁺</p>	<p>При восстановлении из воды (рН=7) в прикатодном пространстве возрастает концентрация OH⁻ анионов</p>	<p>Из катионов Mn²⁺ и Ni²⁺ первым восстанавливается Mn²⁺</p>	<p>Порядок восстановления катионов не зависит от их концентрации при условии, что потенциалы систем Me Meⁿ⁺ различаются</p> <p>20</p>

		17	18	19	
Выберите неправильное утверждение относительно анодного процесса при электролизе.	Первым окисляется анион, являющийся менее активным окислителем	Из двух анионов первым окисляется анион с менее положительным потенциалом	При электролизе раствора Na_3PO_4 в анодной области увеличивается кислотность среды	Из раствора, содержащего ионы Γ и Cl^- , первым окисляется анион Cl^-	При электролизе раствора щёлочи в анодной области среда щелочная
20	21	22	23	24	25

Вариант 2

Какой процесс возможен при электролизе указанных растворов (электро-ды угольные)?	MnCl_2 на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	CrCl_2 на катоде: $\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}^0$	H_3PO_4 на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	MnCl_2 на катоде: $\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}^0$	K_2MnO_4 на аноде: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = 4\text{H}^+ + \text{O}_2$
1	2	3	4	5	
Выберите правильное утверждение относительно теоретического напряжения разложения ($E^0_{\text{разл.}}$) при электролизе раствора RbOH (условия стандартные)	$E^0_{\text{разл.}}$ зависит от E	$E^0_{\text{разл.}} = E^0$	$E^0_{\text{разл.}} = -0,41 \text{ В}$	$E^0_{\text{разл.}} = E^0_{-}$	$E_{\text{разл.}} = 0,82 \text{ В}$
6	7	8	9	10	

<p>Укажите правильный ход решения для определения силы тока прошедшего через раствор AgNO_3 при электролизе, если $\tau_{\text{эл-за}} = 10$ мин. $m_{\text{Ag}} = 1\text{г}$</p>	<p>96500 $I = \frac{107,9 \cdot 10 \cdot 60}{60 \cdot 10}$</p> <p>11</p>	<p>1 $I = 60 \cdot 10$</p> <p>12</p>	<p>Исходных данных недостаточно для решения</p> <p>13</p>	<p>96500 $I = 60 \cdot 10$</p> <p>14</p>	<p>1 $I = \frac{107,9 \cdot 10 \cdot 60}{60}$</p> <p>15</p>
<p>Выберите неправильное утверждение относительно электролиза водных растворов электролитов (условия стандартные)</p>	<p>Катионы металлов с E^0 меньше $-0,41\text{ В}$ из растворов не восстанавливаются</p> <p>16</p>	<p>Из катионов Hg_2^{2+} и Hg^{2+} первыми восстанавливаются Hg_2^{2+} - ионы</p> <p>17</p>	<p>При электролизе раствора RbOH в прикатодном пространстве увеличивается концентрация OH^-</p> <p>18</p>	<p>Очередность восстановления катионов зависит от их потенциалов</p> <p>19</p>	<p>Чем больше E^0 в системе, $\text{Me} \text{Me}^{n+}$, тем быстрее восстанавливается катион Me^{n+}</p> <p>20</p>
<p>Какой из указанных анионов не будет окисляться на аноде при электролизе из водного раствора (электроды угольные) ?</p>	<p>I^-</p> <p>21</p>	<p>OH^-</p> <p>22</p>	<p>SO_4^{2-}</p> <p>23</p>	<p>NO_2^-</p> <p>24</p>	<p>CN^-</p> <p>25</p>

Вариант 3

<p>Укажите возможный процесс при электролизе указанных растворов (электроды</p>	<p>NiCl_2 на катоде: $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}^0$</p>	<p>$\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$</p>	<p>NiCl_2 на аноде: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$</p>	<p>NiCl_2 на аноде: $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$</p>	<p>$\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ на аноде: $\text{NO}_2^- - 2\bar{e} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}^+$</p>
---	---	---	--	--	---

никелевые)	1	2	3	4	NO ₃ ⁻ 5
<p>Выберите правильное утверждение относительно теоретического напряжения разложения (E_{разл.}) при электролизе водных растворов указанных веществ (электроды угольные, условия стандартные)</p>	<p>Pb(NO₃)₂</p> <p>E⁰_{разл.} = 1,359 В</p> <p>6</p>	<p>HNO₃</p> <p>E⁰_{разл.} = E⁰_{O₂+4H⁺/H₂O} = E⁰_{2NO₃⁻/N₂O₅+O²⁻}</p> <p>- E⁰_{2H₂O/H₂+OH⁻}</p> <p>7</p>	<p>Pb(NO₃)₂</p> <p>E⁰_{разл.} не зависит от</p> <p>- E⁰_{Pb²⁺/Pb⁰}</p> <p>8</p>	<p>Pb(NO₃)₂</p> <p>E⁰_{O₂+4H⁺/2H₂O}</p> <p>9</p>	<p>E⁰_{разл.} NaNO₃ ></p> <p>></p> <p>E⁰_{разл.} Pb(NO₃)₂</p> <p>10</p>
<p>Укажите правильный ход решения для определения силы тока, прошедшего через раствор ZnSO₄, при электролизе, если масса Zn, выделившегося на электроде равна 2 г, τ_{эл-за} = 20 мин.</p>	<p>2</p> <p>I = $\frac{2}{20 \cdot 60}$</p> <p>11</p>	<p>96500 · 2</p> <p>I = $\frac{96500 \cdot 2}{20 \cdot 60}$</p> <p>12</p>	<p>2</p> <p>I = $\frac{2}{20 \cdot 60 \cdot 32,68}$</p> <p>13</p>	<p>Исходных данных недостаточно</p> <p>14</p>	<p>96500 · 2</p> <p>I = $\frac{96500 \cdot 2}{32,68 \cdot 20 \cdot 60}$</p> <p>15</p>

<p>Выберите правильное утверждение относительно процесса восстановления катионов из растворов электролитов (условия стандартные)</p>	<p>Первым восстанавливается катион с более отрицательным значением потенциала</p> <p>16</p>	<p>Первым восстанавливается катион с большей окислительной способностью</p> <p>17</p>	<p>Катион Cu^{2+} не восстанавливается из водного раствора CuCl_2</p> <p>18</p>	<p>Из катионов Cu^{2+} и Cu^+ первым восстанавливается ион Cu^{2+}</p> <p>19</p>	<p>Катион металла с $E^0 = -2,91 \text{ В}$ из водных растворов не восстанавливается</p> <p>20</p>
<p>Какой из анионов первым окисляется на аноде при электролизе раствора, содержащего все указанные ионы одновременно (электроды угольные, условия стандартные)?</p>	<p>S^{2-}</p> <p>21</p>	<p>SO_3^{2-}</p> <p>22</p>	<p>MnO_4^{2-}</p> <p>23</p>	<p>Cl^-</p> <p>24</p>	<p>OH^-</p> <p>25</p>

Вариант 4

<p>Укажите возможный процесс при электролизе указанных растворов (электроды медные)</p>	<p>Na_2SO_3</p> <p>на аноде:</p> $\text{SO}_3^{2-} - 2\bar{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$ <p>1</p>	<p>Ни один из указанных невозможен</p> <p>2</p>	<p>H_2SO_4</p> <p>на катоде:</p> $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$ <p>3</p>	<p>Na_2SO_3</p> <p>на аноде:</p> $\text{Cu}^0 - 2\bar{e} = \text{Cu}^0$ <p>4</p>	<p>HNO_3</p> <p>на катоде:</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ <p>5</p>
<p>Выберите правильное</p>					

<p>утверждение относительно теоретического напряжения разложения ($E^0_{\text{разл.}}$) при электролизе растворов указанных веществ (условия стандартные)</p>	<p>ZnSO_4</p> <p>$E^0_{\text{разл.}} = -0,76 \text{ В}$</p> <p>6</p>	<p>ZnSO_4</p> <p>$E^0_{\text{разл.}} = -1,229 \text{ В}$</p> <p>7</p>	<p>$E^0_{\text{разл.}} \text{K}_2\text{SO}_4 <$</p> <p>$< E^0_{\text{разл.}} \text{ZnSO}_4$</p> <p>8</p>	<p>$E^0_{\text{разл.}} \text{K}_2\text{SO}_4 =$</p> <p>$= E^0_{\text{разл.}} \text{KOH}$</p> <p>9</p>	<p>$E^0_{\text{разл.}} \text{ZnCl}_2 >$</p> <p>$> E^0_{\text{разл.}} \text{ZnSO}_4$</p> <p>10</p>
<p>Необходимо определить количество электричества, которое надо пропустить через раствор CuSO_4, чтобы получить 10 г меди. Выберите правильную формулу решения.</p>	<p>Исходных данных недостаточно</p> <p>11</p>	<p>$10 \cdot 96500$</p> <p>$Q = \frac{\quad}{1}$</p> <p>12</p>	<p>$10 \cdot 96500$</p> <p>$Q = \frac{\quad}{160}$</p> <p>13</p>	<p>$10 \cdot 96500$</p> <p>$Q = \frac{\quad}{32}$</p> <p>14</p>	<p>$1 \cdot 10 \cdot 2$</p> <p>$Q = \frac{\quad}{64}$</p> <p>15</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно электролиза растворов, содержащих несколько катионов одновременно (условия стандартные)</p>	<p>Из катионов Pb^{2+} и Ca^{2+} восстанавливается только ион Pb^{2+}</p> <p>16</p>	<p>Последним восстанавливается катион менее активного металла</p> <p>17</p>	<p>Из катионов Cu^{2+} и Ag^+ первым восстанавливается ион Cu^{2+}</p> <p>18</p>	<p>Катионы активных металлов из водных растворов не восстанавливаются</p> <p>19</p>	<p>Катион металла с $E^0 = -0,27 \text{ В}$ восстанавливается после катиона металла с $E^0 = -1,18 \text{ В}$</p> <p>20</p>
<p>Какой анион будет первым окисляться при электролизе из раствора, содержащего все</p>	<p>SeO_3^{2-}</p>	<p>OH^-</p>	<p>Se^{2-}</p>	<p>F^-</p>	<p>CrO_2^-</p>

указанные ионы одновременно (условия стандартные, электроды угольные)?	21	22	23	24	25
--	----	----	----	----	----

Вариант 5

Укажите какой процесс не происходит при электролизе указанных растворов (условия стандартные, электроды цинковые)	ZnBr ₂ на аноде: $2\text{Br}^- - 2\bar{e} = \text{Br}_2$	ZnSO ₄ на аноде: $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$	H ₂ SO ₄ на аноде: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = 4\text{H}^+ + \text{O}_2$	H ₂ SO ₄ на катоде: $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}^0$	H ₂ SO ₄ на катоде: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$
При получении меди электролизом заменили электролит CuCl ₂ на CuSO ₄ . Какое утверждение правильно относительно теоретического напряжения разложения (E ⁰ _{разл.}) (условия стандартные, электроды угольные)?	E ⁰ _{разл.} увеличился	E ⁰ _{разл.} уменьшилось	E ⁰ _{разл.} не изменилось	E ⁰ _{разл.} стало равным + 0,34 В	E ⁰ _{разл.} стало равным + 1,57 В
Необходимо определить количество электричества, которое надо пропустить через раствор CoSO ₄ , чтобы получить 20 г Co. Выберите правильное	20 · 96500 Q = _____ 29,5	20 · 96500 Q = _____ 135	Исходных данных недостаточно	20 · 2 Q = _____ 29,5	20 · 96500 Q = _____ 19,5

утверждение.					
Выберите неправильное утверждение относительно восстановления катионов при электролизе растворов (условия стандартные)	Первым восстанавливается катион менее активного металла 16	Порядок восстановления катионов зависит от потенциала $E_{Me^{n+}/Me}$ на границе Me/Me^{n+} 17	Катион Mg^{2+} не восстанавливается из растворов 18	Из катионов Cr^{3+} и Fe^{3+} первым восстанавливается ион Cr^{3+} 19	Из катионов Hg_2^{2+} и Pb^{2+} последним восстанавливается ион Pb^{2+} 20
Какой анион или молекула окисляется на аноде при электролизе раствора, содержащего все ионы одновременно (условия стандартные, электроды угольные)?	CO_3^{2-} 21	Se^{2-} 22	CN^- 23	OH^- 24	H_2O 25

Вариант 6

Какой процесс возможен при электролизе указанных растворов (электроды – угольные)?	$Ba(OH)_2$ нааноде: $2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$ 1	$Ni(NO_3)_2$ накатоде: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$ 2	$Ba(OH)_2$ накатоде: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$ 3	$Ba(OH)_2$ нааноде: $4OH^- - 4\bar{e} = 2H_2O + O_2$ 4	$Ni(NO_3)_2$ нааноде: $2NO_3^- - 2\bar{e} = N_2O_5 + O$ 5
Выберите неправильное утверждение относительно теоретического напряжения разложения (E^0)				E^0 разл.	E^0 разл.

<p>разл.) указанных растворов (условия стандартные, электроды платиновые)</p>	$E^0_{\text{разл. H}_2\text{SO}_4} = 2,057 \text{ В}$	$E^0_{\text{разл. LiOH}} = E^0_{\text{O}_2} + 2\text{H}_2\text{O}/4\text{OH}^- - E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} + 2\text{OH}^-$	$E^0_{\text{разл. H}_2\text{O}} = 1,639 \text{ В}$	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ не зависит от $E^0_{\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}}$	$\text{HNO}_3 = 1,229 \text{ В}$
<p>Ведется электролиз раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Дано: $I = 10 \text{ А}$, $\tau_{\text{эл-за}} = 30 \text{ мин}$, $m_{\text{сг}} = 3,25 \text{ г}$. Укажите правильный ход решения для определения эквивалентной массы хрома (III)</p>	$m_3 = \frac{10 \cdot 30 \cdot 60}{96500}$	$m_3 = \frac{3,25 \cdot 30 \cdot 60 \cdot 10}{96500}$	$m_3 = \frac{26 \cdot 10 \cdot 30 \cdot 60}{96500}$	$m_3 = \frac{3,25 \cdot 30 \cdot 60 \cdot 10}{96500}$	<p>Исходных данных недостаточно</p>
<p>Выберите правильное утверждение относительно электролиза раствора, содержащего несколько катионов одновременно (условия стандартные)</p>	<p>Из катионов Cu^{2+} и Fe^{2+} первым восстанавливается Cu^{2+}</p>	<p>Катион более активного металла восстанавливается первым из раствора</p>	<p>Первым восстанавливается катион металла с менее отрицательным потенциалом</p>	<p>Катионы с $E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} < 0 \text{ В}$ из растворов с $\text{pH} < 7$ не восстанавливаются</p>	<p>Из катионов Cr^{3+} и Ag^+ первыми восстанавливается ион Cr^{3+}</p>
<p>Какой анион будет окисляться на аноде первым при электролизе раствора, содержащего все указанные ионы</p>	NO_2^-	Cl^-	Br^-	SO_4^{2-}	<p>Ни один из указанных не</p>

(условия стандартные, электроды никелевые)?	21	22	23	24	ОКИСЛЯЕТСЯ 25
---	----	----	----	----	------------------

Вариант 7

Какой процесс возможен при электролизе указанных растворов (электроды угольные)?	AlCl ₃ на катоде: Al ³⁺ + 3ē = Al ⁰	Ни один из указанных процессов не возможен	Pb(NO ₃) ₂ нааноде: 2NO ₃ ⁻ - 2ē = N ₂ O ₅ + O	Pb(NO ₃) ₂ на катоде: Pb ²⁺ + 2ē = Pb ⁰	FeCl ₂ на катоде: Fe ²⁺ + 2ē = Fe ⁰
Выберите правильное утверждение относительно теоретического напряжения разложения (E ⁰ разл.) растворов при электролизе (условия стандартные, электроды платиновые).	E ⁰ разл. Na ₂ SO ₄ = E ⁰ разл. H ₂ O	E ⁰ разл. NaOH = E ⁰ разл. H ₂ O	E ⁰ разл. KCl < E ⁰ разл. NaCl	E ⁰ разл. NaOH = E ⁰ разл. Na ₂ SO ₄	E ⁰ F _{H₂SO₄ = E⁰ O₂+ин⁺/2H₂O - E⁰ 2H⁺/H₂, Pt}
Укажите правильный ход решения для определения эквивалентной массы платины, если известно, что при электролизе раствора соли в течение 10 мин., при I = 5 А, на электроде выдели 1,517 г платины.	1,517 m ₃ = $\frac{1,517}{10 \cdot 60 \cdot 5}$	1,517 · 96500 m ₃ = $\frac{1,517 \cdot 96500}{10 \cdot 60 \cdot 5}$	Исходных данных недостаточно	10 · 60 · 5 m ₃ = $\frac{10 \cdot 60 \cdot 5}{1}$	10 · 60 · 5 m ₃ = $\frac{10 \cdot 60 \cdot 5}{96500 \cdot 1,517}$

	11	12		14	15
Выберите правильное утверждение относительно электролиза раствора, содержащего несколько катионов одновременно (условия стандартные)	Порядок восстановления не зависит от величины заряда катионов	Порядок восстановления катионов не зависит от их концентрации при условии, что потенциалы систем Me Me^{n+} различаются	Из катионов Cd^{2+} и Jn^{3+} первым восстанавливается Cd^{2+}	Катионы металлов с равными значениями потенциалов восстанавливаются одновременно	Катионы с потенциалом менее $-0,41$ В не восстанавливаются из растворов ($pH = 7$)
Какой из указанных анионов не будет окисляться при электролизе раствора, содержащего все указанные анионы (условия стандартные, электроды платиновые)?	Все указанные	$Cr_2O_7^{2-}$	SO_3^{2-}	OH^-	CN^-
	21	22	23	24	25

Вариант 8

Какой процесс не возможен при электролизе указанных растворов (электроды платиновые)?	<p>КОН</p> <p>нааноде:</p> $4OH^- - 4e^- =$	<p>$AlCl_3$</p> <p>на катоде:</p> $Al^{3+} + 3e^- = Al^0$	<p>HNO_2</p> <p>нааноде:</p> $2H_2O - 4e^- = 4H^+ + O_2$	<p>HNO_2</p> <p>накатоде:</p> $2H_2O + 2e^- = H_2$	Все указанные не возможны
---	---	--	---	---	---------------------------

	$2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2		$+ 2\text{OH}^-$	ы
	1		3	4	5
Какое напряжение разложения теоретически необходимо для электролиза раствора ZnBr_2 (условия стандартные)?	- 0,76 В	Правильного ответа нет	1,85 В	- 0,305 В	- 1,825 В
	6	7	8	9	10
Какая из приведенных формул для определения электрохимической эквивалентной массы металла неправильна?	$96500 \cdot A$ $K = \frac{\quad}{n}$	A $K = \frac{\quad}{96500 \cdot n}$	A $K = \frac{\quad}{96500}$	m $K = \frac{\quad}{I \cdot \tau}$	m_3 $K = \frac{\quad}{96500}$
	11	12	13	14	15
Выберите правильное утверждение относительно электролиза раствора, содержащего несколько катионов одновременно (условия стандартные)	Первым восстанавливается катион металла с более отрицательным потенциалом	Из катионов Jn^{3+} и Ni^{2+} первым восстанавливается ион Jn^{3+}	Катион Fe^{2+} из раствора FeSO_4 не восстанавливается	Первым восстанавливается более активный восстановитель	Возможно совместное восстановление ионов H^+ и Zn^{2+}
	16	17	18	19	20
Какой из анионов или молекул окисляется					

первым при электролизе раствора, содержащего все указанные частицы (условия стандартные)?	Cl^-	H_2O	ClO^-	I^-	S^{2-}
	21	22	23	24	25

Вариант 9

Какой процесс возможен при электролизе указанных растворов (электроды никелевые)?	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ нааноде: $\text{Ni} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ накатоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ нааноде: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ нааноде: $\text{NO}_2^- - 2\bar{e} + 2\text{OH}^- = \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ нааноде: $2\text{NO}_3^- - 2\bar{e} = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}$
	1	2	3	4	5
Какое напряжение разложения теоретически необходимо для электролиза раствора CuCl_2 (условия стандартные)?	0,34 В	- 1,01 В	1,36 В	1,69 В	1,01 В
	6	7	8	9	10
Какое утверждение неправильно относительно электролиза раствора NaCl ?	В прикатодной области в результате электролиза создаётся щелочная среда	Для получения 1000 г NaOH надо затратить 1000 кулонов электричества	При пропускании и одного фарадея электричества получают 46 г натрия	Фенолфталеин, добавленный в прикатодную область, окраски не меняет	При пропускании и одного фарадея электричества восстанавливается 11,2 л H_2
	11	12	13	14	15
Выберите правильное утверждение относительно процесса восстановления	Катион менее	Порядок восстановлен	Из катионов Cu^+ и Hg^{2+}	Порядок восстановления	Порядок восстанов-

катионов из растворов при электролизе (условия стандартные).	активного металла восстанавливается первым 16	ия катионов зависит от их концентрации и при условии, что потенциалы систем Me	первым восстанавливается ион Cu^{2+} 18	ионов H^+ и Mn^{2+} не зависит от материала катода 19	ления катионов не зависит от величины заряда катиона 20
Какое вещество или ион окисляется первым на аноде из раствора, содержащего все указанные частицы (условия стандартные)?	NO_2^- 21	H_2O 22	SO_4^{2-} 23	S^{2-} 24	OH^- 25

Вариант 10

Укажите процесс, возможный при электролизе указанных соединений (электроды платиновые).	LiClO (раствор) на катоде: $\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}^0$ 1	HClO (раствор) на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ 2	HClO (раствор) на катоде: $2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 3	LiClO_4 (раствор) на аноде: $2\text{ClO}_4^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{O}$ 4	Na_2CO_3 (расплав) на аноде: $2\text{CO}_3^{2-} - 4\bar{e} = 2\text{CO}_2 + \text{O}_2$ 5
Какое теоретическое напряжение разложения необходимо для электролиза раствора NaI (условия стандартные)?	3,25 В 6	Все ответы неправильны 7	- 2,71 В 8	- 1,364 В 9	0,536 В 10
Выберите	При				

правильное утверждение относительно элект-ролиза раствора NiSO_4 (условия стандартные).	затрате двух фарадеев электричества восстанавливается 58,7 г никеля	58.7 $K_{\text{Ni}} = \frac{F}{F}$	При затрате 1 Кл элек-тричества восстанавливается 29,4 г никеля	29,4 $K_{\text{Ni}} = \frac{96500}{F}$	$m_{\text{Ni}} = 29.4$
Укажите неправильное утверждение относительно процесса восстановления катионов при электролизе растворов (условия стандартные)	Порядок восстановления катионов зависит от потенциала системы Me	Порядок восстановления ионов Fe^{2+} и H^+ зависит от перенапряжения водорода	Из катионов Zn^{2+} и Cr^{3+} первым восстанавливается ион Cr^{3+}	Порядок восстановления зависит от величины заряда катиона	Первым восстанавливается катион наиболее активного металла
Какой ион или молекула окисляется первым на аноде при электролизе раствора, содержащего все указанные частицы (условия стандартные, электроды угольные)?	SO_4^{2-}	H_2O	Cu	Cl^-	Br^-
	21	22	23	24	25

Вариант 11

Укажите возможный процесс при электролизе указанных растворов (условия стандартные, электроды платиновые)	NaNO_3 на аноде: $2\text{NO}_3^- - 2\bar{e} = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}$	Na_2SO_4 на аноде: $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	Ни один из процессов невозможен	CrCl_3 на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	NaCl на катоде: $\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}^0$
---	---	---	---------------------------------	---	--

	1	2	3	4	5
Какое напряжение разложения теоретически необходимо для электролиза раствора RbCl (условия стандартные) ?	1,77 В	Правильного ответа нет	1,36 В	- 0,828 В	2,188 В
Какое утверждение относительно электролиза водного раствора CdSO ₄ (условия стандартные) ?	Для получения 1 г кадмия необходимо затратить один Фарадей электричества	Для восстановления 112,4 г кадмия необходимо затратить 19300 Кл электричества	$K_{Cd} = \frac{112,4}{2 \cdot 96500}$	В прианодной области накапливаются катионы H ⁺ в виде H ₃ O ⁺	При пропускании 1 кулона электричества восстанавливается
Выберите правильное утверждение относительно восстановления катионов при электролизе растворов (условия стандартные)	Первым восстанавливается катион с большим зарядом	Из катионов Cu ²⁺ , Ag ⁺ и Au ³⁺ первым восстанавливается ион Ag ⁺	Катион, имеющий потенциал - 3,045 В, не восстанавливается	Из катионов Ni ²⁺ и Sn ²⁺ первым восстанавливается ион Ni ²⁺	Из двух катионов труднее восстанавливается катион менее активного металла
Какой ион или молекула не окисляется при					

электролизе раствора, содержащего все указанные частицы (условия стандартные, электроды платиновые) ?	Se ²⁻	Pt	OH ⁻	Cl ⁻	ClO ₃ ⁻
	21	22	23	24	25

Вариант 12

Укажите процесс, возможный при электролизе указанных растворов (электроды платиновые).	Ни один из указанных невозможен	H ₃ PO ₄ на аноде: $2\text{PO}_4^{3-} - 6\bar{e} = \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{O}$	KJ на аноде: $2\text{J} - 2\bar{e} = 4\text{H}^+ + \text{J}_2$	H ₃ PO ₄ на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	Ba(NO ₃) ₂ на катоде: $\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}^0$
	1	2	3	4	5
Какое напряжение разложения теоретически необходимо для электролиза раствора LiOH (условия стандартные) ?	+ 0,401 В	+ 0,811 В	+ 1,229 В	Правильного ответа нет	- 1,229 В
	6	7	8	9	10
Выберите правильное утверждение относительно электролиза водного раствора SnCl ₂ (условия стандартные).	$m_{\text{Sn}} = 59,3 \cdot I \cdot \tau$	При пропускании и 1 Кл электричества восстанавливается $m_{\text{Sn}} = \frac{118,6}{2}$ г	При пропускании 1 Фарадея электричества восстанавливается $m_{\text{Sn}} = \frac{118,6}{2}$ г/моль	Q $m_{\text{Sn}} = \frac{59,3}{F}$	При пропускании 2 -х Фарадеев электричества выделяется 118,6 г Sn
	11	12	13	14	15

Выберите неправильное утверждение относительно процесса электролиза раствора (условия стандартные).	При электролизе раствора K_2SO_4 у катода образуются ионы OH^-	При электролизе раствора KJ в прикатодном пространстве образуются ионы OH^-	Из катионов Hg^{2+} и Sn^{2+} последним восстанавливается ион Hg^{2+}	Из катионов Cu^{2+} и Cu^+ первым восстанавливается ион Cu^+	Первым восстанавливается катион менее активного металла
	16	17	18	19	20
Какой из анионов окисляется первым из раствора, содержащего все указанные анионы одновременно (условия стандартные)?	NO_2^-	Cl^-	S^{2-}	ClO_3^-	OH^-
	21	22	23	24	25

Вариант 13

Какой процесс невозможен при электролизе указанных растворов (электроды платиновые).	$CoCl_2$ на катоде: $Co^{2+} + 2e^- = Co^0$	$Ba(OH)_2$ на катоде: $Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	$KClO_3$ на аноде: $ClO_3^- + H_2O - 2e^- = ClO_4^- + 2H^+$	$Ba(NO_3)_2$ на аноде: $2H_2O - 4e^- = 4H^+ + O_2$	$Ba(OH)_2$ на аноде: $4OH^- - 4e^- = 2H_2O + O_2$
	1	2	3	4	5
Выберите правильное утверждение относительно теоретического напряжения разложения ($E^0_{разл.}$) при электролизе водных растворов (электроды	$E^0_{разл. CuCl_2}$ зависит от $E^0_{Cl_2/2Cl^-}$	$E^0_{разл. CuCl_2} > E^0_{разл. ZnCl_2}$	$E^0_{разл. CuCl_2} = E^0_{разл. CuBr_2}$	$E^0_{разл. CuSO_4}$ не зависит от $E^0_{O_2 + 4H^+ / 2H_2O}$	$E^0_{разл. Na_2SO_4}$ зависит от E^0

платиновые).	6	7	8	9	10
Укажите правильный ход решений для определения массы олова, восстановленного на катоде при электролизе раствора $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, если $I = 5\text{A}$, $\tau = 30$ мин.	$5 \cdot 30 \cdot 60$ $m = \frac{\quad}{96500}$	$5 \cdot 30 \cdot 60$ $m = \frac{\quad}{1}$	$59,3 \cdot 5 \cdot 30 \cdot 60$ $m = \frac{\quad}{96500}$	$59,3 \cdot 5 \cdot 30$ $m = \frac{\quad}{96500}$	Исходных данных недостаточно
	11	12	13	14	15
Выберите неправильное утверждение относительно электролиза водных растворов электролитов (условия стандартные).	Из катионов Fe^{3+} и Cr^{3+} первым восстанавливается ион Fe^{3+}	Из смеси катионов первым восстанавливается катион с более положительным значением $E^0 \text{Me}^{n+}/\text{Me}$	Из катионов Al^{3+} и Fe^{3+} катион Al^{3+} не восстанавливается	Катионы металлов более активных, чем Al , из растворов не восстанавливаются	Первым восстанавливается из смеси катионов в ион более активного металла
	16	17	18	19	20
Какой анион не будет окисляться на аноде при электролизе растворов, содержащих все ионы одновременно (условия стандартные, электроды платиновые)?	Se^{2-}	S^{2-}	ClO^-	OH^-	SO_3^{2-}
	21	22	23	24	25

7.2.2 Примерный перечень заданий для решения практических задач

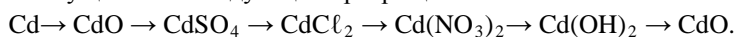
1. Пример контрольной работы по теме «Основные химические понятия и законы»

(варианты контрольных работ приведены в № 302-2012 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Классы неорганических соединений»).

Задание 1

1. К каким классам неорганических веществ относятся BaO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , H_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$?
2. Каковы химические свойства солей? Ответ подтвердите написанием соответствующих уравнений реакций.

3. Осуществите следующие превращения:



4. Напишите формулы ангидридов следующих кислот: H_2SO_4 , H_3BO_3 , HClO , HMnO_4 .

5. Какие из указанных гидроксидов могут образовать основные соли: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH ?

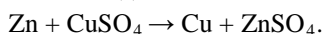
Составьте формулы возможных основных солей, образованных данными основаниями и серной кислотой. Превратите соли основные в соли средние.

Пример решение варианта.

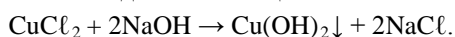
1. BaO оксид бария, основной характер; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ гидроксид железа (II), основной характер; CuSO_4 гидроксид меди, средняя соль; H_3PO_4 фосфорная кислота, кислотный характер; $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – гидроксид цинка, амфотерный характер?

2. Свойства солей.

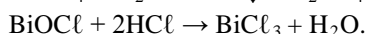
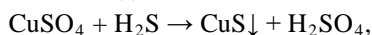
1. Взаимодействие с металлами:



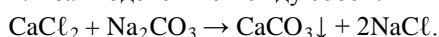
2. Взаимодействие со щелочами:



3. Взаимодействие с кислотами:



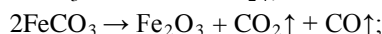
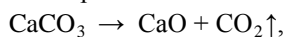
4. Взаимодействие между собой:



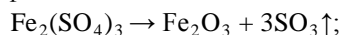
Реакции 2 – 4 протекают до конца, если один из образовавшихся продуктов уходит из сферы реакции, то есть выпадает в виде осадка, выделяется в виде газа или представляет собой малодиссоциирующее соединение. Если продукты реакции хорошо растворимы в воде, то такие реакции обратимы.

5. Термическое разложение солей.

а) разложение карбонатов:

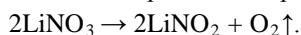


б) разложение сульфатов:

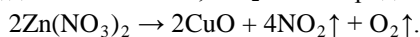


в) разложение нитратов.

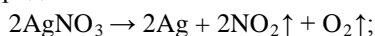
Тип продукта разложения зависит от положения металла, образующего соль в электрохимическом ряду напряжений. Если металл находится в ряду напряжений до магния, то его нитрат разлагается на нитрит и кислород:



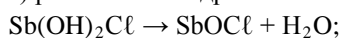
Если металл находится в ряду активности с Mg по Cu включительно, то его нитрат разлагается на оксид данного металла, NO_2 и кислород:



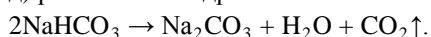
Если металл находится в ряду напряжений после Cu, то его нитрат разлагается на сам металл, NO_2 и кислород:



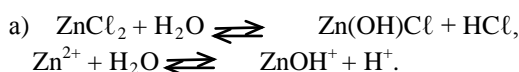
г) разложение гидроксо солей:



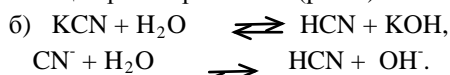
д) разложение гидросолей:



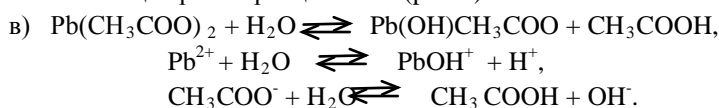
6. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, сильным основанием и слабой кислотой, слабыми кислотой и основанием участвуют в обменном взаимодействии с водой, то есть, подвергаются гидролизу:



Реакция раствора кислая (pH < 7).

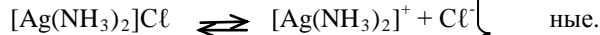
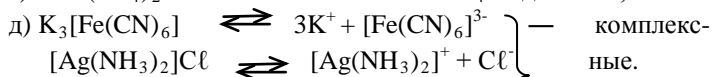
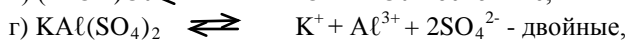
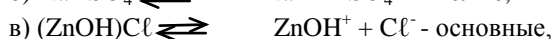
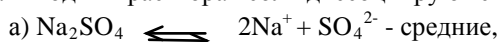


Реакция раствора щелочная (pH > 7).



Если катион и анион слабых основания и кислоты гидролизуются в равной степени, то реакция раствора нейтральная. Если сила кислоты, образующей соль, больше силы основания, образующего соль, то реакция среды будет кислой. Если наоборот, сила основания выше, то реакция среды щелочная.

7. В водных растворах соли диссоциируют с образованием катиона и аниона:



И так далее....

— комплексные.

Критерии оценки

Студенту выдается 5 задач, которые необходимо решать письменно с алгоритмом решения

и расчетами. Максимальное количество баллов за один вопрос 3. За одну нерешенную задачу

снимается 3 балла, если недочет в задаче, то один балл.

Студентам, нарушающим дисциплину в процессе проведения контрольной работы, может быть

снят 1 балл за каждый случай.

Критерии оценки заданий:

15 -13 – задание выполнено, верно, написаны все уравнения реакций; расставлены коэффициенты,

имеются незначительные арифметические погрешности, описки;

12-11 – дан один неверный ответ или не правильно расставлены коэффициенты в уравнениях реакций,

не написаны подробно все уравнения реакций. Могут быть неправильные вычисления при верном

алгоритме решения;

10-8 – задание частично не выполнено (нет ответа на 2 вопроса полностью, неверны вычисления в задачах,

но имеется правильный подход к решению;

Менее 8 – в остальных случаях.

Шкала оценивания:

Оценка «отлично» выставляется студенту, набравшему 15-13 баллов;

Оценка «хорошо» выставляется студенту, набравшему 12-11 баллов;

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, набравшему 10-8 баллов;

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, набравшему менее 8 баллов.

Методика проведения:

в аудитории для практических занятий, в письменной форме, групповой способ, в течение 45 минут,

использования справочной литературы и средств коммуникации, результат - на следующем занятии.

Второй вариант проведения контрольной работы - это домашнее индивидуальное задание, здесь

учитывается полнота изложения и оригинальность решения.

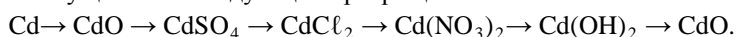
Полный комплект оценочных средств в количестве 15 вариантов.

Задание 1

1. К каким классам неорганических веществ относятся BaO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , H_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

2. Каковы химические свойства солей? Ответ подтвердите написанием соответствующих уравнений реакций.

3. Осуществите следующие превращения:



4. Напишите формулы ангидридов следующих кислот: H_2SO_4 , H_3BO_3 , HClO , HMnO_4 .

5. Какие из указанных гидроксидов могут образовать основные соли: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH ?

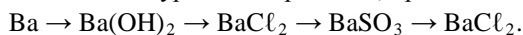
Составьте формулы возможных основных солей, образованных данными основаниями и серной кислотой. Превратите соли основные в соли средние.

Задание 2

1. Пользуясь международной номенклатурой, назовите следующие вещества $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Cr_2O_3 , CaCO_3 , NaH_2PO_4 , CuOHCl . Какие из перечисленных веществ могут взаимодействовать с соляной кислотой? Напишите уравнения реакций.

2. Укажите общие способы получения кислот.

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



4. Напишите уравнения реакций получения хлорида магния: а) действием кислоты на металл; б) действием кислоты на основание; в) действием соли на соль.

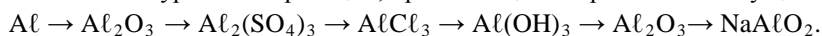
5. Представьте химические формулы сульфата хрома (III), фосфата аммония, сульфида железа (II), нитрата гидроксожелеза (II).

Задание 3

1. Напишите формулы оксидов калия, бария, алюминия, кремния, фосфора, серы, хлора, осмия. Зная, что валентность элемента в оксиде соответствует номеру группы в периодической системе.

2. Укажите способы получения оснований.

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



4. Докажите амфотерный характер ZnO и Cr_2O_3 .

5. Какие соли могут быть получены при взаимодействии гидроксида натрия с ортофосфорной кислотой? Представьте графические формулы всех возможных солей.

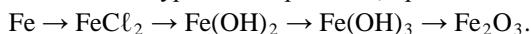
Задание 4

1. Какие из оксидов CaO , SiO_2 , CuO , CO , N_2O_3 , K_2O , SO_3 , Fe_2O_3 будут реагировать при обычных условиях с водой и что при этом образуется? Напишите уравнения возможных реакций.

2. Каковы общие химические свойства кислот?

3. Могут ли находиться совместно в растворе: а) NaOH и HCl ; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3 ; в) NaCl и KOH ; г) KCl и AgNO_3 ? Дайте обоснованный ответ и приведите уравнения соответствующих реакций.

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



5. Напишите формулы следующих солей: сульфата калия, нитрата бария, карбоната натрия, ортофосфата кальция, сульфита натрия, сульфида железа (II).

Задание 5

1. Как получить сульфат магния, исходя из: а) магния; б) оксида магния; в) гидроксида магния; г)

карбоната магния? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Каковы способы получения кислот?

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$.

4. Смесь оксида меди (II) с медью обработали раствором соляной кислоты и профильтровали. Что осталось на фильтре и что перешло в раствор? Ответ поясните.

5. Напишите по два примера основной, средней и кислой солей. Дайте им химическое название и укажите, как их можно получить.

Задание 6

1. NaHCO_3 – питьевая сода; Na_2CO_3 – кальцинированная сода; CaCO_3 – мел, мрамор, известняк; K_2CO_3 – поташ; HgCl_2 – сулема; KNO_3 – калийная селитра; NaCl – поваренная соль. Дайте этим солям химические названия.

2. Каковы химические свойства оксидов?

3. Можно ли получить растворы, содержащие одновременно: а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ; б) CaCl_2 и Na_2CO_3 ; в) NaCl и AgNO_3 ; г) KCl и CuSO_4 ? Укажите, какие комбинации невозможны и почему. Приведите соответствующие уравнения реакций.

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

5. Какое взаимодействие приведет к получению средней соли из хлорида гидроксомагния:

а) $\text{MgOHCl} + \text{NaCl}$; б) $\text{MgOHCl} + \text{NaOH}$; в) $\text{MgOHCl} + \text{HCl}$?

Задание 7

1. Как получить гидроксид магния, исходя из магния, кислорода и воды? Напишите уравнения реакций. Можно ли подобным путем получить гидроксид меди?

2. Каковы общие способы получения солей?

3. Приведите примеры формул кислот разной основности. Представьте их графические формулы.

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + ? \rightarrow ? \xrightarrow{\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2} \text{CaCO}_3$.

5. Какого состава могут быть получены соли при взаимодействии гидроксида алюминия с серной кислотой? Назовите эти соли.

Задание 8

1. К каким классам неорганических веществ относятся H_2S , CO_2 , CuO , BeO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KNO_3 , CaCO_3 ? Какие из перечисленных веществ могут взаимодействовать с соляной кислотой? Напишите уравнения возможных реакций.

2. Оксиды BaO , ZnO и P_2O_5 представляют собой порошкообразные вещества белого цвета. Если эти оксиды нельзя различить по внешнему виду, то, как это сделать при помощи химических реакций?

3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$.

4. Напишите графические формулы всех возможных солей, полученных при взаимодействии гидроксида кальция и ортофосфорной кислоты.

5. Назовите соли: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, AlOHCl_2 , NaHCO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NaHS , K_2S .

Задание 9

1. К каким классам соединений относятся следующие вещества N_2O_5 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CaO , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$? С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид натрия? Составьте уравнения реакций.

2. Приведите не менее семи способов получения солей, напишите соответствующие уравнения реакций.

3. С помощью, каких реакций можно осуществить следующие превращения:

$\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{Cu} \rightarrow \text{CuS}$; $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$?

4. Напишите уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SO_2 , P_2O_5 , MnO_3 , Cl_2O_7 .

5. Какие из указанных гидроксидов могут образовать основные соли: а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$;

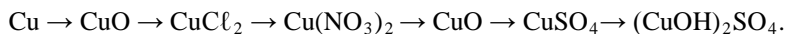
в) KOH ; г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; д) CsOH ? Напишите графические формулы возможных основных солей, образованных данными основаниями и серной кислотой.

Задание 10

1. В реакции, с какими неорганическими веществами может вступать соляная кислота? Приведите по два примера взаимодействия соляной кислоты с представителями каждого класса неорганических соединений.

2. Могут ли оксиды разных элементов реагировать друг с другом? Ответ мотивируйте. Могут ли оксиды реагировать с солями?

3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующий цикл превращений:



4. Натронная известь представляет собой смесь гидроксидов натрия и кальция. На чём основано применение этой смеси для поглощения углекислого газа? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Солями каких кислот являются ляпис (AgNO_3) и бертолетова соль (KClO_3)? Напишите формулы этих кислот и их магниевых солей.

Задание 11

1. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи NO , HCl , H_2S , NO_2 , N_2 , CH_4 , CO , CO_2 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Приведите уравнения реакций, в которые может вступать разбавленная серная кислота.

3. Как доказать амфотерный характер $\text{Be}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 ?

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}$.

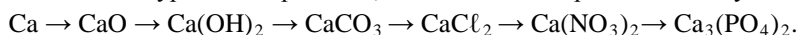
5. Укажите валентность кислотных остатков, входящих в состав солей: CaBr_2 , KMnO_4 , K_2MnO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Al_2S_3 .

Задание 12

1. Как, используя железо, серу, воду и кислород, получить два оксида, две соли и две кислоты? Ответ поясните уравнениями реакций.

2. Приведите примеры реакций, доказывающих общие свойства основных гидроксидов.

3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4. Составьте формулы средних и кислых солей калия и кальция, образованных: а) угольной; б) мышьяковой кислотами. Как превратить соли кислые в соли средние?

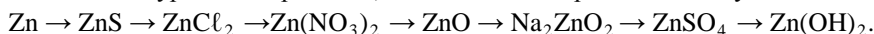
5. Приведите примеры двойных, смешанных и комплексных солей.

Задание 13

1. Напишите химические формулы нитрата цинка, хлорида дигидроксоалюминия, гидрокарбоната магния, сульфида железа (III), карбоната гидроксомеди (II).

2. Приведите уравнения реакций, с помощью которых всеми возможными способами можно получить хлорид алюминия.

3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4. Масса железной пластинки, опущенной в раствор медного купороса, увеличивается. Объясните наблюдаемое явление.

5. Приведите примеры термического разложения кислот, оснований, солей.

Задание 14

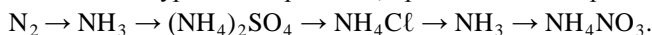
1. К каким классам неорганических веществ относятся N_2O , Na_2S , CaO , $\text{Be}(\text{OH})_2$, AgNO_3 , KOH ? С какими из указанных веществ будет взаимодействовать соляная кислота? Приведите уравнения реакций.

2. Перечислите общие свойства солей. Ответ иллюстрируйте уравнением реакций.

3. Можно ли приготовить растворы, содержащие одновременно: а) BaCl_2 и K_2CrO_4 ;

б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2S ; г) KNO_3 и CaCl_2 ?

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



5. Назовите соли: BaCl_2 , $\text{Ba}(\text{OCl})_2$, $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$.

Задание 15

1. Напишите графические формулы гидроксидов следующих металлов: лития, марганца (II), хрома (III), марганца (VII), хрома (VI), железа (II), железа (III). От какого фактора зависит количество гидроксильных групп в основаниях?

2. Приведите уравнения реакций, доказывающие общие химические свойства кислот.

3. С помощью, каких реакций можно осуществить следующие превращения:



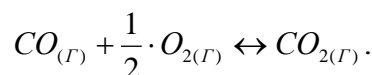
4. Какие из перечисленных кислот: сероводородная, сернистая, азотная, фосфорная, уксусная кислота – могут образовывать кислые соли? Напишите химические и графические формулы возможных кислых солей, указав кислоты, образованные их взаимодействием с гидроксидом кальция.

5. Какая формула соответствует марганцевистой кислоте: $HMnO_4$; H_2MnO_4 ; H_4MnO_4 ?

2. Т 2 – Тест по теме «Химическая термодинамика»

2.1. Пример контрольной работы по теме «Химическая термодинамика» (варианты контрольных работ приведены в № 305-2013 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Химическая термодинамика»).

Задача 1. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:



Определить температуру начала реакции.

Решение.

Для ответа на первый вопрос задачи нужно найти стандартную энергию Гиббса реакции (ΔG_{298}^0), зная, что:

$$\Delta G_{298}^0 = (\sum \nu \cdot \Delta G_{обр}^0)_{прод} - (\sum \nu \cdot \Delta G_{обр}^0)_{исх}; \text{ отсюда}$$

$$\begin{aligned} \Delta G_{298}^0 &= \Delta G_{298, CO_2(г)}^0 - \\ &- (\Delta G_{298, CO(г)}^0 + \frac{1}{2} \cdot \Delta G_{298, O_2(г)}^0). \end{aligned}$$

Используя данные таблицы «Стандартные энергии Гиббса образования веществ при 298 К» и учитывая, что энергия Гиббса образования простых веществ принята равной нулю, находим:

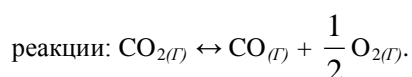
$$\Delta G_{298}^0 = -394,3 - (-137,14) = -257,16 \text{ кДж}.$$

Таким образом, $\Delta G_{298}^0 < 0$, то есть имеет отрицательное значение, следовательно, процесс взаимодействия оксида углерода с кислородом может протекать самопроизвольно в прямом направлении получения CO_2 при $P = 101$ кПа и $T = 298$ К.

Для определения может ли эта реакция при стандартных условиях протекать в обратном направлении, вычислим изменение энергии Гиббса по уравнению (2 способ):

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T \cdot \Delta S_{298}^0.$$

По таблицам находим стандартные значения энтальпии (энтальпии образования простых веществ приняты равными нулю) и энтропии веществ, участвующих в реакции, и рассчитываем ΔH_{298}^0 и ΔS_{298}^0



$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{298, CO}^0 - \Delta H_{298, CO_2}^0 = -110550 - (-393620) = 283,07 \text{ кДж}.$$

$$\Delta S_{298}^0 = (S_{298, CO}^0 + \frac{1}{2} \cdot S_{298, O_2}^0) - S_{298, CO_2}^0 = (197,4 + 102,52) - 213,6 = 86,32 \text{ Дж/ К} = 0,0863 \text{ кДж/ К}.$$

Подставив значения ΔH_{298}^0 и ΔS_{298}^0 в уравнение, находим: $\Delta G_{298}^0 = 283,07 - 298 \cdot 0,0863 = 257,35$

$$\text{кДж}; \Delta G_{298}^0 > 0.$$

Изменение энергии Гиббса - величина положительная, поэтому обратная реакция при 25 °С невозможна.

Для ответа на второй вопрос задачи необходимо определить температуру, при которой $\Delta G^0 = 0$ (то есть для равновесного состояния). Этому условию отвечает уравнение:

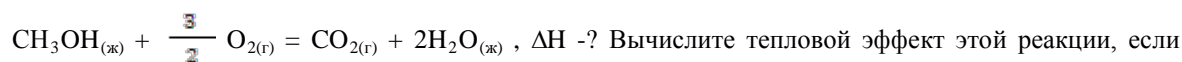
$$\Delta H_{298}^0 - T \cdot \Delta S_{298}^0 = 0, \text{ откуда } T = \frac{\Delta H_{298}^0}{\Delta S_{298}^0} = \frac{283,07}{0,0863} = 3279 \text{ К.}$$

Таким образом, равновесие наступает при температуре 3006 °С (3279 – 273 = 3006 °С).

Следовательно, при температуре ниже 3006 °С самопроизвольно протекает процесс окисления оксида углерода кислородом, а выше 3006 °С возможно самопроизвольное разложение CO_2 .

$$\text{Ответ: } \Delta G_{298}^0 = -257,16 \text{ кДж}; T = 3279 \text{ К.}$$

Задача 2. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что молярная теплота парообразования $CH_3OH_{(ж)}$ равна +37,4 кДж.

Решение.

Для определения ΔH реакции необходимо знать теплоту образования $CH_3OH_{(ж)}$.

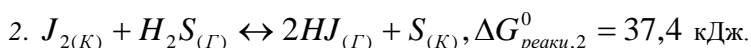
$$CH_3OH_{(ж)} = CH_3OH_{(г)}, \Delta H = 37,4 \text{ кДж.}$$

$$37,4 = -201,17 - \Delta H_{298}^0, CH_3OH_{(ж)} = -201,17 - 37,4 = -238,57 \text{ кДж.}$$

$$\Delta H_{298}^0, \text{ реакц.} = \Delta H_{298}^0, CO_2 + 2 \cdot \Delta H_{298}^0, H_2O_{(ж)} - \Delta H_{298}^0, CH_3OH_{(ж)} = -393,51 + 2 \cdot (-285,84) + 238,57 = -393,51 - 571,68 + 238,57 = -726,62 \text{ кДж.}$$

$$\text{Ответ: } \Delta H_{298}^0, \text{ реакц.} = -726,62 \text{ кДж, реакция экзотермическая.}$$

Задача 3. Определить, как скажется повышение температуры на направление протекания реакций.



Решение.

То, что $\Delta G_{реакц.,1}^0 < 0$ указывает на возможность самопроизвольного протекания реакции (1) в прямом направлении, а $\Delta G_{реакц.,2}^0 > 0$ означает, что реакция (2) при стандартных условиях протекает в обратном направлении.

Ответ на вопрос задачи определяется знаком ΔS^0 реакций. В реакции (1) число моль газообразных веществ уменьшается с 3 до 2 моль, а в реакции (2) - возрастает с 1 до 2 моль. Следовательно, $\Delta S_1^0 < 0$ и $\Delta S_2^0 > 0$, то есть в уравнении $\Delta G^0 = \Delta H_{298}^0 - T \cdot \Delta S_{298}^0$; член $-T \cdot \Delta S^0 > 0$ для реакции (1), а для реакции (2) $-T \cdot \Delta S^0 < 0$. Таким образом, с повышением температуры (возрастание множителя T) значение $\Delta G_{реакц.,1}^0$ будет возрастать, что препятствует протеканию реакции (1), а $\Delta G_{реакц.,2}^0$ - уменьшается, что благоприятствует протеканию реакции (2) в прямом направлении.

2.2. Полный комплект оценочных средств Т 2 в количестве 14 вариантов приведен в № 305-2013 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Химическая термодинамика».

2. КР 2 – по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

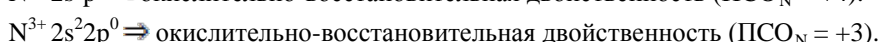
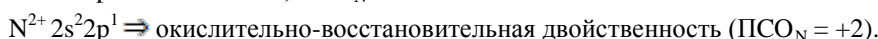
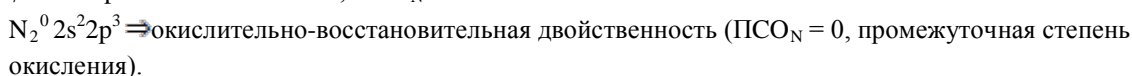
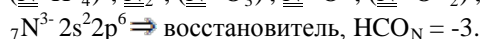
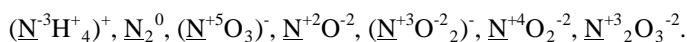
2.1. Пример контрольной работы по теме «Окислительно-восстановительные реакции» (варианты контрольных работ приведены в № 307-2013 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Окислительно-восстановительные процессы».

Задача 1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов. Укажите окислители и восстановители:

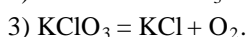
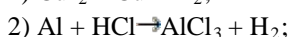
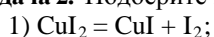


Ответ дать на основе электронного строения атома.

Решение.

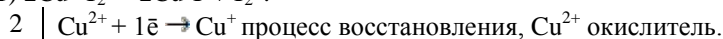
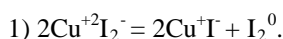


Задача 2. Подберите коэффициенты методом электронного баланса:

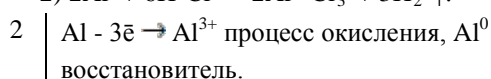
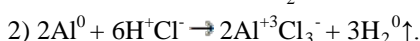
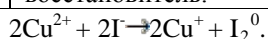


Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

Решение.



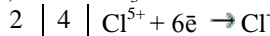
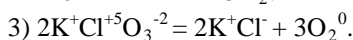
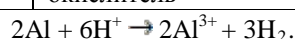
восстановитель.



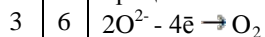
восстановитель.



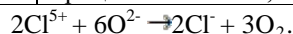
окислитель



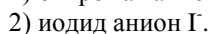
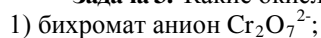
процесс восстановления, Cl^{5+} окислитель.



процесс окисления, O^{2-} восстановитель.

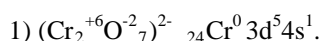


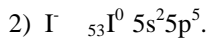
Задача 3. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет:



Ответ: дать на основе электронного строения атома.

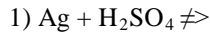
Решение.





Задача 4. Серебро не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированной кислоте оно растворяется. Чем это можно объяснить? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом.

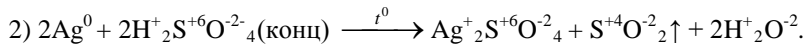
Решение.



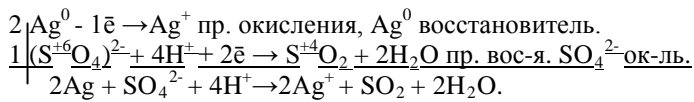
H_2SO_4 разбавленная кислота относится к неокислительным кислотам, окислителем является катион H^+ в кислоте.

$$E^0 = E^0_{\text{ок-ля}} - E^0_{\text{вос-ля}} = E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2, \text{Pt}} - E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0 - 0,80 =$$

-0,8 В < 0. Так как разность окислительно-восстановительных потенциалов меньше нуля, то реакция не протекает. Ag в ряду напряжений металлов расположено после водорода.



Окислителем является сера в высшей степени окисления +6. Концентрированная H_2SO_4 является окислительной кислотой за счет серы в высшей степени окисления +6.



Задача 5. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , P определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем. Ответ дать на основании электронного строения атома. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций по схеме:



Решение.

P^3H_3 - фосфин.

${}_{15}\text{P}^0 3s^2 3p^3$; подчеркнуты валентные электроны; p элемент; $\text{BCO}_\text{P} = +5$.

$\text{P}^0 + 3\bar{e} \rightarrow \text{P}^{3-}$ пр. восстановления, P^0 окислитель.

$\text{P}^3 - 3s^2 3p^6 \Rightarrow$ восстановитель.

Полностью заполненные электронами валентные орбитали у P^{3-} обуславливают свойство отдачи электронов, P^{3-} всегда является восстановителем.

$\text{H}_3^+\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ фосфорная кислота.

$\text{P}^0 - 5\bar{e} \rightarrow \text{P}^{5+}$ пр. окисления, P^0 восстановитель.

$\text{P}^{5+} 3s^0 3p^0 \Rightarrow$ окислитель.

Отсутствие электронов на валентных орбиталях у P^{5+} обуславливает свойство присоединения электронов. Поэтому P^{5+} всегда является окислителем.

$\text{H}_3^+\text{P}^{+3}\text{O}_3^{-2}$ фосфористая кислота.

$\text{P}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{P}^{3+}$ пр. окисления, P^0 восстановитель.

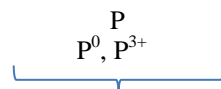
$\text{P}^{3+} 3s^2 3p^0 \Rightarrow$ окислительно-восстановительная двойственность.

Наличие 3-х электронов на валентных орбиталях у P^{3+} обуславливает свойство присоединения электронов и свойство отдачи электронов в зависимости от протекаемой реакции.

HCO

P^{3-}

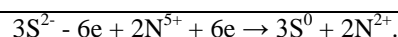
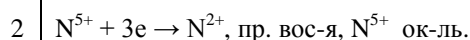
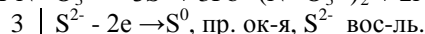
Восстановитель

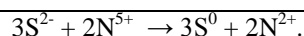


BCO

P^{5+}

Окислитель



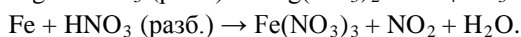
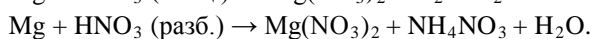
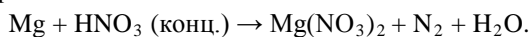


2.2. Полный комплект оценочных средств КР 2 в количестве 16 вариантов.

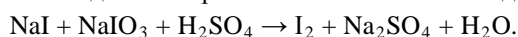
Задание 1

1. Определить степень окисления хрома в соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Na_3[Cr(OH)_6]$. В каких веществах хром является только окислителем.

2. В схемах реакций растворение металлов в азотной кислоте подберите коэффициенты методом электронного баланса:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:

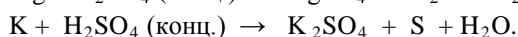
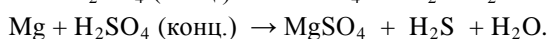
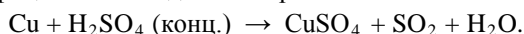


4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ион IO_3^- . Объясните, основываясь на его электронном строении.

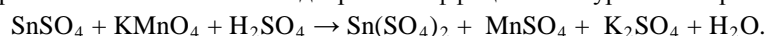
Задание 2

1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: $K_2\text{Cr}_2O_7$, KI , $KClO_3$, H_2SO_4 , H_2S , $KMnO_4$, $HClO$, HCl , MnO_2 . Укажите окислители и восстановители.

2. В схемах реакций взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой подберите коэффициенты методом электронного баланса:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:

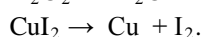
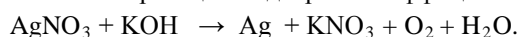


4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ион MnO_4^- . Объясните, основываясь на его электронном строении.

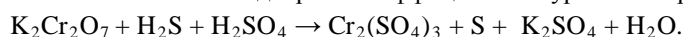
Задание 3

1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: NH_4^+ , N_2 , NO_3^- , NO , NO_2^- , NO_2 , N_2O_3 . Укажите окислители и восстановители.

2. В схемах реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:

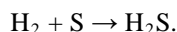
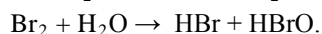
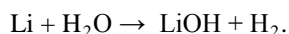


4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ион $Cr_2O_7^{2-}$. Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 4

1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: $NaCl$, NH_3 , Na , $Mn(ClO_4)_2$, $FeCl_2$, K_2S , $NaHS$, $NaHSO_4$. Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



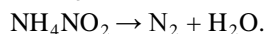
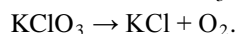
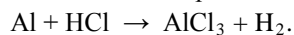
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ион CrO_4^{2-} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 5

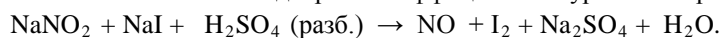
1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: PbO_2 , CO , HNO_3 , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} , $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



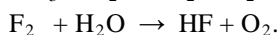
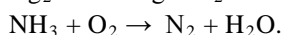
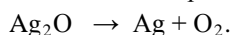
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ион Γ . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 6

1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: H_3BO_3 , HBr , HBF_4 , O_2 , PH_3 , Rb .

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



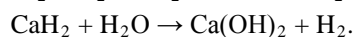
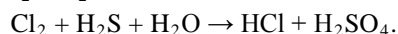
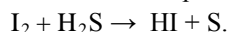
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ион MoO_4^{2-} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 7

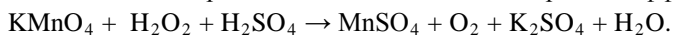
1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: S , K_2SO_3 , CuSO_4 , H_2SO_4 , H_2S , K_2S , SO_2 , SO .

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



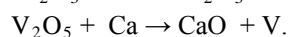
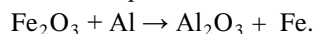
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет пероксид водорода H_2O_2 . Объясните, основываясь на его электронном строении.

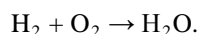
Задание 8

1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: H_2S , SO_2 , CO , Zn , F_2 , NaNO_2 , KMnO_4 .

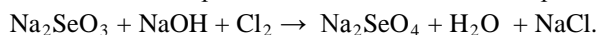
Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах, лежащих в основе металлургических процессов:





3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



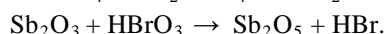
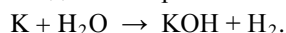
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет SeO_4^{2-} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 9

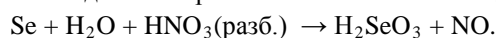
1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: K_2CrO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrO_3 , Cr , CrCl_2 , $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:

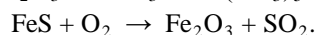
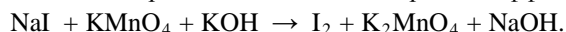


4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет SeO_3^{2-} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

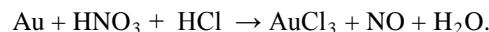
Задание 10

1. По степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , P , H_3PO_3 , Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:

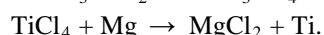
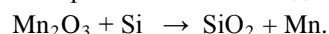


4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет NO_3^- . Объясните, основываясь на его электронном строении.

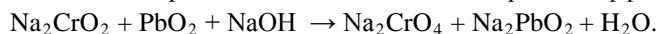
Задание 11

1. По степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , P , H_3PO_3 , Na_2HPO_4 , Ca_3P_2 .

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



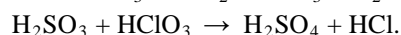
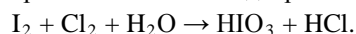
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет CrO_2^{2-} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 12

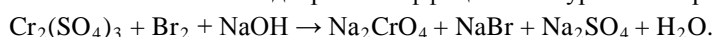
1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: $\underline{\text{Al}}_2\text{O}_3$, $\underline{\text{P}}_2\text{O}_5$, $\underline{\text{K}}\underline{\text{Cr}}(\text{SO}_4)_2$, $\underline{\text{H}_2}\underline{\text{Cr}}\text{O}_4$, $\underline{\text{Li}}\underline{\text{Cr}}\text{O}_2$, $\text{Na}_2\underline{\text{Zn}}\text{O}_2$.

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



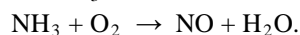
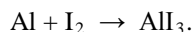
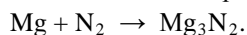
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет Cr^{3+} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 13

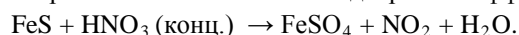
1. Определить степень окисления серы в соединениях: S , SO_3 , Na_2SO_3 , CS_2 , As_2S_3 , SO_2 , H_2SO_4 .

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



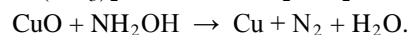
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет S^{2-} . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 14

1. Определить степень окисления азота в соединениях (NH_4)⁺, N_2 , (NO_3)⁻, NO , (NO_2)⁻, NO_2 , N_2O_3 , NH_2OH , N_2H_4 .

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



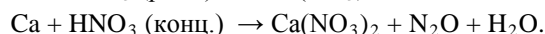
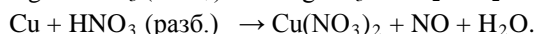
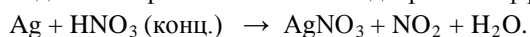
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет MnO_4^- . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 15

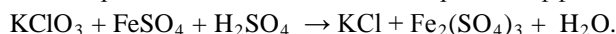
1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: $\underline{\text{S}}\text{O}_3^{2-}$, $\underline{\text{S}}\text{O}_4^{2-}$, $\underline{\text{N}}\text{O}_3^-$, $\underline{\text{N}}\text{O}_2^-$, $\underline{\text{Cl}}\text{O}^-$, $\underline{\text{Cl}}\text{O}_3^-$, $[\underline{\text{Al}}(\text{OH})_4]^-$.

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



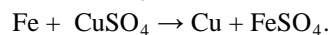
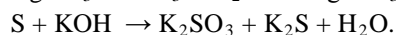
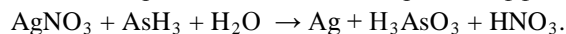
4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет ClO_3^- . Объясните, основываясь на его электронном строении.

Задание 16

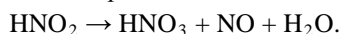
1. Определить степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях: $\underline{\text{V}}\text{O}_3^-$, $\underline{\text{W}}\text{O}_4^{2-}$, $\underline{\text{I}}\text{O}_4^-$, $\text{H}_3\underline{\text{Sb}}\text{O}_3$, $\underline{\text{I}}_2$, $\underline{\text{H}}\underline{\text{I}}$, $\underline{\text{W}}$.

Укажите окислители и восстановители.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах процессов:



3. Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции:



4. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет NO_2^- . Объясните, основываясь на его электронном строении.

3. КР 3 по теме «Коррозия металлов и защита металлов от коррозии»

3.1. Пример контрольной работы по теме «Коррозия металлов и защита металлов от коррозии» (варианты контрольных работ приведены в № 308-2013 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Коррозия металлов и защита металлов от коррозии»)

Задача 1. Железное изделие покрыли цинком. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении сплошности покрытия во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Решение.

Цинк имеет более отрицательный потенциал:

$E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$, чем железо: $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$, поэтому в гальваническом элементе цинк является анодом, а железо – катодом. В этом случае цинк является анодным покрытием по отношению к защищаемому металлу – железу. При нарушении целостности цинкового покрытия возникает гальванический элемент, в котором анод (цинк) окисляется (разрушается), а катод (железо) остается защищенным до тех пор, пока весь защитный слой не будет разрушен.

При контакте с кислой коррозионной средой (раствором HCl) в образующемся гальваническом элементе электроны от цинка переходят к железу, на поверхности которого происходит восстановление катионов водорода:

(-) Анод: $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$ пр. окисления, Zn – восстановитель;

(+) Катод: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2 \uparrow$ пр. восстановления, ион H^+ - окислитель.

$\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$ - суммарное уравнение процесса коррозии оцинкованного железа в растворе HCl .

В этом случае электрохимическая коррозия протекает с водородной деполяризацией.

Во влажном воздухе акцепторами электронов являются молекулы кислорода, и коррозия протекает с кислородной деполяризацией. При работе такого гальванического элемента цинк окисляется, а поступающие на поверхность катода (железа) электроны от цинка восстанавливают кислород, находящийся в воздухе:

(-) Анод: $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$ 2 пр. окисления,

Zn – восстановитель;

(+) Катод: $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$ 1 пр. восстановления,

O_2 – окислитель.

$2\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ - суммарное уравнение процесса коррозии оцинкованного железа во влажном воздухе.

Образовавшиеся ионы Zn^{2+} соединяются с гидроксильной группой и образуют нерастворимый гидроксид цинка, который и является продуктом коррозии:

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$.

Задача 2. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Укажите состав продуктов коррозии.

Решение.

При контакте цинка и кадмия, находящихся в растворах электролитов, образуется коррозионный гальванический элемент, схема которого представляется так:

(-) Анод Zn | H₂O, O₂ || Cd Катод (+) в нейтральном растворе;

(-) Анод Zn | H⁺ || Cd, H₂ Катод (+) в кислом растворе.

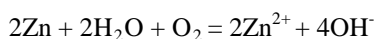
Цинк имеет более отрицательное значение стандартного электродного потенциала ($E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В), чем кадмий ($E^{\circ}_{Cd^{2+}/Cd} = -0,4$ В), поэтому он является анодом и в каждом из указанных гальванических элементов подвергается коррозии, окисляется, а кадмий является катодом. Составляем электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при работе коррозионного гальванического элемента.

(-) Анод: $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$ 4 2 пр. окисления,

Zn^0 – восстановитель;

(+) Катод: $2H_2O + O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$ 2 1 пр. восстановления,

O_2^0 – окислитель.



O_2 – окислитель, коррозия происходит с кислородной деполяризацией. Так как ионы Zn^{2+} с гидроксогруппой OH^- образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии в этом случае будет $Zn(OH)_2$ ($Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2 \downarrow$).

Катодный процесс в кислой среде: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$, где катион H^+ - окислитель, и коррозия происходит с водородной деполяризацией. Продуктом коррозии в этом случае является соль, образованная катионом Zn^{2+} с кислотным остатком, содержащимся в растворе. Так, если электролит HCl, то продукт коррозии – соль $ZnCl_2$: $Zn^{2+} + 2Cl^- = ZnCl_2$.

Задача 3. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворе. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение.

Цинк имеет более отрицательный потенциал (-0,763 В), чем кадмий (-0,403 В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом.

Анодный процесс: $Zn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

катодный процесс:

в кислой среде $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$

в нейтральной среде $O_2 + H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$

Так как ионы Zn^{2+} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет $Zn(OH)_2$.

3.2. Полный комплект оценочных средств КР 3 в количестве 16 вариантов.

Вариант 1

1. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

2. Дайте обоснованный ответ, в каком случае скорость коррозии железа в кислой среде меньше: в случае контакта железа со свинцом или в случае контакта железа с никелем.

3. Железное изделие покрыто кадмием. Какое это покрытие - анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного электродных процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

4. С какой целью производится цинкование металлов? Укажите процессы, протекающие на электродах при цинковании. Каковы свойства цинкового гальванического покрытия?

Вариант 2

1. Электрохимические методы защиты металлов от коррозии. Катодная и протекторная защита металлов. Напишите уравнения реакций, происходящих при этом.

2. Если пластинку из чистого железа опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако, при прикосновении к железу медной палочкой на последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составьте уравнения анодного и катодного процессов.

3. Какие электродные реакции происходят при коррозии контактирующей пары металлов железо – свинец в щелочной среде.

4. Железное изделие покрыто свинцом. Какое это покрытие анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Вариант 3

1. Составьте уравнения анодного и катодного процесса с кислородной и водородной деполяризацией для пары магний – никель. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

2. Цинковая и железная пластинки опущены в раствор серной кислоты. Какие процессы будут протекать у пластинок, если пластинки не соприкасаются друг с другом, если наружные концы пластинок соединить проволокой? Ответ мотивируйте.

3. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии металлов железо – олово при 25 °С в растворе NaCl.

4. Какой металл целесообразно выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов при атмосферной коррозии. Каков состав продуктов коррозии?

Вариант 4

1. Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Составьте уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?

2. Как влияет pH среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте уравнения анодного и

катодного процессов при атмосферной коррозии этих металлов.

3. Какие металлы можно использовать как анодные покрытия на стальных изделиях? Как будет протекать атмосферная коррозия стали с анодным покрытием?

4. Две железные пластинки, частично покрытые одна цинком, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?

Вариант 5

1. Как происходит атмосферная коррозия лужёного железа и лужёной меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

2. Если поместить в соляную кислоту кусочек серебра реакции не наблюдается. Однако если прикоснуться к серебру цинковой проволокой, то на серебре начинается бурное выделение водорода. Составьте уравнения анодного и катодного процессов, происходящих в этом случае.

3. С какой целью производится хромирование изделий из металлов? Укажите процессы, происходящие при электролитическом хромировании железа. Каковы свойства хромовых покрытий?

4. Железо покрыто оловом. Какое это покрытие анодное или катодное? Что происходит при нарушении целостности покрытия во влажном воздухе? Напишите уравнения происходящих электродных реакций.

Вариант 6

1. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполаризацией при коррозии пары алюминий – железо. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

2. Напишите, какие процессы протекают на анодных и катодных участках при коррозии алюминия, покрытого медью, покрытие повреждено:

а) в водопроводной воде; б) в растворе щелочи.

3. Какое покрытие называют анодным, и какое катодным? Железо покрыто никелем. Какое это покрытие? Какие процессы будут происходить при нарушении покрытия в атмосфере HCl? Составьте уравнения происходящих электродных реакций.

4. Какие процессы происходят на электродах при электролитическом никелировании железа? Какие свойства никелевых покрытий?

Вариант 7

1. Укажите процессы, протекающие при электрохимической коррозии пары медь – серебро во влажном воздухе при $pH = 7$.

2. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

3. Какие процессы протекают на электродах при электролитическом кадмировании железа? Составьте уравнения электродных реакций. Каковы свойства кадмиевых покрытий?

4. Какие металлы можно использовать как анодные покрытия на стали? Как будет протекать коррозия стали с анодным покрытием при его нарушении в атмосфере соляной кислоты?

Вариант 8

1. Какие металлы можно использовать для протекторной защиты меди от коррозии? Приведите пример и составьте электродные уравнения происходящих при этом реакций.

2. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии металлов цинк – железо в растворах NaCl и H₂SO₄.

3. В раствор HCl поместили цинковую пластинку, покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.

4. Какие процессы происходят, при анодировании алюминия? Каковы свойства оксидной пленки на алюминии и его сплавах?

Вариант 9

1. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в хлороводородной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

2. Какой металл целесообразно выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Каков состав продуктов коррозии?

3. Какие процессы протекают при химическом и электрохимическом цинковании железа? Составьте уравнения реакций.

4. Какими свойствами должны обладать защитные пленки на металлах?

Вариант 10

1. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии металлов олово – медь во влажном воздухе. Какой из этих металлов в данном случае подвергается коррозионному разрушению?

2. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

3. Составьте уравнения электродных процессов, происходящих при цинковании железа. Каковы свойства цинковых гальванических покрытий?

4. Какие металлы можно использовать в качестве протектора для олова? Почему?

Вариант 11

1. Указать, в каком случае коррозия железа в кислой среде меньше: в случае контакта железа со свинцом или в случае контакта железа с никелем и почему? Составьте уравнения происходящих анодных и катодных процессов.

2. Величины электродных потенциалов металлов уменьшаются при повышении pH среды. Объясните, почему при изменении среды с нейтральной на щелочную коррозионная устойчивость железа, меди, магния увеличивается, а алюминия, хрома, цинка, олова уменьшается. Ответ мотивируйте, составив уравнения реакций, происходящих при коррозии алюминия в щелочной среде.

3. Составьте уравнения процессов, происходящих при нарушении никелевого покрытия на железе, находящемся в воде, содержащем кислород.

4. Анодные и катодные гальванические покрытия. Привести примеры.

Вариант 12

1. Катодные и анодные гальванические покрытия. Привести примеры.

2. Если опустить в разбавленную серную кислоту пластинку из чистого железа, то выделение на ней водорода идет медленно и со временем почти прекращается. Однако, если цинковой палочкой прикоснуться к железной пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

3. Как протекает коррозия железа во влажном воздухе? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии. Каков состав продуктов коррозии?

4. Как осуществить электролитическое хромирование железа? Какие процессы при этом протекают? Каковы свойства хромовых гальванических покрытий.

Вариант 13

1. Какие процессы протекают на электродах при цинковании? Составьте уравнения происходящих реакций.

2. Цинковая и железная пластинки опущены в раствор NaCl. Какие процессы будут протекать на пластинках, если их наружные концы соединить проволокой? Составьте уравнения происходящих реакций.

3. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

4. Какие металлы можно использовать для протекторной защиты свинца, находящегося под слоем почвы? Ответ мотивируйте, составив уравнения электродных процессов.

Вариант 14

1. Какие процессы протекают при анодировании алюминия. Укажите свойства оксидных пленок на алюминии и его сплавах.

2. Какое покрытие металла называют анодным, и какое катодным покрытием? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного покрытия железа? Составьте уравнения процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью во влажном воздухе и в кислой среде при нарушении покрытия.

3. Какие электродные процессы протекают при гальванической коррозии контактирующей пары никель – свинец в щелочной среде?

4. В каком случае скорость коррозии железа меньше: при контакте железа с оловом или с никелем? Почему?

Вариант 15

1. Поясните принцип действия коррозионного гальванического элемента, состоящего из двух разнородных металлов – меди и цинка, погруженных в раствор NaCl. Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах этого элемента.

2. Как влияет pH среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.

3. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?

4. Составьте уравнения реакций, происходящих при катодной электрозащите железа, находящегося в водном растворе NaCl.

Вариант 16

1. Какое покрытие – анодное или катодное более надежно защищает стальное изделие от коррозии?

Ответ мотивируйте, принимая во внимание, что стальное изделие находится в атмосфере влажного воздуха.

2. Контактная коррозия металлов. Составьте уравнения электродных процессов, происходящих при контакте железа и никеля, находящихся в атмосферных условиях.

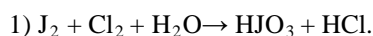
3. Железное изделие покрыто оловом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

4. Укажите электродные процессы, протекающие при электрохимической коррозии пары медь – серебро во влажном воздухе при pH = 7.

4. КР 4 - по теме «Свойства металлов»

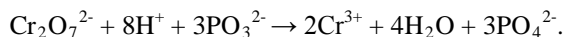
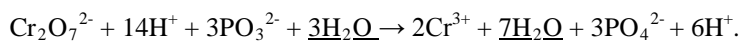
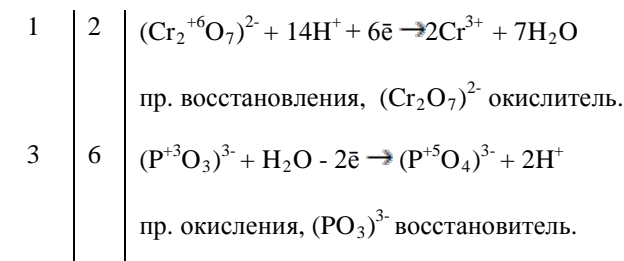
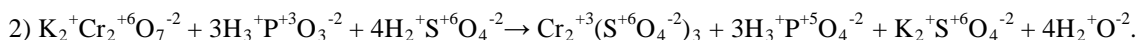
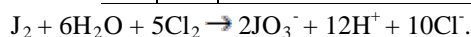
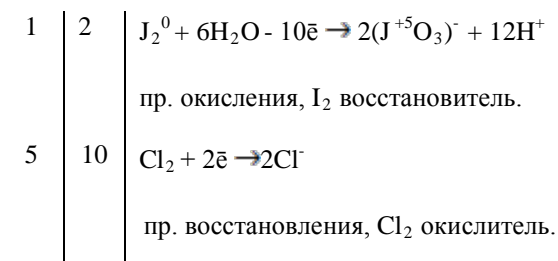
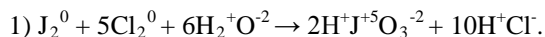
4.1. Пример контрольной работы по теме «Свойства металлов» (варианты контрольных работ приведены в № 303-2012 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Общие свойства металлов»).

Задача 1. Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем: какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

Решение.



Задача 2. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляет серная кислота? Напишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной серной кислоты с магнием и концентрированной с медью.

Укажите окислитель и восстановитель.

Решение.

Разбавленная серная кислота H_2SO_4 относится к неокислительным кислотам, окислителем является катион H^+ из кислоты. Концентрированная серная кислота H_2SO_4 относится к окислительным кислотам, окислителем является анион SO_4^{2-} за счет серы в $BCO_S = +6$, который является окислителем, так как может только принимать электроны.

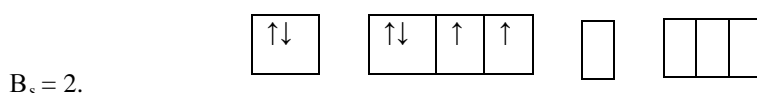
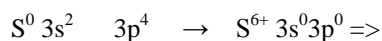
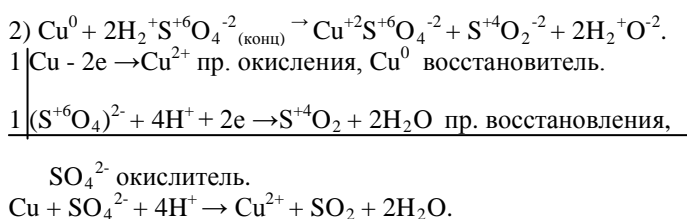
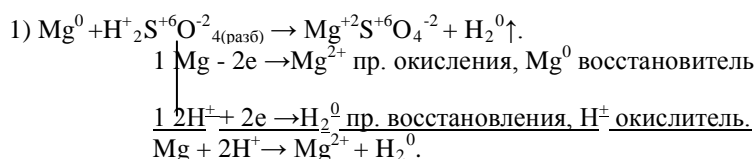
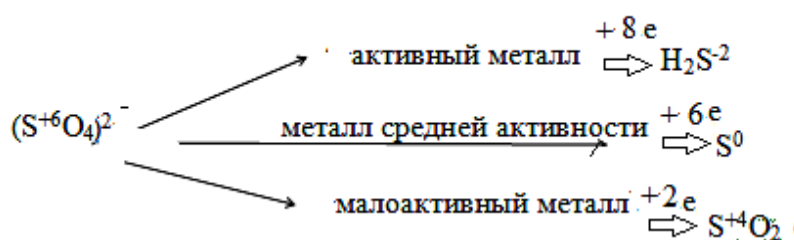


Схема восстановления сульфат аниона:



Задача 3. Какую степень окисления может проявлять водород в своих соединениях? Приведите примеры реакции, в которых газообразный водород играет окислителя и восстановителя.

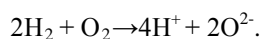
Решение.



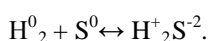
Водород занимает двойственное положение в периодической системе элементов, его принято размещать в I и VIIA группах (в главных подгруппах). Это обусловлено тем, что он имеет черты сходства со щелочными металлами и с галогенами. Как и атомы щелочных металлов, атомы водорода могут отдавать 1 электрон (окисляться) и превращаться в положительно заряженный катион H^+ . С другой стороны, как и атомы галогенов, атом водорода может присоединять 1 электрон (восстанавливаться), завершая при этом свою электронную оболочку ($1s^2$) и превращаться в отрицательно заряженный гидрид анион H^- . $CO_H = -1, 0, +1$.

Водород взаимодействует как восстановитель.

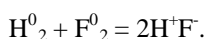
1) Взаимодействие с O_2 при поджигании или внесении в водородноокислородную смесь Pt катализатора:



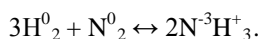
2) С серой при нагревании 150 - 300 $^{\circ}C$:



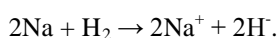
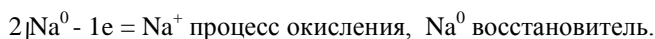
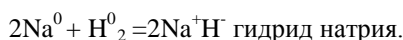
в) С фтором при обычных условиях:



г) С азотом при повышенном давлении и нагревании в присутствии катализаторов:



Как окислитель водород взаимодействует только с активными (щелочными и щелочноземельными) металлами. В результате образуются гидриды металлов.



4.2. Полный комплект оценочных заданий КР 4 в количестве 16 штук.

Задание 1

1. Как изменяются восстановительные свойства металлов в IA и IIA подгруппах периодической системы Д.И. Менделеева?

2. Какие из перечисленных металлов: Cu, Mn, Zn, Co могут взаимодействовать с раствором KOH? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует Fe с разбавленной азотной кислотой. Составить молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 2

1. Объяснить изменение восстановительных свойств металлов в побочных В подгруппах периодической системы.

2. Какие из перечисленных металлов: Fe, Zn, Ca, Ni, Cr могут взаимодействовать с водой при комнатной температуре? Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной форме, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует олово с концентрированной и разбавленной азотной кислотой. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 3

1. Объяснить изменение восстановительных свойств

металлов в больших периодах периодической системы.

2. Привести примеры реакций взаимодействия s-, p-, d- и f-металлов с водой. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует свинец с концентрированной и разбавленной азотной кислотой. Составить в молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 4

1. Написать электронную формулу элемента Fe. Указать формулы возможных оксидов и гидроксидов железа. Как изменяется кислотно-основной характер оксида и гидроксида с изменением степени окисления элемента?

2. Привести примеры взаимодействия p-, d-металлов с раствором щелочи. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует концентрированная азотная кислота со щелочными металлами? Составить молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса (на примере Na).

Задание 5

1. Написать электронную формулу хрома, указать формулы его возможных оксидов и гидроксидов. Как изменяется кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов с увеличением степени окисления хрома.

2. Как относятся Ti, Zr и Hf к воде, кислороду и кислотам (HCl, H₂SO₄, HNO₃)? Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной форме, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует с натрием разбавленная азотная кислота? Составить молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 6

1. Написать электронную формулу элемента Mn. Указать формулы его возможных оксидов и гидроксидов. Как изменяется кислотно-основной характер оксидов с увеличением степени окисления элемента в соединении.

2. Какие из перечисленных металлов: Ti, V, Mn, Ba, Cd могут взаимодействовать с водой при комнатной температуре? Написать уравнения соответствующих реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует цинк с разбавленной и концентрированной серной кислотой. Составить молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 7

1. Написать электронную формулу элемента Mo. Указать формулы возможных оксидов и гидроксидов этого металла. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений с изменением степени окисления элемента?

2. Какой из перечисленных металлов: Fe, Ni, Al, Cd может взаимодействовать с раствором щелочи? Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Составить молекулярное и ионное уравнение реакции взаимодействия цинка с разбавленной азотной кислотой, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 8

1. Какие соединения называются гидридами металлов? Как они получают? Каковы степени окисления элементов в гидридах металлов?

2. Составить уравнения реакций, протекающих при взаимодействии цинка и бериллия с раствором KOH, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Чем объясняется явление пассивации металлов концентрированной азотной кислотой? Как взаимодействует с железом азотная кислота средней концентрации? Составить молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Задание 9

1. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $3d^54s^1$, б) $3d^64s^2$. Определить положение элементов в периодической системе. Указать свойства оксидов и гидроксидов. Могут ли данные элементы образовывать летучие гидриды?

2. Каковы особенности азотной кислоты как окислителя при взаимодействии её с металлами? Составить полные уравнения реакций взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

3. К какому классу соединений относятся галиды металлов? Как они могут быть получены? Привести примеры для s-, p-, d- и f-металлов, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Задание 10

1. Какие соединения металлов называются нитридами? Как могут быть получены нитриды? Какова степень окисления азота в нитридах металлов? Привести примеры реакций образования нитридов для s-, p-, d-металлов, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

2. Составить уравнения реакций взаимодействия магния с концентрированной и разбавленной серной кислотой, расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

3. Смесь газов CO_2 , N_2 , SO_2 пропустили через склянку, наполненную водным раствором брома. Каков состав газа, выходящего из склянки? Написать уравнение реакции.

Задание 11

1. Какие соединения металлов называют карбидами? Как могут быть получены карбиды? Привести примеры реакций образования карбидов для d-металлов.

2. Составить уравнения реакций получения $Sn(OH)_2$ и $Pb(OH)_2$ и взаимодействия их с кислотой H_2SO_4 и щелочью NaOH, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Какие металлы пассивируются холодной концентрированной серной кислотой? Составить полное молекулярное и ионное уравнение реакции для p- и d-металла, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

Задание 12

1. Охарактеризовать особенности металлической связи.

2. При нагревании Sn и Pb реагируют с водными растворами щелочей. Составить соответствующие уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Как взаимодействует с алюминием азотная кислота разных концентраций. Составить полное молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

Задание 13

1. Какие соединения металлов называются сульфидами, бориды, силицидами? Как они могут быть получены? Привести примеры реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

2. Как взаимодействует с алюминием серная кислота разных концентраций? Составить полное молекулярное и ионное уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

3. Почему реакция металлов Sr, Ba и Ra с водой протекает энергичнее, чем та же реакция с Mg и Ca? Составить уравнения реакций и объяснить данное явление.

Задание 14

1. Какие кислоты окисляют Cu, Ag, Au определить на основании таблицы окислительно-восстановительных потенциалов. Составить уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

2. Составить уравнения реакций окисления кальция разбавленной и концентрированной H_2SO_4 , расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

3. Назвать особенности кристаллической структуры металлов.

Задание 15

1. Серебро взаимодействует с концентрированной и разбавленной HNO_3 . Какая из них будет расходоваться меньше? Написать уравнения соответствующих реакций, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

2. Как относятся V, Nb и Ta к воде, кислороду, кислотам и щелочам? Написать уравнения возможных реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

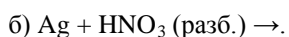
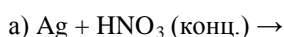
3. Как действуют кислоты и щелочи на $Cr(OH)_3$? Написать уравнения соответствующих реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Задание 16

1. Как относятся Mo, W к воде, кислороду, кислотам и щелочам? Написать соответствующие уравнения реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

2. Подтвердите амфотерный характер $Mn(OH)_4$ уравнениями соответствующих реакций, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

3. Закончить уравнения следующих реакций и расставить коэффициенты электронно-ионным методом:



Критерии оценки

Студенту выдается 5 или 3 задач, которые необходимо решать письменно с алгоритмом решения и расчетами. Максимальное количество баллов за один вопрос 3. За одну нерешенную задачу снимается 3 балла, если недочет в задаче, то один балл.

Студентам, нарушающим дисциплину в процессе проведения контрольной работы, может быть снят 1 балл за каждый случай.

Критерии оценки заданий:

15 -13 – задание выполнено, верно, написаны все уравнения реакций; расставлены коэффициенты, имеются незначительные арифметические погрешности, опiski;

12-11 – дан один неверный ответ или не правильно расставлены коэффициенты в уравнениях реакций, не написаны подробно все уравнения реакций. Могут быть неправильные вычисления при верном алгоритме решения;

10-8 – задание частично не выполнено (нет ответа на 2 вопроса полностью, неверны вычисления в задачах, но имеется правильный подход к решению);

Менее 8 – в остальных случаях.

Шкала оценивания:

Оценка «отлично» выставляется студенту, набравшему 15-13 баллов;

Оценка «хорошо» выставляется студенту, набравшему 12-11 баллов;

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, набравшему 10-8 баллов;

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, набравшему менее 8 баллов.

Методика проведения:

в аудитории для практических занятий, в письменной форме, групповой способ, в течение 45 минут, использования справочной литературы и средств коммуникации, результат - на следующем занятии.

Второй вариант проведения контрольной работы - это домашнее индивидуальное задание, здесь учитывается полнота изложения и оригинальность решения.

7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

1. Пример контрольной работы (варианты контрольных работ приведены в № 299-2012 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине «Химия» по теме «Скорость химических реакций и химическое равновесие»).

Варианты проверочной работы с ответами

Вариант 1

- а) Вычислите среднюю скорость химической реакции, если исходная концентрация одного из реагирующих веществ составляла 1 моль/л, а через 4 с от начала реакции она стала 0,6 моль/л.
- б) Скорость химической реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ составила $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с. Начальная концентрация кислорода - 0,15 моль/л. Через какое время концентрация кислорода станет 0,03 моль/л?
- в) Реакция протекает по уравнению $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{C}(\text{г})$. Исходная концентрация вещества А - 1 моль/л, через 1 ч она стала 0,5 моль/л. Определите концентрацию веществ В и С через час, если их исходные соответственно равны 1 моль/л и 0 моль/л. Какова скорость данной реакции по веществу А?

Вариант 2

- а) Исходная концентрация вещества А - 1 моль/л, через 1 ч она стала 0,5 моль/л. Какова средняя скорость данной реакции по веществу А?
- б) Какова начальная концентрация муравьиной кислоты в реакции этерификации с пропанолом, если за 20 мин её концентрация уменьшилась до 1,6 моль/л при средней скорости реакции 0,04 моль/л·мин?
- в) Реакция протекает по уравнению $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C}$. В начале реакции концентрации реагирующих веществ одинаковы и равны 1 моль/л, через 1 мин концентрация вещества В стала 0,6 моль/л. Какой стала концентрация веществ А и С? Какова скорость этой реакции по веществу В?

Вариант 3

- а) Концентрация одного из реагирующих веществ в начале реакции была 2 моль/л, через 10 с - 1,5 моль/л. Найдите скорость этой реакции.
- б) Какова концентрация вещества А через 20 с от начала реакции при средней скорости химической реакции 0,02 моль/л·с, если её начальная концентрация составляла 4 моль/л? Реакция идет с уменьшением концентрации вещества А.
- в) Реакция протекает по уравнению $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$. В начале реакции концентрация кислорода была 0,15 моль/л, а через 100 с она стала 0,03 моль/л. Какой стала концентрация NO и NO₂, если их исходные концентрации составляли соответственно 0,3 моль/л и 0 моль/л? Какова скорость этой реакции по кислороду?

Вариант 4

- а) Концентрация одного из веществ через 13 с после начала реакции равна 0,05 моль/л, а через 25 с - 0,002 моль/л. Рассчитайте среднюю скорость этой реакции.
- б) За какое время при взаимодействии уксусной кислоты с этанолом концентрация кислоты уменьшилась с 3,6 моль/л до 2,8 моль/л при средней скорости химической реакции 0,08 моль/л · с?
- в) Реакция идет согласно уравнению $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{J}_2 (\text{г}) \rightarrow 2\text{HJ} (\text{г})$. В начале наблюдения концентрация йодоводорода составляла 0,74 моль/л, а через 20 с стала 0,8 моль/л. Какой стали концентрации йода и водорода, если их исходные концентрации равны соответственно 1 моль/л и 1,2 моль/л? Какова скорость этой реакции по йодоводороду?

Вариант 5

- а) Концентрация одного из веществ через 20 с после начала реакции равна 0,1 моль/л, а через 30 с - 0,02 моль/л. Рассчитайте среднюю скорость этой реакции.
- б) Вычислите начальную концентрацию вещества А, если при средней скорости реакции 0,08 моль/л·мин через 10 мин от начала реакции её концентрация уменьшилась до 0,5 моль/л.
- в) Реакция протекает по уравнению $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow 2\text{C}$. В емкости объемом 10 л исходные количества веществ составили 2 моль. Через 4 с образовался газ С количеством вещества 0,8 моль. Определите среднюю скорость реакции по веществу А и количества веществ А и В, которые остались в емкости.

Вариант 6

- а) Вычислите среднюю скорость реакции этерификации $\text{НСООН} + \text{C}_3\text{H}_7\text{ОН} \rightarrow \text{НСОOC}_3\text{H}_7 + \text{H}_2\text{O}$ при 70 °С, если за 20 мин концентрация муравьиной кислоты уменьшилась с 2,4 моль/л до 1,6 моль/л.
- б) Какова концентрация вещества А через 4 с от начала реакции при средней скорости химической реакции 0,1 моль/л·с, если её начальная концентрация составляла 1 моль/л? Реакция идет с уменьшением вещества А.
- в) Химическая реакция протекает в растворе согласно уравнению $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Исходные концентрации веществ А - 0,8 моль/л, В - 1 моль/л. Спустя 20 мин концентрация вещества А снизилась до 0,78 моль/л. Какова стала концентрация веществ В и С? Какова скорость этой реакции по веществу А?

Ответы.

Вариант 1: а) 0,1 моль/л·с; б) 100 с; в) $\text{C}(\text{B}) = 0$ моль/л, $\text{C}(\text{C}) = 1$ моль/л, $\nu = 0,5$ моль/л·ч.

Вариант 2: а) 0,5 моль/л·ч; б) 2,4 моль/л; в) $\text{C}(\text{A}) = 0,2$ моль/л, $\text{C}(\text{C}) = 0,8$ моль/л, $\nu = 0,4$ моль/л·мин.

Вариант 3: а) 0,05 моль/л·с; б) 3,6 моль/л; в) $\text{C}(\text{NO}) = 0,06$ моль/л, $\text{C}(\text{NO}_2) = 0,24$ моль/л, $\nu = 1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с.

Вариант 4: а) 0,004 моль/л·с; б) 10 с; в) $\text{C}(\text{J}_2) = 0,97$ моль/л, $\text{C}(\text{H}_2) = 1,17$ моль/л, $\nu = 0,003$ моль/л·с.

Вариант 5: а) 0,008 моль/л·с; б) 1,3 моль/л; в) $\nu(\text{A}) = 1,6$ моль, $\nu(\text{B}) = 1,2$ моль, $\nu = 0,01$ моль/л · с.

Вариант 6: а) 0,04 моль/л·мин, б) 0,6 моль/л, в) $\text{C}(\text{B}) = 0,98$ моль/л, $\text{C}(\text{C}) = 0,02$ моль/л, $\nu = 0,001$ моль/л·мин.

2. Пример заданий для тестирования прикладных знаний студентов:

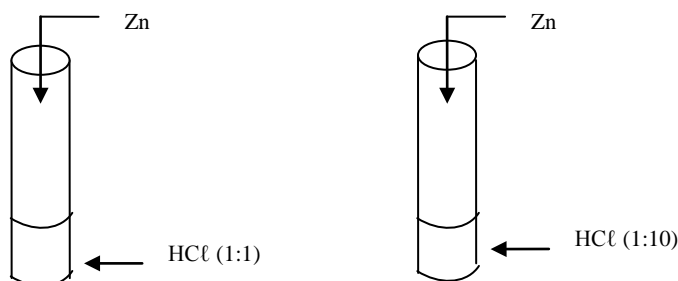
По теме «Химическая кинетика и равновесие».

Инструкция № 1 для работы в группах (2-3 человека) по вопросу

«Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции»

Даны вещества: Zn, раствор HCl (1:1) (на 1 часть концентрированной HCl приходится 1 часть воды), раствор HCl (1:10) (на 1 часть концентрированной HCl приходится 10 частей воды).

Проделайте следующие опыты: (Внимание! Соблюдайте технику безопасности при обращении с кислотами!)



Сформулируйте вывод и подготовьте ответы на следующие вопросы:

1. В какой зависимости находятся скорость химической реакции и концентрация реагирующих веществ?

2. Выразите эту зависимость для реакции $A + 3B = D$.

В чем причина прямой пропорциональной зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ?

4. Концентрацию веществ, в каком агрегатном состоянии учитывает закон действующих масс?

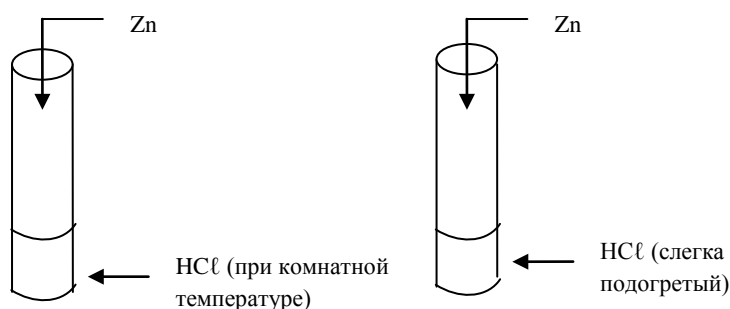
Подготовьте выступление.

Время выполнения - 5 минут.

Инструкция № 2 для работы в группах (2-3 человека) по вопросу «Влияние температуры на скорость химической реакции»

Даны вещества: Zn, раствор HCl в двух пробирках.

Проделайте следующие опыты: (Внимание! Соблюдайте технику безопасности при обращении с кислотами, при нагревании и при обращении со спиртовкой. Будьте осторожны при нагревании HCl, так как она летуча, пары её ядовиты, ни в коем случае не доводите её до кипения!)



Сформулируйте вывод и подготовьте ответы на следующие вопросы:

1. В какой зависимости находятся скорость химической реакции и температура?

2. Как эта зависимость выражается математически?

Подготовьте выступление.

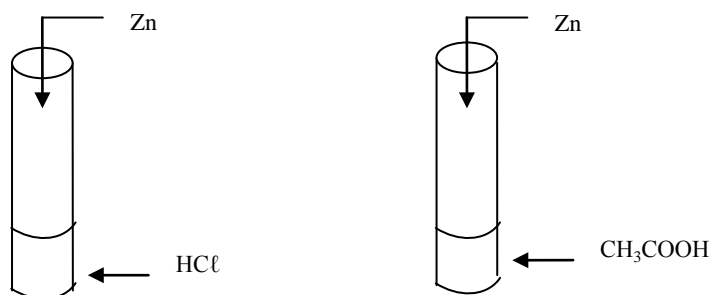
Время выполнения - 5 минут.

Инструкция № 3 для работы в группах (2-3 человека) по вопросу

«Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции»

Даны вещества: Zn, растворы HCl (соляной кислоты) и CH₃COOH (уксусной кислоты) одинаковой концентрации.

Проделайте следующие опыты: (Внимание! Соблюдайте технику безопасности при обращении с кислотами!)



Сформулируйте вывод и подготовьте ответы на следующие вопросы:

1. С какой из предложенных кислот цинк реагирует активнее?

2. Почему с соляной кислотой цинк реагирует активнее, чем с уксусной кислотой?

Подготовьте выступление.

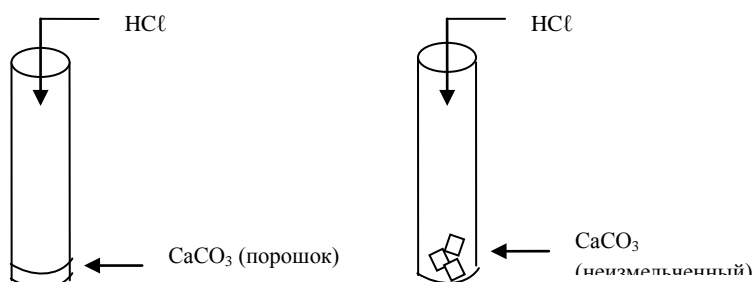
Время выполнения - 5 минут.

Инструкция № 4 для работы в группах (2-3 человека) по вопросу

«Влияние площади соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической реакции»

Даны вещества: мрамор CaCO₃ (порошок), мрамор CaCO₃ (неизмельченный), раствор HCl.

Проделайте следующие опыты: (Внимание! Соблюдайте технику безопасности при обращении с кислотами!)



Сформулируйте вывод и подготовьте ответы на следующие вопросы:

1. С измельченным или неизмельченным мрамором соляная кислота реагирует активнее?

2. Почему в измельченном состоянии твердые вещества активнее реагируют с жидкостями и газами?

3. В какой зависимости находятся скорость химической реакции и площадь соприкосновения реагирующих веществ?

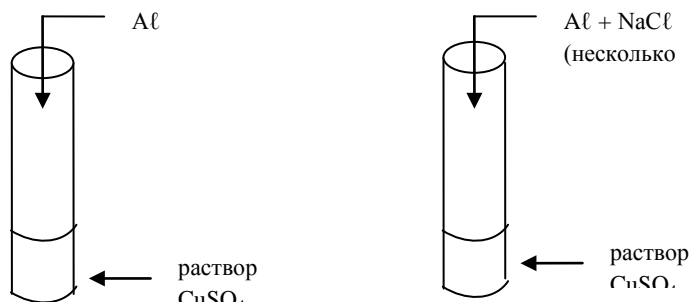
Подготовьте выступление.

Время выполнения - 5 минут.

Инструкция № 5 для работы в группах (2-3 человека) по вопросу
«Влияние катализатора на скорость химической реакции»

Даны вещества: Al, раствор CuSO₄, поваренная соль NaCl (кристаллическая).

Проделайте следующие опыты:



Сформулируйте вывод и подготовьте ответы на следующие вопросы:

1. Какую роль играет хлорид натрия в реакции замещения между сульфатом меди (II) и алюминием?
2. Что такое катализаторы?
3. Что такое катализ?

Подготовьте выступление.

Время выполнения - 5 минут.

Критерии оценки

Группам студентов 2-3 человека выдается задание на экспериментальную задачу, для проверки навыков проведения химического эксперимента и обработки результатов экспериментальных исследований с алгоритмом решения и расчетами. Максимальное количество баллов за решенную экспериментальную задачу и ответы на вопросы 15.

За отсутствие ответа на один вопрос снимается 3 балла, если недочет в задаче, то один балл, максимально снимается до 10 баллов за отсутствие навыков экспериментальной работы.

Студентам, нарушающим дисциплину в процессе проведения экспериментальной работы, может быть снят 1 балл за каждый случай, а также за преднамеренную порчу реактивов.

Критерии оценки заданий:

15 -13 – задание выполнено, верно, написаны все уравнения реакций; расставлены коэффициенты, имеются незначительные арифметические погрешности, описки;

12-11 – дан один неверный ответ или не правильно расставлены коэффициенты в уравнениях реакций, не написаны подробно все уравнения реакций. Могут быть неправильные вычисления при верном алгоритме решения; не достаточно аргументированные выводы по работе.

10-8 – задание частично не выполнено (нет ответа на 2 вопроса полностью, неверны вычисления в задачах, но имеется правильный подход к решению экспериментальной задачи);

Менее 8 – в остальных случаях.

Шкала оценивания:

- Оценка «отлично» выставляется студенту, набравшему 15-13 баллов;
Оценка «хорошо» выставляется студенту, набравшему 12-11 баллов;
Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, набравшему 10-8 баллов;
Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, набравшему менее 8 баллов.

Методика проведения:

в аудитории для практических занятий, в письменной форме, групповой способ, в течение 20 минут, использования справочной литературы и средств коммуникации, результат – на текущем занятии. здесь учитывается оригинальность решения.

7.2.4 Примерный перечень вопросов для подготовки к зачету

Не предусмотрено учебным планом

7.2.5 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач для экзамена

Тема 1. Основные понятия и законы химии

1. Дайте определение понятий: а) элемент, атом, молекула; б) простое и сложное вещество; в) относительные атомные и молекулярные массы.
2. Дайте определение понятия «моль».
3. Какие величины называют молярной массой и молекулярным объемом?
4. Что называют эквивалентом вещества?
5. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для различных классов соединений – оксидов, кислот, оснований и солей?

Тема 2. **Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.**

1. Что называют тепловым эффектом реакций? В каких случаях уравнения химических реакций называют термохимическими?
2. Чем отличаются термохимическая и термодинамическая системы знаков для тепловых эффектов реакций?
3. Какие условия состояния системы принимают в термодинамике в качестве стандартных? Какими символами их обозначают?
4. Что называют внутренней энергией системы? Почему в термодинамических расчетах используют не абсолютные значения внутренней энергии U , а ее изменение ΔU при переходе системы из одного состояния в другое?
5. Каким уравнением определяется энтальпия и ее изменение?
6. Какой закон является основным законом термохимии? Дайте его формулировку.
7. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса.
8. Укажите, что означает каждая из величин в уравнении Больцмана.
9. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
10. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии; б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
11. Что изучает химическая кинетика? Какова ее практическая цель?
12. Дайте определение и приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакций. Как определяются их скорости?

13. От каких факторов зависит скорость химических реакций? Дайте определение закона действующих масс.

14. Что называют константой скорости реакции? Каков физический смысл этой величины? Зависит ли константа скорости реакции от температуры, природы реагирующих веществ и их концентрации?

15. Какой формулой определяется правило Вант-Гоффа, определяющее зависимость скорости реакции от температуры?

16. Что называют температурным коэффициентом скорости реакции? Какие он может иметь значения?

17. Что характеризует энергия активации в уравнении Аррениуса? Как определяется эта величина графически?

18. Что называют химическим равновесием? Что называют константой химического равновесия, от каких факторов она зависит?

19. Что называют смещением химического равновесия? Изменением каких параметров можно сдвинуть химическое равновесие?

20. Что называют каталитическими реакциями, катализаторами и ингибиторами?

Тема 3. Реакционная способность веществ.

1. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам (электрону)? Какое понятие его заменяет?

2. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?

3. Какое экспериментальное подтверждение нашла гипотеза Луи де Бройля о волновых свойствах электрона?

4. Какое уравнение является основным уравнением квантовой механики и что описывают волновые функции, получаемые его решением?

5. Какие квантовые числа и в одинаковой ли мере определяют энергию электрона?

6. Что в атоме называют энергетическим уровнем и подуровнем? При каком условии эти понятия сливаются?

7. Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он расщеплен на 4 подуровня. Дайте их буквенные обозначения.

8. Что называют атомной орбиталью (АО)? Как связана каждая АО с понятием электронного облака?

9. Как связано с принципом Паули определение емкости энергетических уровней и подуровней? Какими формулами она для них выражается?

10. Какому общему принципу подчиняется заполнение электронных оболочек многоэлектронных атомов?

11. В какой последовательности заполняются АО до образования электронной оболочки атома аргона?

12. Что называют электронной формулой и электронной конфигурацией атома, иона?

Какой вид они имеют для атомов и ионов: Na и Na^+ , Ca и Ca^{2+} , Cl и Cl^- Какие из этих ионов имеют электронное строение атомов неона, аргона и криптона?

13. Что называют энергией ионизации (I)? В каких единицах она измеряется?

14. Как изменяется I в подгруппах А и В периодической системы сверху вниз? В

периоде - слева направо?

15. Что называют сродством атома к электрону? Какой элемент имеет наибольшее значение I_1 , почему?

16. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?

17. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью?

18. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов s- и p-элементов в периоде? Объясните причину и покажите различие в свойствах гидроксидов первого и предпоследнего элемента 3-го периода.

19. Квантово-механическая теория химической связи. Модель Гейтлера-Лондона. Основные положения и понятия метода валентных связей (ВС).

Основные характеристики химической связи (энергия и длина связи).

20. Квантово-механическая теория валентности.

Свойства ковалентной связи (насыщаемость, направленность, поляризация).

Гибридизация атомных орбиталей. Донорно-акцепторная связь.

21. Металлическая связь. Ионная связь. Свойства связи.

Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.

1. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Понятие о степени окисления элементов в соединениях. Типы окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Классификация различных соединений в зависимости от их окислительно-восстановительной функции.

2. Окислительно-восстановительные свойства кислот. Влияние среды на ход окислительно-восстановительных реакций.

3. Окислительно-восстановительные реакции.

Количественная характеристика реакций. Уравнение Нернста.

4. Методы подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

5. Общие свойства металлов. Методы получения металлов, сплавы, применение в технике.

7.2.5 Примерный перечень вопросов для подготовки к экзамену

1. Основные классы соединений. Классификация неорганических соединений (окисиды, кислоты, основания, соли). Принцип получения и превращения неорганических соединений. Свойства кислот, оснований, щелочей и солей. Понятие относительной атомной массы. Химические символы и составление формул. Закон Авогадро. Понятие об эквиваленте. Закон эквивалентов.

2. Закон сохранения материи. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон кратных отношений. Газовые законы (Бойля – Мариотта, Гей – Люссака, Клайперона - Менделеева объединённый).

3. Закон действующих масс. Правило Вант - Гоффа. Математическое выражение скорости реакций гомогенных и гетерогенных процессов. Принцип Ле-Шателье. Катализаторы и ингибиторы.

4. Химическая термодинамика. Основные термодинамические функции. Основные законы термодинамики.

5. Двойственный характер поведения микрочастиц. Уравнение Планка и Эйнштейна. Общие положения квантово-волновой механики. Поведение электрона во внутриатомном пространстве. Уравнение де Бройля. Опыты, подтверждающие его выводы. Принцип Гейзенберга. Понятие о волновой функции ψ .

6. Квантовые числа и их физический смысл. Типы орбиталей и порядок заполнения электронных уровней. Основные принципы заполнения электронных орбиталей атомов. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Гунда. Заполнение электронных орбиталей элементов малых и больших периодов.

7. Периодический закон Д. И. Менделеева и структура периодической системы. Главные и побочные подгруппы, полные электронные аналоги, расположение валентных электронов.

Радиус атомов и ионов, потенциал ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность. Изменение этих характеристик в группах и периодах. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов. Схема Косселя.

8. Химическая связь. Квантово-механическое учение химической связи. Теория Гейтлера-Лондона. Основные положения теории ковалентной связи. Характеристики связи: длина и энергия связи. Свойства ковалентной связи - направленность, насыщенность, поляризация. Типы химической связи (σ - и π - связи).

9. Гибридизация атомных орбиталей (sp , sp^2 , sp^3 -гибридизация). Типы химической связи (ионная, донорно-акцепторная, водородная связь).

10. Свойства растворов электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Дисперсное состояние вещества.

11. Понятие о степени окисления (окислительном числе) элементов в соединениях. Окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста. Основные методы в составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций.

12. Возникновение скачка потенциала на границе раздела металл- раствор электролита (активный, пассивный и благородный электроды). Теория гальванического элемента. Явление поляризации. Деполяризаторы. Химические источники тока (незаряжаемые и заряжаемые) Обратимые источники тока – аккумуляторы. Типы аккумуляторов. Процессы на электродах при зарядке и разрядке в щелочных и кислотных аккумуляторах.

13. Теоретические основы электролиза. Явление поляризации при электролизе. Перенапряжение выделения водорода. Водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость электродных потенциалов от природы электродов и растворителей. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Техническое применение электролиза. Электрорафинирование металлов и электроэкстракция.

14. Коррозия металлов. Типы коррозии. Виды коррозионных разрушений. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.

15. Основы химии высокомолекулярных материалов и полимеров. Применение полимеров в технике.

7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

Экзамен проводится по билетам, каждый из которых содержит 3 вопроса: 1 теоретический, 1 стандартную задачу и 1 прикладную задачу.

Каждый правильный ответ на вопрос в билете оценивается 5 баллами, задача оценивается в 10 баллов (5 баллов верное решение и 5 баллов за верный ответ). Максимальное количество набранных баллов –25.

1. Оценка «Неудовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал менее 10 баллов.

2. Оценка «Удовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал от 10 до 15 баллов

3. Оценка «Хорошо» ставится в случае, если студент набрал от 16 до 20 баллов.

4. Оценка «Отлично» ставится, если студент набрал от 21 до 25 баллов.

7.2.7 Паспорт оценочных материалов

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
1	Введение. Основные законы химии.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен
2	Химическая термодинамика, кинетика и равновесие. Катализ.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен
3	Реакционная способность веществ.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен
4	Окислительно-восстановительные реакции. Свойства металлов.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен
5	Электрохимические системы.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен

6	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен
7.	Полимеры и олигомеры, и их применение в промышленности.	ОПК-1, ОПК-4	Тест, контрольная работа, устный опрос, защита лабораторных работ, экзамен

7.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Тестирование осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо с использованием выданных тест-заданий на бумажном носителе.

Время тестирования 30 мин. Затем осуществляется проверка теста экзаменатором и выставляется оценка согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение стандартных задач осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо с использованием выданных задач на бумажном носителе.

Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методике выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение прикладных задач осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо с использованием выданных задач на бумажном носителе.

Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методике выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

8 УЧЕБНО МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ)

8.1 Перечень учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие	Вид и годы издания	Обеспеченность
		1. Основная литература		
Л1.1	Коровин, Н.В.	Общая химия: Учебник / Н. В. Коровин.	9-е изд., перераб. - М.: Высш. шк., 2007. - 557 с.: ил. - ISBN 978-5-06-004403-4: 645-00. - 752-00. – 130 экз.	0.47

Л1.2	Глинка, Н.Л.	Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной.	М.: ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 2011. - 240 с. - ISBN 5-89602-015-5: 170-00. – 300 экз.	0.26
Л1.3	Звягинцев а, А.В.	Алгоритмизация решения задач по основным разделам химии и контролирующие программы для технических специальностей: Учеб. пособие / А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВО "Воронежский государственный технический университет", 2015. - 252 с. - 177-75; 100 экз.	0,41
Л1.4	Звягинцев а, А.В.	Практикум по химии: Учеб. пособие / А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2013. - 241 с. - 152-05; 97 экз.	0.50
Л1.5	Звягинцев а, А.В.	Общая и неорганическая химия. Основные разделы: Учеб. пособие / А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2011. - 247 с. - 158-59; 56 экз.	0,52
Л1.6	Звягинцев а, А.В.	Избранные главы химии. Растворы. Электрохимия: Учеб. пособие / А.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2012. - 245 с. -	0,93

		В. Звягинцева.	132-23; 100 экз.	
Л1.7	Звягинцева, А.В.	Звягинцева, А.В. Курс общей химии: Учеб. пособие / А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2010. - 251 с. - 150-00; 30 экз.	0.55
2. Дополнительная литература				
Л2.1	Звягинцева, А.В., О.Н. Болдырева.	Свойства металлов: учеб. пособие / А. В. Звягинцева, О. Н. Болдырева.	Воронеж: ГОУВПО "Воронежский государственный технический университет", 2006. - 246 с. - 63-00. – 37 экз.	0.28
Л2.2	Болдырева, О.Н., Звягинцева, А.В.	Коррозия металлов и сплавов и основные методы защиты от коррозии: Учеб. пособие / О. Н. Болдырева, А. В. Звягинцева.	Воронеж: ГОУВПО "Воронежский государственный технический университет", 2009. - 190 с. - 64-00. – 27 экз.	0.47
Л2.3	Звягинцева, А.В., Павленко А.А.	Поверхностные явления и дисперсные системы: Учеб. пособие / А. В. Звягинцева, А. А. Павленко.	Воронеж: ГОУВПО "Воронежский государственный технический университет", 2008. - 248 с. - 46-00.	0.98
3. Методические разработки				
Л3.1	А.В. Звягинцева.	№146-2016 Строение атома: Тесты по химии для студентов всех направлений очной формы обучения / Каф. химии; Сост. А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВО "Воронежский государственный технический университет", 2016. - 15 с. - 00-00; 50 экз.	0,36
Л3.2	А.В. Звягинцева.	№302-2012 Методические указания к практической и самостоятельной работе студентов по	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2012. - 36 с. - 00-00; 101 экз.	0.52

		дисциплине "Химия" по теме "Классы неорганических соединений" / Каф. химии.		
ЛЗ.3	А.В. Звягинцева, О. Н. Болдырева	№234-2010 Гальванические элементы и электролиз: Тесты по химии для студентов специальностей 160302 "Ракетные двигатели", 160201 "Самолето- и вертолетостроение", 140104 "Промышленная теплоэнергетика" очной формы обучения / Каф. хим.	Воронеж: ГОУВПО "Воронежский государственный технический университет", 2010. - 33 с. - 111 экз., 00-00. – 101 экз.	0.35
ЛЗ.4	А.В. Звягинцева.	№303-2012 Методические указания к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине "Химия" по теме "Общие свойства металлов" / Каф. химии.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2012. - 50 с. - 00-00. – 101 экз.	0.52
ЛЗ.5	А.В. Звягинцева.	№299-2012 Методические указания к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине "Химия" по теме "Скорость химических реакций и химическое равновесие" / Каф. химии.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2012. - 39 с. - 00-00; 100 экз.	0.46
ЛЗ.6	А.В. Звягинцева	№305-2013 Методические указания к практической и	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2013. -	0.72

		самостоятельной работе студентов по дисциплине "Химия" по теме "Химическая термодинамика" / Каф. химии;	50 с. - 00-00; 101 экз.	
ЛЗ.7	А.В. Звягинцева.	№353-2014 Методические указания для выполнения лабораторных работ по органической химии по теме "Полимеры" /Каф. химии.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2014. - 50 с. - 00-00. – 40 экз.	0.24
ЛЗ.8	А.В. Звягинцева.	№352-2014 Методические указания к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине "Химия" по теме "Химические источники тока" / Каф. химии.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2014. - 53 с. - 00-00; 40 экз.	0.17
ЛЗ.9	А.В. Звягинцева.	№307-2013 Методические указания к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине "Химия" по теме "Окислительно-восстановительные процессы" / Каф. химии.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2013. - 45 с. - 00-00; 101 экз.	0.43
ЛЗ.10	А.В. Звягинцева.	№308-2013 Методические указания к практической и самостоятельной работе студентов по дисциплине "Химия" по теме "Коррозия металлов и защита металлов от коррозии" / Каф.	Воронеж: ФГБОУ ВПО "Воронежский государственный технический университет", 2013. 50 с.-00-00; 101 экз.	0.43

		Химии.		
ЛЗ.11	А.В. Звягинцева.	№142-2016 Скорость химических реакций и химическое равновесие : Тесты по химии для студентов всех направлений очной формы обучения / Каф. химии; Сост. А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВО "Воронежский государственный технический университет", 2016. - 15 с. - 00-00; 50 экз.	0,36
ЛЗ.12	А.В. Звягинцева.	№143-2016 Классы неорганических соединений: Тесты по химии для студентов всех направлений очной формы обучения / Каф. химии; Сост. А. В. Звягинцева.	Воронеж: ФГБОУ ВО "Воронежский государственный технический университет", 2016. - 30 с. - 00-00; 50 экз.	0,36

8.2 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень лицензионного программного обеспечения, ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем:

1. Чтение лекций осуществляется с использованием презентаций в программе «Microsoft PowerPoint».

2. Для выполнения лабораторных работ используется учебный лабораторный комплекс «Химия», совместимый с ПК и снабженный программным обеспечением.

3. Химический каталог. Общая химия. Сайты и книги <http://www.ximicat.com>

4. Chemnet - официальное электронное издание Химического факультета МГУ <http://www.chem.msu.ru/rus>

5. Справочно-информационный сайт по химии <http://www.alhimikov.net>

6. Электронная библиотека www.elibrary.ru/

7. Электронная библиотечные системы <https://www.iprbookshop.ru/>
<https://e.lanbook.com/>

8. Электронная информационно-обучающая система ВГТУ <https://old.education.cchgeu.ru/>

9 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ

ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА

9.1	Таблицы: «Периодическая система элементов Д.И. Менделеева», «Растворимости», «Ряд напряжений металлов»
9.2	Потенциометры, потенциостат П5827 М
9.3	Весы технические
9.4	Весы аналитические АДВ - 200
9.5	Штативы, мерная посуда (мерные колбы, бюретки, пипетки и т. п.), реактивы
9.6	Термометры на 50 и 100 °С
9.7	Вольтметры, амперметры
9.8	Водяная баня
9.9	Электроплитки
9.10	Электролизеры и хлорид-серебряные электроды
9.11	рН - метры
9.12	Компьютер в комплекте: ASUSP7H55-M-7шт.

10. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

По дисциплине «Химия» читаются лекции, проводятся практические занятия и лабораторные работы.

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, а также вопросы, не нашедшие отражения в учебной литературе.

Практические занятия направлены на приобретение практических навыков расчета по уравнениям процессов и на основные законы химии. Занятия проводятся путем решения конкретных задач в аудитории.

Лабораторные работы выполняются на лабораторном оборудовании в соответствии с методиками, приведенными в указаниях к выполнению работ.

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; помечать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в

	тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на лекции или на практическом занятии.
Практическое занятие	Конспектирование рекомендуемых источников. Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам, просмотр рекомендуемой литературы. Прослушивание аудио- и видеозаписей по заданной теме, выполнение расчетно-графических заданий, решение задач по алгоритму.
Лабораторная работа	Лабораторные работы позволяют научиться применять теоретические знания, полученные на лекции при решении конкретных задач. Чтобы наиболее рационально и полно использовать все возможности лабораторных для подготовки к ним необходимо: следует разобрать лекцию по соответствующей теме, ознакомиться с соответствующим разделом учебника, проработать дополнительную литературу и источники, решить задачи и выполнить другие письменные задания.
Самостоятельная работа	Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие: - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций; - выполнение домашних заданий и расчетов; - работа над темами для самостоятельного изучения; - участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад; - подготовка к промежуточной аттестации.
Подготовка к промежуточной аттестации	Готовиться к промежуточной аттестации следует систематически, в течение всего семестра. Интенсивная подготовка должна начинаться не позднее, чем за месяц-полтора до промежуточной аттестации. Данные перед экзаменом три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.

10.1. Методические рекомендации для обучающихся по освоению дисциплины

Система высшего образования предполагает рациональное сочетание таких видов учебной деятельности как лекции, практические занятия, самостоятельная работа студентов, а также контроль полученных знаний.

Основной рекомендацией следует считать приобретение студентом желания освоить данную дисциплину. Преподаватель и студент должны решить эту проблему совместно. Желание может возникнуть тогда, когда выполняемая работа понятна и даёт конкретный результат. Этому может способствовать активность студента на аудиторных занятиях и регулярная самостоятельная работа, что в итоге даёт хорошие показатели на контрольных мероприятиях, а вместе с этим уверенность студента в своих возможностях.

Лекция представляет собой систематическое, последовательное изложение учебного материала. Это одна из важнейших форм учебного процесса и один из основных методов преподавания в вузе. На лекциях от студента требуется не просто внимание, но и самостоятельное оформление конспекта. Качественный конспект должен легко восприниматься зрительно, в его тексте следует соблюдать абзацы, выделять заголовки, пронумеровать формулы, подчеркнуть термины. В качестве ценного совета рекомендуется записывать не каждое слово лектора (иначе можно потерять мысль и начать писать автоматически, не вникая в смысл), а постараться понять основную мысль лектора, а затем записать, используя понятные сокращения.

Лабораторные занятия позволяют научиться применять теоретические знания, полученные на лекции, при решении конкретных задач. Чтобы наиболее рационально и полно использовать все возможности практических занятий, для подготовки к ним следует: разобрать лекцию по соответствующей теме, ознакомиться с соответствующим разделом учебника, проработать дополнительную литературу и источники, решить задачи, выполнить другие письменные задания.

Студенту не следует стремиться к механическому запоминанию методик, приведенных определений и положений, если требования прямо не указывают на это. Гораздо эффективнее понять их смысл, опираясь на лекционный материал и материал, содержащийся в рекомендованной литературе. Сказанное особенно эффективно, когда речь идет о требованиях типа «понимает», имеет представление».

Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самоорганизации и самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие:

- работу с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, в том числе с использованием материалов ЭБС, а также проработку конспектов лекций;
- выполнение домашних заданий и подготовку к лабораторным занятиям;
- работу над темами для самостоятельного изучения;
- подготовку реферата-презентации;
- подготовку к экзамену.

Кроме базовых учебников рекомендуется самостоятельно использовать имеющиеся в библиотеке учебно-методические пособия. Независимо от вида учебника, работа с ним должна происходить в течение всего семестра.

При ознакомлении с каким-либо разделом рекомендуется прочитать его целиком, стараясь уловить общую логику изложения темы. При повторном чтении хорошо акцентировать внимание на ключевых вопросах и основных положениях и формулах. Можно составить их краткий конспект.

Степень усвоения материала проверяется следующими видами контроля:

- текущий (контрольные работы, защита лабораторных работ);
- промежуточный (экзамен).

Экзамен – форма проверки знаний и навыков, полученных на лекционных и практических занятиях. Для успешной сдачи экзамена необходимо выполнить следующие рекомендации – готовиться к экзамену следует систематически, в течение всего семестра.

При подготовке к экзамену необходимо пользоваться не только рекомендованным источником теоретического материала, но и сведениями из дополнительной литературы, результатами самостоятельного изучения, сведениями, полученными из ранее освоенных дисциплин.