

# МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования  
«Горно-Алтайский государственный университет»  
(ФГБОУ ВО ГАГУ, ГАГУ, Горно-Алтайский государственный университет)

## Неорганическая химия рабочая программа дисциплины (модуля)

Закреплена за кафедрой	<b>кафедра биологии и химии</b>	
Учебный план	04.03.01_2023_133.plx 04.03.01 Химия Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность	
Квалификация	<b>бакалавр</b>	
Форма обучения	<b>очная</b>	
Общая трудоемкость	<b>16 ЗЕТ</b>	
Часов по учебному плану	576	Виды контроля в семестрах: экзамены 1, 2
в том числе:		
аудиторные занятия	390	
самостоятельная работа	106,6	
часов на контроль	69,5	

### Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	1 (1.1)		2 (1.2)		Итого	
	Неделя		16			
Вид занятий	УП	РП	УП	РП	УП	РП
Лекции	80	80	68	68	148	148
Лабораторные	122	122	120	120	242	242
Консультации (для студента)	4	4	3,4	3,4	7,4	7,4
Контроль самостоятельной работы при проведении аттестации	0,25	0,25	0,25	0,25	0,5	0,5
Консультации перед экзаменом	1	1	1	1	2	2
Итого ауд.	202	202	188	188	390	390
Контактная работа	207,25	207,25	192,65	192,65	399,9	399,9
Сам. работа	46	46	60,6	60,6	106,6	106,6
Часы на контроль	34,75	34,75	34,75	34,75	69,5	69,5
Итого	288	288	288	288	576	576

Программу составил(и):

к.б.н., доцент, Кайзер М.И.



Рабочая программа дисциплины

**Неорганическая химия**

разработана в соответствии с ФГОС:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования - бакалавриат по направлению подготовки 04.03.01 Химия (приказ Минобрнауки России от 17.07.2017 г. № 671)

составлена на основании учебного плана:

04.03.01 Химия

утвержденного учёным советом вуза от 26.12.2022 протокол № 12.

Рабочая программа утверждена на заседании кафедры

**кафедра биологии и химии**

Протокол от 09.03.2023 протокол № 7

Зав. кафедрой Польникова Елена Николаевна



<b>1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ</b>	
1.1	<i>Цели:</i> формирование фундаментальные знания в области общей и неорганической химии.
1.2	<i>Задачи:</i> 1. понимать роль неорганической химии в системе естественных наук; 2. владеть теоретическими представлениями неорганической химии; 3. использовать знания по неорганической химии при изучении других химических дисциплин.

<b>2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП</b>	
Цикл (раздел) ООП:	Б1.О
<b>2.1</b>	<b>Требования к предварительной подготовке обучающегося:</b>
2.1.1	Химия на предшествующем этапе обучения.
<b>2.2</b>	<b>Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:</b>
2.2.1	Ознакомительная практика
2.2.2	Аналитическая химия
2.2.3	Химическая экология
2.2.4	Методика преподавания химии
2.2.5	Органическая химия
2.2.6	Решение задач повышенной сложности
2.2.7	Строение вещества
2.2.8	Физико-химические методы исследования
2.2.9	Химическая технология
2.2.10	Радиоэкология
2.2.11	Преддипломная практика
2.2.12	Техника химического эксперимента

<b>3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)</b>	
<b>ОПК-1: Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений</b>	
<b>ИД-1.ОПК-1: Знает теоретические основы химии, закономерности протекания химических процессов и использует их при анализе и интерпретации результатов химических исследований</b>	
знает: - теоретические основы неорганической химии (состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов); - структуру современной неорганической химии; - общие положения, законы и химические теории;	
<b>ИД-2.ОПК-1: Применяет методы анализа и оценки лабораторных химических исследований, умеет интерпретировать результаты, полученные при проведении химического эксперимента и в ходе наблюдений</b>	
умеет: - применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности неорганических веществ; - решать задачи по неорганической химии; - проводить эксперименты, анализ и оценку лабораторных исследований; - использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач;	
<b>ИД-3.ОПК-1: Владеет опытом анализа и оценки, интерпретации результатов химических экспериментов, наблюдений и измерений</b>	
владеет: - навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы элементов; - методами и способами синтеза неорганических веществ; - опытом анализа и оценки, интерпретации результатов химических экспериментов, наблюдений и измерений.	
<b>ОПК-2: Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием</b>	

<b>ИД-1.ОПК-2: Знает требования норм техники безопасности при проведении химического эксперимента</b>
-знает нормы техники безопасности при проведении химического эксперимента
<b>ИД-2.ОПК-2: Проводит химический эксперимент, соблюдая требования техники безопасности</b>
-умеет проводить химический эксперимент, соблюдая требования техники безопасности;
<b>ИД-3.ОПК-2: Имеет опыт проведения химического эксперимента по синтезу, анализу, изучению свойств веществ и материалов, химические исследования с соблюдением норм техники безопасности</b>
-владеет опытом проведения химического эксперимента по синтезу, анализу, изучению свойств веществ и материалов, химические исследования с соблюдением норм техники безопасности

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)							
Код занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Компетенции	Литература	Инте пакт.	Примечание
	<b>Раздел 1. Общая химия</b>						
1.1	Техника безопасности. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы /Лек/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.2	Классификация и номенклатура неорганических соединений /Лек/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.3	Строение атома /Лек/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.4	Периодическая система химических элементов /Лек/	1	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

1.5	Химическая связь /Лек/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.6	Основы химической кинетики /Лек/	1	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.7	Растворы /Лек/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.8	Теория электролитической диссоциации /Лек/	1	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.9	Гидролиз /Лек/	1	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.10	Комплексные соединения /Лек/	1	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
1.11	Окислительно-восстановительные реакции /Лек/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

1.12	Техника безопасности. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы /Лаб/	1	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.13	Классификация и номенклатура неорганических соединений /Лаб/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.14	Строение атома /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.15	Периодическая система химических элементов /Лаб/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.16	Химическая связь /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.17	Основы химической кинетики /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.18	Теория электролитической диссоциации /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену

1.19	Гидролиз /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.20	Комплексные соединения /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.21	Окислительно-восстановительные реакции /Лаб/	1	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
1.22	Техника безопасности. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.23	Классификация и номенклатура неорганических соединений /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.24	Строение атома /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.25	Периодическая система химических элементов /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата

1.26	Химическая связь /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.27	Основы химической кинетики /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.28	Растворы /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.29	Теория электролитической диссоциации /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.30	Гидролиз /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.31	Комплексные соединения /Ср/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата
1.32	Окислительно-восстановительные реакции /Ср/	1	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	защита реферата



1.33	Растворы /Лаб/	1	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	тест, разноуровневые задачи, контрольная работа, вопросы к экзамену
<b>Раздел 2. Консультации</b>							
2.1	Консультация по дисциплине /Конс/	1	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
<b>Раздел 3. Промежуточная аттестация (экзамен)</b>							
3.1	Подготовка к экзамену /Экзамен/	1	34,75	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
3.2	Контроль СР /КСРАТТ/	1	0,25	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
3.3	Контактная работа /КонсЭж/	1	1	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
<b>Раздел 4. Химия элементов</b>							
4.1	Водород /Лек/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

4.2	Галогены /Лек/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.3	Кислород и его соединения. Сера, селен, теллур /Лек/	2	5	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.4	Азот и его соединения /Лек/	2	3	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.5	Фосфор, его соединения. Элементы подгруппы мышьяка /Лек/	2	3	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.6	4А-группа. Углерод и кремний /Лек/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.7	3-А группа. Бор. Алюминий /Лек/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.8	Химия s-элементов /Лек/	2	5	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	3	

4.9	Общая характеристика d- элементов /Лек/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.10	VIII В-группа. Железо. Кобальт. Никель /Лек/	2	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.11	Семейство платиновых металлов /Лек/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.12	VIIIВ-группа. Марганец и его соединения /Лек/	2	5	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.13	VIB-группа. Хром и его соединения /Лек/	2	5	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.14	Химия f-элементов /Лек/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	4	
4.15	Водород /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	

4.16	Галогены /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.17	Кислород и его соединения. Сера, селен, теллур /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.18	Азот и его соединения /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.19	Фосфор, его соединения. Элементы подгруппы мышьяка /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.20	4А-группа. Углерод и кремний /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.21	3-А группа. Бор. Алюминий /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.22	Химия s-элементов /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	2	

4.23	Общая характеристика d-элементов. IV - элементы /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	2	
4.24	VIII В-группа. Железо. Кобальт. Никель /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.25	Семейство платиновых металлов /Лаб/	2	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.26	VIIIВ-группа. Марганец и его соединения /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	1	
4.27	VIB-группа. Хром и его соединения /Лаб/	2	8	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.28	Химия f-элементов /Лаб/	2	12	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.29	Водород /Ср/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

4.30	Галогены /Ср/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.31	Кислород и его соединения. Сера, селен, теллур /Ср/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.32	Азот и его соединения /Ср/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.33	Фосфор, его соединения. Элементы подгруппы мышьяка /Ср/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.34	4А-группа. Углерод и кремний /Ср/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.35	3-А группа. Бор. Алюминий /Ср/	2	3,3	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.36	Химия s-элементов /Ср/	2	1	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

4.37	Общая характеристика d-элементов /Ср/	2	6	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.38	VIII В-группа. Железо. Кобальт. Никель /Ср/	2	1	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.39	Семейство платиновых металлов /Ср/	2	2,3	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.40	VIIIВ-группа. Марганец и его соединения /Ср/	2	1	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.41	VIB-группа. Хром и его соединения /Ср/	2	4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
4.42	Химия f-элементов /Ср/	2	10	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
	<b>Раздел 5. Промежуточная аттестация (Экзамен)</b>						
5.1	Подготовка к экзамену /Экзамен/	2	34,75	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

5.2	Контроль СР /КСРАтт/	2	0,25	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
5.3	Контактная работа /КонсЭж/	2	1	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	
<b>Раздел 6. Консультации</b>							
6.1	Консультация по дисциплине /Конс/	2	3,4	ИД-1.ОПК-1 ИД-2.ОПК-1 ИД-3.ОПК-1 ИД-1.ОПК-2 ИД-2.ОПК-2 ИД-3.ОПК-2	Л1.1 Л1.2Л2.1 Л2.2 Л2.3 Л2.4	0	

## 5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

### 5.1. Пояснительная записка

1. Назначение фонда оценочных средств. Оценочные средства предназначены для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших программу учебной дисциплины «Неорганическая химия».

2. Фонд оценочных средств включает контрольные материалы для проведения текущего контроля в форме тестов, рефератов, разноуровневых задач, контрольных работ, вопросов к экзамену

### 5.2. Оценочные средства для текущего контроля

Оценочные средства для текущего контроля приведены в Приложении №1.

### 5.3. Темы письменных работ (эссе, рефераты, курсовые работы и др.)

Тематика рефератов

1. Н. Бор – основатель квантовой теории атома.
2. История открытия Периодического закона химических элементов.
3. Роль водородной связи в живой и неживой природе.
4. Роль межмолекулярных взаимодействий в живой и неживой природе.
5. Вклад Д.И. Менделеева в развитие химической теории растворов.
6. Катализ в природе и промышленности.
7. Водородный показатель биологических жидкостей.
8. Роль гидролиза в химических и биологических процессах.
9. Роль окислительно-восстановительных процессов в живой природе.
10. Электролиз: история открытия и важнейшие области использования.
11. Химические источники тока.
12. Природные комплексные соединения (хлорофиллы, гемоглобин, витамин В12 и другие).
13. Использование комплексных соединений в технике и промышленности.
14. А. Вернер – основоположник координационной теории комплексных соединений.
15. Круговорот азота в природе.
16. Биохимическая индивидуальность серы.
17. Круговорот углерода в природе.
18. Кислород. Проблема его недостатка.
19. Микроэлементы р-семейства.
20. Токсикологически опасные р-элементы.
21. Биологическая роль лития, натрия, калия.
22. Биологическая роль d-элементов I группы.



23. Биологическая роль d-элементов II группы.
24. Закон сохранения и превращения энергии (I-й закон термодинамики).
25. Закон сохранения и превращения энергии (II начало термодинамики) Цикл Карно.
26. Планетарная модель строения атома Э. Резерфорда.
27. Жизнь и научная деятельность Д.И. Менделеева.
28. Роль растворов в медицине и в быту.
29. Буферные системы в организме человека и животных.
30. Значение окислительно-восстановительных реакций в промышленности.
31. Биологическое электричество.
32. Комплексы и ферментативный катализ природных процессов.
33. Комплексы в повседневной жизни.
34. История развития химии комплексных соединений в России.
35. Азот и жизнь.
36. Круговорот серы в природе.
37. Углерод – элемент биологической сферы Земли.
38. Элементы-органогены: краткая характеристика.
39. Биологическая роль галогенов.
40. Экология p-элементов.
41. Биологическая роль ns<sup>2</sup>-элементов.
42. Уникальность водорода.
43. Биологическая роль элементов семейства железа.
44. Микроэлементы – Mn, Cr, Mo, Pb.
45. Понятие энтропии и гипотеза «тепловой смерти Вселенной».
46. Пены и пенообразователи.
47. Ученые создатели газовых законов.
48. Биологическое значение коллоидной защиты.
49. Биологическое значение избирательной адсорбции

Критерии оценки:

- оценка "отлично" выставляется студенту, если он в письменном виде дал полный, в логической последовательности развернутый ответ на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину, самостоятельно, и исчерпывающе отвечает на дополнительные вопросы, правильно анализирует, сравнивает предложенные преподавателем схемы, приводит собственные примеры на основе концепций, изученных на лекционных и лабораторных занятиях.
- оценка "хорошо" выставляется студенту, если он в письменном виде дал развернутый ответ на поставленный вопрос, где студент демонстрирует знания, приобретенные на лекционных и семинарских занятиях, а также полученные посредством изучения обязательных учебных материалов по курсу, дает аргументированные ответы, приводит примеры, в ответе присутствует свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа. Однако допускается неточность в ответе.
- оценка "удовлетворительно" выставляется студенту, если он в письменном виде дал ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы, незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов, неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Выводы поверхностны.
- оценка "неудовлетворительно" выставляется студенту, если он в письменном виде не способен ответить на вопросы даже при дополнительных наводящих вопросах преподавателя.

#### 5.4. Оценочные средства для промежуточной аттестации

Перечень вопросов к экзамену (1 семестр)

1. Свойства изолированных атомов. Атомные радиусы (ковалентные, металлические). Условные ионные радиусы. Энергия ионизации, сродство к электрону, ОЭО, степень окисления.
2. Катализ, его виды: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный. Понятие об ингибиторах.
3. МВС и гибридизация орбиталей. Валентное состояние атома.
4. Типы кристаллических решеток: атомные, молекулярные, ионные и металлические. Твердые растворы. Нестехиометрические соединения.
5. Периодичность изменения свойств простых веществ по группам и периодам. Особенности электронного строения атомов элементов главных и побочных подгрупп
5. Метод молекулярных орбиталей (МО). Метод ЛКАО-МО. Связывающие и разрыхляющие МО. Химическая связь в частицах N<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> с позиций МВС и МО.
6. Природа химической связи с точки зрения ТКП. Характеристика различных методов. Номенклатура комплексных соединений

7. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь.
8. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Дипольный момент. Ковалентная связь. Локализованная и делокализованная связь.
9. Состав и электронное строение молекулы воды. Характеристика водородной связи. Аномалии физических свойств воды. Структура жидкой и твердой воды, водородная связь.
10. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиций метода валентных связей.
11. Варианты периодической системы. Структура короткого варианта периодической системы Д.И. Менделеева. Особенности электронного строения атомов элементов главных и побочных подгрупп.
12. Свойства изолированных атомов. Атомные радиусы (ковалентные, металлические). Условные ионные радиусы.
13. Энергия ионизации, сродство к электрону.
14.  $\sigma$ - и  $\pi$ - молекулярные орбитали, как линейная комбинация атомных орбиталей.
15. Схемы молекул  $O_2$ ,  $O_2$ ,  $O_2$  порядок связи, длина связи, энергия связи.
16. Изменение атомных радиусов, потенциалов ионизации и величин сродства к электрону в группах и подгруппах. Вторичная периодичность.
17. ТЭД. Ионнообменные реакции в растворах электролитов.
18. Оксиды, галогениды, гидриды и другие бинарные соединения в периодической системе. Значение периодического закона в развитии химической науки.
19. Гидролиз солей. Механизм гидролиза. Различные случаи гидролиза солей. Степень и константа гидролиза. Понятие об аквакислотах.
20. Виды атомных орбиталей – s, p, d, f. Основное, возбужденное состояния. Вырожденные состояния. Емкости электронных слоев.
21. Гомонуклеарные двухатомные молекулы элементов 1 и 2 периодов. Схемы МО для начала и конца 2 периода. Особенности молекул  $B_2$  и  $O_2$ .
22. Окислители, восстановители. Два метода составления ОВР.
23. Кислоты, основания, соли в свете ТЭД. Механизм растворения веществ с различным типом химической связи.
24. Сущность реакции окисления-восстановления. Окислители, восстановители. Типы ОВР.
25. Номенклатура и изомерия комплексных соединений.
26. Химическая связь в гомоядерных двухатомных молекулах элементов II периода с позиций МВС и МО.
27. Основной, кислотный, амфотерный тип диссоциации гидроксидов. Зависимость характера диссоциации от полярности связи в молекуле.
28. Средние, кислые и основные соли. Смешанные и двойные соли. Номенклатура солей и их структурные формулы.
29. Насыщаемость ковалентной связи. Ковалентность атомов элементов 1, 2 и 3 периодов. Их максимальная ковалентность.
30. Кислоты, их структурные формулы, классификация, номенклатура, получение и применение.
31. Электронное строение атомов элементов первых трех периодов s, p, d, f – семейств. Периодичность строения электронных оболочек.
32. Соли, номенклатура, свойства, получение, применение. Структурные формулы солей.
33. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации.
34. Гидроксиды. Номенклатура, строение, свойства, получение, применение. Амфотерность.
35. Состав и электронное строение молекулы воды. Характеристика водородной связи. Физические и химические свойства воды. Роль воды в биологических процессах.
36. Характеристика основных классов неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Классификация сложных веществ по составу и функциональным признакам.
37. Тепловой эффект химической реакции. Экзотермическая и эндотермическая реакции. Термодинамические параметры.
38. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. МО для  $F_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ . Схема изменения порядка связи, энергии связи, длины связи в данных молекулах.
39. Номенклатура и изомерия комплексных соединений.
40. Виды атомных орбиталей – s, p, d, f. Основное, возбужденное состояния. Вырожденные состояния. Емкости электронных слоев.
41. Характеристика лигандов. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций МВС.
42. Атом водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие волновую функцию. Главное квантовое число (n), орбитальное (l), магнитное (m<sub>s</sub>), спиновое (s). Понятие о волновом уравнении Шредингера. Квадрат волновой функции как плотность вероятности. Радиальное и угловое распределение волновой плотности в атоме.
43. Растворимость твердых веществ. Насыщенные и перенасыщенные растворы. Кристаллизация из растворов. Способы выражения концентрации растворов.
44. Массовая доля растворенного вещества (в %). Характеристика концентрации растворов по их плотности. Молярная, нормальная, моляльная концентрации.
45. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Уравнение Планка. Спектры атомов.
46. Механизм процесса растворения. Тепловой эффект растворения. Явление сольватации. Учение Менделеева о растворах.
47. Модель атома по Томсону. опыты Резерфорда. Планетарная модель атома и постулаты Бора, противоречия модели.

48. Ковалентная связь. Квантово-механические методы ее трактовки. МВС. Физическая идея метода. Сравнение МВС и МО ЛКАО. Схема образования молекул CN, CO, O<sub>2</sub>, с позиций МВС и ММО.
49. Варианты построения периодической системы. Современная формулировка периодического закона. Периодичность изменения химических свойств элементов. Вторична периодичность.
50. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
51. Понятие о химической связи. Два механизма образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость. Дипольный момент.
52. Ядерные реакции и превращение химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые атомы» и их применение.

#### Вопросы к экзамену (2 семестр)

1. Водород. Изотопы водорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Физические и химические свойства простого вещества. Водородная связь, причины ее образования, способ описания.
2. Общая характеристика s-элементов. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону.
3. Кислород в природе. Изотопы кислорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Молекула O<sub>2</sub>. Парамагнетизм кислорода. Аллотропия кислорода, озон. Озон в атмосфере.
4. Водородные соединения 1 и 2 групп. Ионные гидриды. Роль щелочных и щелочноземельных металлов. Стабилизация H-.
5. Состояние кислорода в его соединениях. Оксиды и их классификация. Пероксиды и пероксидная группировка. Ионы O<sub>2</sub><sup>-</sup>, O<sub>2</sub><sup>2-</sup>, O<sub>2</sub><sup>-</sup>, O<sub>3</sub><sup>-</sup>. Супероксиды, озониды, их взаимодействие с водой.
6. Оксиды щелочных металлов. Формы, устойчивость, химические свойства оксидов. Пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов. Оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов.
7. Особенности химии элементов-неметаллов. Особенности строения электронных оболочек атомов, придающие элементам неметаллические свойства. Изменение прочности и кратности связи элемент-элемент в ряду элементов-неметаллов бор - углерод - азот - кислород - фтор - неон.
8. Химия благородных металлов. Особенности строения электронных оболочек атомов, их валентные возможности. Фториды ксенона, пути их получения и химические свойства. Природа химических связей благородных газов.
9. Получение неметаллов. Применение простых веществ и сложных соединений, образованных неметаллами, в промышленности и сельском хозяйстве.
10. Особенности химии элементов главных подгрупп 2 периода. Диагональное сходство кислорода и хлора, бора и кремния, бериллия и алюминия. Вторичная периодичность.
11. Элементы VII A подгруппы. Галогены. Общая характеристика группы. Соединения с водородом. Методы получения и физические свойства галогеноводородов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность.
12. Химия переходных элементов. Общая характеристика переходных элементов. Особенности строения атомов d- и f-элементов. Орбитальные радиусы, энергии ионизации, сродство к электрону. Многообразие степеней окисления. Отличия от элементов главных подгрупп.
13. Особенности соединений фтора и йода с кислородом. Реакции оксидов с водой. Оксокислоты галогенов: строение молекул, химические свойства, методы получения. Термодинамическая неустойчивость большинства оксокислот. Особенности хлорной и йодной кислот.
14. Сходство и различие элементов первого, второго и третьего переходных рядов. Лантоноидное сжатие.
15. Окислительно-восстановительные реакции галогенов и их соединений. Взаимодействие галогенов с водой, кислотами и щелочными растворами.
16. Скандий, титан, ванадий и их аналоги. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях.
17. Элементы VI A подгруппы. Халькогены. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления.
18. Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Наиболее характерные степени окисления: Cr(III), Mo(VI), W(VI). Хромовая кислота, хроматы и бихроматы. Многообразие комплексов Cr(III).
19. Халькогены. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер связи, энергетика. Получение и химические свойства оксидов XO<sub>2</sub>, XO<sub>3</sub>. Кислоты H<sub>2</sub>XO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>XO<sub>4</sub>: строение молекул, химические свойства, методы получения. Особенности селеновой и теллуровой кислот.
20. Химия элементов подгруппы селена
21. Галогениды. Формы существования и строение молекул. Методы получения и химические свойства. Уникальная инертность SF<sub>6</sub>. Взаимодействие галогенидов с водой. Оксогалогениды.
22. Химия элементов подгруппы мышьяка.
23. Элементы V A подгруппы. Общая характеристика группы. Простые вещества, аллотропия. Особенности азота. Химические свойства.
24. Биядерные и полиядерные соединения хрома. Хромовая кислота, хроматы и дихроматы. Изо- и гетерополикислоты молибдена и вольфрама и их производные. Комплексные соединения. Аква- и гидроксокомплексы. Многообразие комплексов хрома (III).

25. Галогениды Элементы V А подгруппы. Общая характеристика, формы и строение молекул. Галогениды азота. Три- и пентагалогениды фосфора и его аналогов. Методы получения и химические свойства. Взаимодействие с водой. Взаимодействие галогенидов с оксидами. Оксогалогениды.
26. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Устойчивость катионов  $Mn^{2+}$  в водных растворах. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганат-иона. Устойчивость производных рения (VII). Комплексные соединения.
27. Элементы IV А подгруппы. Общая характеристика группы. Простые вещества, аллотропия. Неорганическая химия углерода. Алмаз, графит, карбины, карбиды металлов, оксиды углерода (строение и свойства).
28. Железо, кобальт, никель. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Понижение высших и характерных степеней окисления по сравнению с подгруппой марганца.
29. Галогениды и оксогалогениды углерода. Сероуглерод и другие соединения с серой. Соединения с азотом: циан, дициан, синильная кислота. Циановая и изоциановая кислоты. Тиоциановая кислота.
30. Железо, кобальт, никель. Простые вещества: физические и химические свойства. Роль железа и его сплавов в истории цивилизации. Современные применения металлов триады железа и сплавов на их основе.
31. Кремниевые кислоты и силикаты. Оксо- и гидроксоионы аналогов кремния. Соли олова и свинца, их растворимость и гидролиз. Галогениды. Общая характеристика, форма и строение молекул. Ди- и тетрагалогениды, их устойчивость, методы получения и химические свойства. Взаимодействие с водой. Оксогалогениды.
32. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства комплексов Fe(II) и Fe(III), Co(II) и Co(III). Многообразие и устойчивость комплексов с электронной конфигурацией  $d^6$ . Плоскоквадратные и октаэдрические комплексы никеля.
33. Элементы III А подгруппы. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества. Химия алюминия.
34. Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Простые вещества. Причины высокой плотности и тугоплавкости. Химическая инертность. Перевод в раствор благородных металлов.
35. Важнейшие бинарные соединения: оксиды, галогениды, халькогениды.
36. Соединения с водородом. Боран и диборан. Формы и строение молекул. Трехцентровые электроннодефицитные связи в молекулах боранов.
37. Комплексные соединения. Разнообразие комплексных соединений платиновых металлов и его причины. Плоскоквадратные комплексы платины (II) и октаэдрические комплексы платины (IV).
38. Кислоты бора. Мета-, тетра-, ортобораты. Гидратные формы оксидов алюминия и его аналогов. Амфотерность гидроксоформ. Алуминаты. Оксиды и гидроксиды галлия. Устойчивость соединений Tl (I).
39. Медь, серебро, золото. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Специфика однозарядных ионов с конфигурацией  $d^{10}$ . Химия водных растворов. Окислительно-восстановительные свойства Cu (I) и Cu (II), Au (I) и Au (III). Комплексные соединения.
40. Галогениды III А подгруппы. Общая характеристика, формы существования и строение молекул. Димеризации тригалогенидов. Моногалогениды. Методы получения галогенидов, характерные свойства. Гидролиз галогенидов.
41. Лантаноиды. Общая характеристика. Особенности строения атомов, причины сходства элементов, возможные состояния окисления. Содержание в природе. Разделение элементов. Физические и химические свойства простых веществ.
42. Взаимодействие кислорода с водородом. Механизм реакции водорода с кислородом. Соединения кислорода с водородом: гидроксил, вода, пероксид водорода. Термическое и фотохимическое разложение воды. Получение и свойства пероксида водорода.  $H_2O_2$  как окислитель и как восстановитель. Применение пероксида водорода.
43. Актиноиды. Общая характеристика. Особенности строения атомов, сравнение с лантаноидами. Разнообразие состояний окисления. Содержание в природе. Радиоактивные семейства тория, урана и актиния. Ядерные реакции и синтез элементов.
44. Атомарный водород, его получение и реакционная способность. Ковалентные соединения водорода. Ионы  $H^+$  и  $H^-$ , их взаимодействие с водой. Водородная связь, причины ее образования, способ описания.
45. Особенности химии элементов-металлов. Преобладание свойств элементов-металлов у представителей первых групп Периодической системы Д.И. Менделеева (металлическое состояние простых веществ, катионная функция в сложных соединениях). Минимальная энергия ионизации атомов элементов-металлов.
46. Состояние кислорода в его соединениях. Оксиды и их классификация. Пероксиды и пероксидная группировка. Ионы  $O_2^-$ ,  $O_2^{2-}$ ,  $O_2^-$ ,  $O_3^-$ . Супероксиды, озониды, их взаимодействие с водой.
47. Классификация простых веществ - металлов по их физическим и химическим свойствам. Металлическая и ковалентная связь в металлах. Основные структурные типы металлов: кубическая (примитивная, объемно- и гранецентрированная), гексагональная структура.
48. Влияние электронного строения и изменения размеров атомов в группах на прочность и тип химической связи в важнейших классах сложных соединений (гидриды, оксиды, галогениды).
49. Карбонилы. Структура и электронное строение карбониллов. Правило эффективного атомного номера. Получение, физические и химические свойства.

#### КРИТЕРИИ

оценки ответа студента на экзамене по дисциплине «Неорганическая химия»

- оценка «отлично» выставляется студенту, если:
- дан полный, развернутый ответ на теоретические вопросы билета, показана сово-купность осознанных знаний по дисциплине, доказательно раскрыты основные по-ложения вопросов;
  - в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отра-жающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений, используемые при от-вете примеры, иллюстрируют основные теоретические положения;
  - ответ изложен литературным языком с использованием современной терминологии по неорганической химии;
  - представлено правильное решение практической задачи билета;
  - студент дает ответы на дополнительные вопросы, показывающие всесторонние систематические и глубокие знания по всем разделам учебной программы, а также по основным вопросам, выходящим за ее пределы;
  - могут быть допущены недочеты в определении понятий, написании химических формул и уравнений реакций, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.
- оценка «хорошо» выставляется студенту, если:
- дан полный, развернутый ответ на теоретические вопросы билета, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные свя-зи;
  - ответ четко структурирован, логичен, изложен литературным языком с использо-ванием современной терминологии по неорганической химии;
  - представлено решение практической задачи билета, демонстрирующее понимание основных принципов и законом неорганической химии;
  - могут быть допущены 2-3 неточности или незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью преподавателя.
- оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если:
- дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ на теоретические во-просы билета;
  - логика и последовательность изложения имеют нарушения;
  - допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов;
  - студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи, в ответе отсутствуют выводы;
  - речевое оформление требует поправок, коррекции;
  - решение практической задачи билета не представлено или имеет грубые принци-пиальные ошибки;
  - студент не может исправить допущенные ошибки, даже с помощью преподавателя.
- оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, если:
- ответ представляет собой разрозненные знания с существенными ошибками по теоретическим вопросам;
  - присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения;
  - студент не осознает связь обсуждаемого вопроса по билету с другими объектами дисциплины;
  - отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения;
  - речь неграмотная;
  - решение практической задачи билета не представлено или имеет грубые принци-пиальные ошибки;
  - дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента.
- или
- ответ на вопрос полностью отсутствует;
- или
- отказ от ответа.

## 6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

### 6.1. Рекомендуемая литература

#### 6.1.1. Основная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Эл. адрес
Л1.1	Глинка Н.Л., Ермаков А.И.	Общая химия: учебное пособие для вузов	Москва: Интеграл-Пресс, 2008	
Л1.2	Глинка Н.Л., Рабинович В.А., Рубина Х.М.	Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов	Москва: Интеграл-Пресс, 2011	

#### 6.1.2. Дополнительная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Эл. адрес
Л2.1	Князев Д.А., Смарицын С.Н.	Неорганическая химия: учебник для вузов	Москва: Дрофа, 2004	
Л2.2	Трегьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев [и др.] А.Н.	Неорганическая химия. Т.1. Химия элементов: в 2-х томах: учебник для вузов	Москва: МГУ, 2007	

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год	Эл. адрес
Л2.3	Третьяков Ю.Д., Маргынченко Л.И., Григорьев [и др.] А.Н.	Неорганическая химия. Т.2. Химия элементов: в 2-х томах: учебник для вузов	Москва: Изд-во МГУ, 2007	
Л2.4	Корольков Д.В., Скоробогатов Г.А., Савенков А.В.	Основы теоретической химии: учебное пособие для вузов	Москва: Академия, 2004	

### 6.3.1 Перечень программного обеспечения

6.3.1.1	MS Office
6.3.1.2	Kaspersky Endpoint Security для бизнеса СТАНДАРТНЫЙ
6.3.1.3	Яндекс.Браузер
6.3.1.4	LibreOffice
6.3.1.5	Moodle
6.3.1.6	NVDA
6.3.1.7	MS Windows
6.3.2 Перечень информационных справочных систем	
6.3.2.1	База данных «Электронная библиотека Горно-Алтайского государственного университета»
6.3.2.2	Электронно-библиотечная система IPRbooks
6.3.2.3	Межвузовская электронная библиотека

### 7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

	дискуссия	
	проблемная лекция	

### 8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Номер аудитории	Назначение	Основное оснащение
422 А1	Лаборатория неорганической химии. Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации	Рабочее место преподавателя. Посадочные места для обучающихся (по количеству обучающихся). Ученическая доска, аппарат Киппа, химические реактивы, химическая посуда, вытяжные системы, весы, инвентарь для обслуживания учебного оборудования, полки для хранения учебного оборудования
215 А1	Компьютерный класс. Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Помещение	Рабочее место преподавателя. Посадочные места для обучающихся (по количеству обучающихся). Компьютеры с доступом в Интернет

### 9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

<p>Методические указания по освоению дисциплин (модулей)</p> <p>Лекции, с одной стороны – это одна из основных форм учебных занятий в высших учебных заведениях, представляющая собой систематическое, последовательное устное изложение преподавателем определенного раздела конкретной науки или учебной дисциплины, с другой – это особая форма самостоятельной работы с учебным материалом. Лекция не заменяет собой книгу, она только подталкивает к ней, раскрывая тему, проблему, выделяя главное, существенное, на что следует обратить внимание, указывает пути, которым нужно следовать, добиваясь глубокого понимания поставленной проблемы, а не общей картины.</p> <p>Работа на лекции – это сложный процесс, который включает в себя такие элементы как слушание, осмысление и собственно конспектирование. Для того, чтобы лекция выполнила свое назначение, важно подготовиться к ней и ее записи еще до прихода преподавателя в аудиторию. Без этого дальнейшее восприятие лекции становится сложным. Лекция в университете рассчитана на подготовленную аудиторию. Преподаватель излагает любой вопрос, ориентируясь на те</p>
--

знания, которые должны быть у студентов, усвоивших материал всех предыдущих лекций. Важно научиться слушать преподавателя во время лекции, поддерживать непрерывное внимание к выступающему. Однако, одного слушания недостаточно. Необходимо фиксировать, записывать тот поток информации, который сообщается во время лекции – научиться вести конспект лекции, где формулировались бы наиболее важные моменты, основные положения, излагаемые лектором. Для ведения конспекта лекции следует использовать тетрадь. Ведение конспекта на листочках не рекомендуется, поскольку они не так удобны в использовании и часто теряются. При оформлении конспекта лекции необходимо оставлять поля, где студент может записать свои собственные мысли, возникающие параллельно с мыслями, высказанными лектором, а также вопросы, которые могут возникнуть в процессе слушания, чтобы получить на них ответы при самостоятельной проработке материала лекции, при изучении рекомендованной литературы или непосредственно у преподавателя в конце лекции. Составляя конспект лекции, следует оставлять значительный интервал между строчками. Это связано с тем, что иногда возникает необходимость вписать в первоначальный текст лекции одну или несколько строчек, имеющих принципиальное значение и почерпнутых из других источников. Расстояние между строками необходимо также для подчеркивания слов или целых групп слов (такое подчеркивание вызывается необходимостью привлечь внимание к данному месту в тексте при повторном чтении). Обычно подчеркивают определения, выводы. Также важно полностью без всяких изменений вносить в тетрадь схемы, таблицы, чертежи и т.п., если они предполагаются в лекции. Для того, чтобы совместить механическую запись с почти дословным фиксированием наиболее важных положений, можно использовать системы условных сокращений. В первую очередь сокращаются длинные слова и те, что повторяются в речи лектора чаще всего. При этом само сокращение должно быть по возможности кратким.

Семинарские (практические) занятия Самостоятельная работа студентов по подготовке к семинарскому (практическому) занятию должна начинаться с ознакомления с планом семинарского (практического) занятия, который включает в себя вопросы, выносимые на обсуждение, рекомендации по подготовке к семинару (практическому занятию), рекомендуемую литературу к теме. Изучение материала следует начать с просмотра конспектов лекций. Восстановив в памяти материал, студент приводит в систему основные положения темы, вопросы темы, выделяя в ней главное и новое, на что обращалось внимание в лекции. Затем следует внимательно прочитать соответствующую главу учебника. Для более углубленного изучения вопросов рекомендуется конспектирование основной и дополнительной литературы. Читая рекомендованную литературу, не стоит пассивно принимать к сведению все написанное, следует анализировать текст, думать над ним, этому способствуют записи по ходу чтения, которые превращают чтение в процесс. Записи могут вестись в различной форме: развернутых и простых планов, выписок (тезисов), аннотаций и конспектов. Подобрал, отработав материал и усвоив его, студент должен начать непосредственную подготовку своего выступления на семинарском (практическом) занятии для чего следует продумать, как ответить на каждый вопрос темы. По каждому вопросу плана занятий необходимо подготовиться к устному сообщению (5-10 мин.), быть готовым принять участие в обсуждении и дополнении докладов и сообщений (до 5 мин.). Выступление на семинарском (практическом) занятии должно удовлетворять следующим требованиям: в нем излагаются теоретические подходы к рассматриваемому вопросу, дается анализ принципов, законов, понятий и категорий; теоретические положения подкрепляются фактами, примерами, выступление должно быть аргументированным.

Самостоятельная работа обучающихся – это планируемая учебная, учебно-исследовательская, научно-исследовательская работа, выполняемая во внеаудиторное время по заданию и при методическом руководстве преподавателя, но без его непосредственного участия.

Объем самостоятельной работы определяется учебным планом основной профессиональной образовательной программы (ОПОП), рабочей программой дисциплины (модуля).

Самостоятельная работа организуется и проводится с целью формирования компетенций, понимаемых как способность применять знания, умения и личностные качества для успешной практической деятельности, в том числе:

- формирования умений по поиску и использованию нормативной, правовой, справочной и специальной литературы, а также других источников информации;
- качественного освоения и систематизации полученных теоретических знаний, их углубления и расширения по применению на уровне межпредметных связей;
- формирования умения применять полученные знания на практике (в профессиональной деятельности) и закрепления практических умений обучающихся;
- развития познавательных способностей, формирования самостоятельности мышления обучающихся;
- совершенствования речевых способностей обучающихся;
- формирования необходимого уровня мотивации обучающихся к систематической работе для получения знаний, умений и владений в период учебного семестра, активности обучающихся, творческой инициативы, самостоятельности, ответственности и организованности;
- формирования способностей к саморазвитию (самопознанию, самоопределению, самообразованию, самосовершенствованию, самореализации и саморегуляции);
- развития научно-исследовательских навыков;
- развития навыков межличностных отношений.

К самостоятельной работе по дисциплине (модулю) относятся: проработка теоретического материала дисциплины (модуля); подготовка к семинарским и практическим занятиям, в т.ч. подготовка к текущему контролю успеваемости обучающихся (текущая аттестация); подготовка к лабораторным работам; подготовка к промежуточной аттестации (зачётам, экзаменам).

Виды, формы и объемы самостоятельной работы обучающихся при изучении дисциплины (модуля) определяются:

- содержанием компетенций, формируемых дисциплиной (модулем);
- спецификой дисциплины (модуля), применяемыми образовательными технологиями;
- трудоемкостью СР, предусмотренной учебным планом;

- уровнем высшего образования (бакалавриат, специалитет, магистратура, аспирантура), на котором реализуется ОПОП;  
- степенью подготовленности обучающихся.

Рекомендации по подготовке к экзамену (зачету)

Формы контроля знаний по окончании курса – экзамен (зачет), по окончании того или иного раздела дисциплины или в соответствии с рабочей программой – аудиторная контрольная работа (тестирование).

Для успешной сдачи экзамена (зачета) рекомендуется соблюдать несколько правил.

1. Подготовка к экзамену (зачету) должна проводиться систематически, в течение всего семестра.
2. Интенсивная подготовка должна начаться не позднее, чем за месяц-полтора до экзамена (зачета): распределите вопросы таким образом, чтобы успеть выучить или повторить их полностью до начала сессии.
3. Данные 3-4 дня перед экзаменом рекомендуются использовать для повторения следующим образом: распределить вопросы на первые 2-3 дня, оставив последний день свободным. Использовать его для повторения курса в целом, чтобы систематизировать материал, а также доучить некоторые вопросы (как показывает опыт, именно этого дня обычно не хватает для полного повторения курса).

Одной из главных задач в организации учебного процесса является развитие инициативы, творчества и самостоятельности у студентов. Основой в этой работе является выполнение заданий по самостоятельной работе. Это форма учебных занятий способствует формированию у студентов теоретического мышления, умения анализировать и понимать содержание и сущность изучаемого предмета.

Решение этих задач невозможно без повышения роли самостоятельной работы студентов над учебным материалом, усиления ответственности преподавателя за развитие навыков самостоятельной работы, за стимулирование профессионального роста студентов, воспитание их творческой активности и инициативы. Внедрение в практику учебных программ с повышенной долей самостоятельной работы активно способствует модернизации учебного процесса. Для этого на кафедре разработана система различных дидактических средств активизации и управления познавательной деятельностью студентов.

Лабораторные работы являются основными видами учебных занятий, направленными на экспериментальное (практическое) подтверждение теоретических положений и формирование общепрофессиональных и профессиональных компетенций. Они составляют важную часть теоретической и профессиональной практической подготовки.

В процессе лабораторной работы как вида учебного занятия студенты выполняют одно или несколько заданий под руководством преподавателя в соответствии с изучаемым содержанием учебного материала.

При выполнении обучающимися лабораторных работ значимым компонентом становятся практические задания с использованием компьютерной техники, лабораторно - приборного оборудования и др. Выполнение студентами лабораторных работ проводится с целью: формирования умений, практического опыта (в соответствии с требованиями к результатам освоения дисциплины, и на основании перечня формируемых компетенций, установленными рабочей программой дисциплины), обобщения, систематизации, углубления, закрепления полученных теоретических знаний, совершенствования умений применять полученные знания на практике.

Состав заданий для лабораторной работы должен быть спланирован с расчетом, чтобы за отведенное время они могли быть выполнены качественно большинством студентов.

При планировании лабораторных работ следует учитывать, что в ходе выполнения заданий у студентов формируются умения и практический опыт работы с различными приборами, установками, лабораторным оборудованием, аппаратурой, программами и др., которые могут составлять часть профессиональной практической подготовки, а также исследовательские умения (наблюдать, сравнивать, анализировать, устанавливать зависимости, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследование, оформлять результаты).

Выполнению лабораторных работ предшествует проверка знаний студентов - их теоретической готовности к выполнению задания.

Формы организации студентов при проведении лабораторных работ: фронтальная, групповая и индивидуальная. При фронтальной форме организации занятий все студенты выполняют одновременно одну и ту же работу. При групповой форме организации занятий одна и та же работа выполняется группами по 2 - 5 человек. При индивидуальной форме организации занятий каждый студент выполняет индивидуальное задание.

Текущий контроль учебных достижений по результатам выполнения лабораторных работ проводится в соответствии с системой оценивания (рейтинговой, накопительной и др.), а также формами и методами (как традиционными, так и инновационными, включая компьютерные технологии), указанными в рабочей программе дисциплины (модуля). Текущий контроль проводится в пределах учебного времени, отведенного рабочим учебным планом на освоение дисциплины, результаты заносятся в журнал учебных занятий.

Объем времени, отводимый на выполнение лабораторных работ, планируется в соответствии с учебным планом ОПОП.

Перечень лабораторных работ в РПД, а также количество часов на их проведение должны обеспечивать реализацию требований к знаниям, умениям и практическому опыту студента по дисциплине (модулю) соответствующей ОПОП.



## Приложение № 1

### Примерные тесты (Входной контроль)

- Символ элемента рубидий это  
1) Ra            2) Rb            3) Re            4) Rn
- Химический процесс (в отличие от физических) - это  
  
1) выкипание жидкости из сосуда            2) растирание твердого тела в порошок  
3) фильтрование раствора с осадком            4) возгорание спички
- Относительная молекулярная масса  $AlPO_4$  равна  
1) 339            2) 312            3) 149            4) 122
- Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации фторида аммония равна  
1) 3            2) 4            3) 5            4) 6
- Сумма коэффициентов в уравнении  $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$  равна  
1) 3            2) 4            3) 5            4) 6
- Масса (в граммах) 0,5 моль нитрата натрия равна  
1) 42,5            2) 85            3) 127,5            4) 170
- Объем порции метана (в литрах, н.у.), содержащий  $6 \cdot 10^{25}$  атомов водорода, составит  
1) 22,4            2) 224            3) 560            4) 896
- По химическим свойствам элемент тантал (Т) – аналог элемента  
1) сурьмы (Sb)            2) висмута (Bi)            3) алюминия (Al)            4) хрома (Cr)
- В атоме элемента калий число полностью заполненных энергетических уровней:  
1) 1            2) 2            3) 3            4) 4
- По химическим свойствам элемент тантал (Т) – аналог элемента  
1) сурьмы (Sb)            2) висмута (Bi)            3) ниобия (Nb)            4) вольфрама (W)

### Примерные тесты (Текущий контроль 1)

- $H_2O$             2) HI            3) HBr            4) HCl
- Щелочная среда образуется при растворении соли  
1) NaCl            2)  $CuSO_4$             3)  $NH_4NO_3$             4)  $K_2SiO_3$
- Жесткость воды можно полностью устранить  
1) кипячение            2) действием известкового молока  
3) добавлением соды            4) подкислением
- При упаривании 12 кг 4% раствора некоторой соли масса раствора уменьшилась на 4 кг. Массовая доля соли (в процентах) в растворе после упаривания  
1) 3            2) 4            3) 6            4) 8
- Соляная кислота реагирует с  
1) NaOH, Ag            2)  $(NH_4)_2CO_3$ , FeO  
3)  $NH_3$ ,  $K_2SO_4$             4) Cu, CaO

16. Объем (в мл, н.у.) диоксида серы, который поглотился избытком бромной воды с последующим добавлением избытка хлорида бария (при этом выделился осадок массой 1,665 г), составлял

- 1) 112                      2) 224                      3) 336                      4) 448

17. Равновесие реакции  $2 \text{Mg}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2 \text{MgO}(\text{г}) + Q$  сместится влево ( $\leftarrow$ ) при

- 1) повышении концентрации  $\text{O}_2$                       2) повышении давления  
3) дополнительном введении  $\text{MgO}$                       4) повышении температур

18. Карбонат-ион можно обнаружить в водном растворе с помощью

- 1) хлороводорода                      2) гидроксида натрия  
3) хлорида натрия                      4) сульфата аммония

19. Для молекулярного уравнения  $\text{P} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{P}_2\text{O}_5$  сумма коэффициентов равна

- 1) 4                      2) 9                      3) 14                      4) 19

20. После обработки сульфита натрия хлороводородной кислотой и насыщения выделяющимся газом раствора гидроксида натрия образуется

- 1)  $\text{NaCl}$                       2)  $\text{Na}_2\text{S}$                       3)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$                       4)  $\text{NaHSO}_3$

### Примерные тесты (Текущий контроль 2)

1. Сумма коэффициентов в уравнении  $\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{H}_3\text{PO}_3$  равна

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

2. Порция сероводорода массой 1,7 г занимает объем (в литрах, н.у.)

- 1) 1,12                      2) 2,24                      3) 22,4                      4) 448

3. Число атомов водорода в 44,8 л аммиака (н.у.) равно

- 1)  $2 \cdot 10^{23}$                       2)  $6 \cdot 10^{23}$                       3)  $1,2 \cdot 10^{24}$                       4)  $3,6 \cdot 10^{24}$

4. В атоме с электронной конфигурацией  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$  число валентных электронов равно

- 1) 2                      2) 5                      3) 7                      4) 9

5. Полярность ковалентной связи уменьшается в ряду

- 1)  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CS}_2$ ,  
2)  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,                      3)  $\text{CF}_4$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{HF}$   
4)  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$

6. Щелочная среда образуется при растворении соли

- 1)  $\text{FeCl}_3$     2)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$     3)  $\text{K}_2\text{S}$     4)  $\text{KI}$

7. Сероводород очищают от водяного пара пропусканием через

- 1)  $\text{KOH}$  (твердый)    2)  $\text{P}_2\text{O}_5$                       3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц)                      4)  $\text{HNO}_3$  (конц)

8. Смешали 5 л 30% раствора гидроксида натрия (плотность 1,328 г/мл) и 2 л 5% раствора того же вещества (плотность 1,054 г/мл). Массовая доля гидроксида натрия в приготовленном растворе (в процентах) равна

- 1) 16,3                      2) 20                      3) 22                      4) 24

9. Карбонат бария реагирует в присутствии воды с

- 1) KOH, HCl  
 2) CO<sub>2</sub>, KCl      3) CO<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>COOH  
 4) KHCO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>

**10.** Объем (в мл, н.у.) диоксида серы, который поглотился избытком бромной воды с последующим добавлением избытка хлорида бария (при этом выделился осадок массой 1,665 г), составлял

- 1) 112                      2) 224                      3) 336                      4) 448

### Критерии оценки

Критерии	Оценка (баллы по МРС), уровень
За каждый верный ответ на вопрос – 1 балл, Студент выполнил 84-100 % заданий (повышенный уровень).	«отлично», 84-100%, повышенный уровень
За каждый верный ответ на вопрос – 1 балл, Студент правильно выполнил 66-83 % заданий	«хорошо», 66-83%, пороговый уровень
За каждый верный ответ на вопрос – 1 балл, Студент правильно выполнил 50-65 % заданий	«удовлетворительно», 50-65%, пороговый уровень
За каждый верный ответ на вопрос – 1 балл, Студент правильно выполнил менее 50 % заданий	«неудовлетворительно», менее 50%, уровень не сформирован

## КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

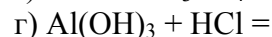
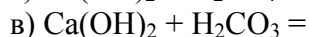
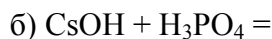
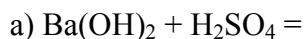
### По теме « Основные классы неорганических соединений »

#### Вариант 1

#### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Напишите эмпирические и графические формулы следующих веществ: ортоарсенат магния, селенид кальция, метахромит железа (II), ванадат аммония, метаплюмбат свинца (II), гидрофторид калия, нитрат дигидроксожелеза (III).

2. Можно ли утверждать, что при взаимодействии указанных ниже основных и кислотных гидроксидов в каждой реакции получится только одна соль:



Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3. Напишите уравнения реакций превращения указанных ниже солей в средние:



#### Часть 2 (повышенный уровень)

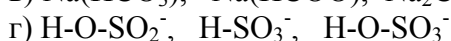
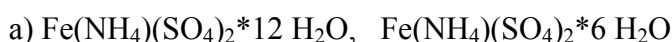
4. Сравните химические свойства фосфорной и азотной кислот. В чем проявляется общность свойств этих соединений и в чем их принципиальные различия? Ответ обоснуйте примерами химических реакций, указав условия их протекания.

5. В одной пробирке находится раствор хлорида магния, в другой – хлорида алюминия. С помощью какого одного реактива можно установить, в каких пробирках находятся эти соли? Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.

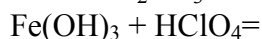
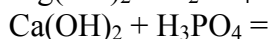
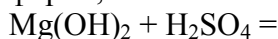
### Вариант 2

#### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Напишите эмпирические и графические формулы следующих соединений: ортоборная кислота, марганцовая кислота, бериллат натрия, ортофосфат алюминия, гидрофосфат натрия, селенат алюминия, нитрат гидроксомагния.
2. Исходя из закона постоянства состава, определите, отвечают ли следующие наборы формул одному или разным веществам:



3. Напишите уравнения реакций с образованием кислых солей в молекулярной и ионной форме, назовите все соли:



#### Часть 2 (повышенный уровень)

4. Сравните химические свойства оксида серы (IV) и оксида углерода (IV). В чем проявляется общность свойств этих соединений и в чем их принципиальные различия? Ответ обоснуйте примерами химических реакций, указав условия их протекания.
5. Объясните, почему различный порядок прибавления реактивов (гидроксид калия и сульфат алюминия) по каплям приводит к разному характеру наблюдаемых явлений. Приведите соответствующие уравнения реакций.

### Контрольная работа

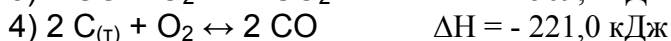
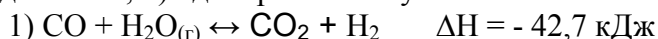
#### по теме: «Растворы, ТЭД, Гидролиз»

#### Вариант 1

#### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Вычислить  $\Delta G_{298}^0$  для реакции  $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$  при 25 и 500<sup>0</sup>С (зависимостью  $\Delta H_{298}^0$  и  $\Delta S_{298}^0$  от температуры пренебречь).

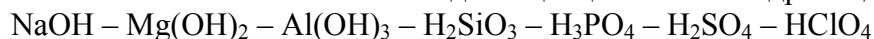
2. В каких условиях можно однозначно сказать, в каком направлении смещается равновесие в следующих системах при: а) одновременном увеличении температуры и давления; б) одновременном уменьшении температуры и повышении давления:



3. В растворе объемом 200 мл содержится гидроксид натрия массой 12 г. определите молярную концентрацию данного раствора.

### Часть 2 (повышенный уровень)

4. Дайте объяснение изменению типа диссоциации и силы гидроксидов в ряду:

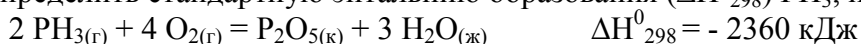


5. Запишите уравнения реакций гидролиза и укажите характер среды раствора для следующих солей:  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{CaCl}_2$ .

## Вариант 2

### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Определить стандартную энтальпию образования ( $\Delta H_{298}^0$ )  $\text{PH}_3$ , исходя из уравнения:



2. Как изменится скорость реакции:  $2 \text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{NO}_2$

а) при увеличении концентрации  $\text{NO}$  в два раза; б) при одновременном увеличении концентрации оксида азота и кислорода каждого в три раза?

3. Для полного осаждения хлора в растворе хлорида магния объемом 25 мл понадобился раствор нитрата серебра с нормальной концентрацией 0,1 моль/л. Какая масса хлорида магния содержалась в растворе? Какова нормальная концентрация этого раствора?

### Часть 2 (повышенный уровень)

4. Чему равна степень диссоциации уксусной кислоты в водном растворе с концентрацией кислоты 0,01 моль/л. Константа диссоциации уксусной кислоты равна  $1,86 \cdot 10^{-5}$ .

5. Запишите уравнения реакций гидролиза и укажите характер среды раствора для следующих солей:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ .

## Контрольная работа

### по теме: “Элементы VIa-группы”

## Вариант 1

### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Могут ли галогеноводороды в каких-либо реакциях играть роль окислителя? Дайте мотивированный ответ.

2. Закончите уравнения реакций:



3. Изобразите геометрическую форму ионов  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{ClO}_2^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ . составьте их традиционные и систематические названия. Почему ион  $\text{ClO}_4^-$  обладает наименьшей реакционной способностью?

### Часть 2 (повышенный уровень)

4. Найдите объем хлора, который выделится при взаимодействии дихромата калия с раствором соляной кислоты объемом 250 мл, в котором массовая доля кислоты составляет 30% (плотность 1,153 г/мл).

5. В чем причина аномально высокой температуры кипения фтороводорода?

## Вариант 2

### Часть 1 (пороговый уровень)

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует  $\text{HBr}$ : а)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{PCl}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ ; г)  $\text{KI}$ ; д)  $\text{Mg}$ ; е)  $\text{KClO}_3$ ? При этом  $\text{HBr}$  проявляет свойства: 1) кислоты, 2) основания, 3) окислителя, 4) восстановителя.
2. В получении перхлората калия используют следующую схему:  
 $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4$   
Приведите уравнения реакций.
3. Как известно, иодная кислота существует в форме  $\text{H}_5\text{IO}_6$ . Почему аналогичные формы не существуют в случае брома и иода?

### Часть 2 (повышенный уровень)

4. В галогениде некоторого металла, проявляющего единственную степень окисления, массовая доля галогена равна 64,59%, а в оксиде того же металла массовая доля кислорода составляет 15,44%. Установите формулы оксида и галогенида.
5. Как различаются рН растворов фторида калия и бромида аммония?

## Контрольная работа.

### Тема: “Элементы 6 А группы”.

#### Вариант – 1

### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Известно, что газообразный диоксид азота при охлаждении димеризуется. Объясните, почему подобная реакция невозможна для диоксида серы.
2. Как получают сульфид водорода? За счет каких процессов он образуется в природе? Какими свойствами характеризуется?
3. Технический хлорат калия содержит 5% примесей. Определите массу хлората калия, необходимую для получения кислорода в объеме, достаточном для окисления 14 л аммиака (н.у.) без катализатора.

### Часть 2 (повышенный уровень)

4. К растворам солей  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  прибавлена соляная кислота. Будет ли наблюдаться выделение газа (какого?) в каждом из этих растворов?
5. Допisać уравнения реакций, расставить коэффициенты:  
 $\text{H}_2\text{SO}_3 (\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O} + \text{MnSO}_4 = \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
 $\text{SCl}_2\text{O} + \text{HNO}_3 (\text{конц}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 +$

#### Вариант - 2

### Часть 1 (пороговый уровень)

1. Смещается ли равновесие диссоциации  $\text{H}_2\text{S}$  в водном растворе при добавлении аммиака?

2. Что является окислителем металлов в разбавленных и концентрированных растворах серной кислоты? Возможно ли окисление серной кислотой неметаллов? Приведите примеры и напишите уравнения соответствующих реакций.
3. При термическом разложении перманганата калия образовался объем кислорода, равный объему  $O_2$ , который получился в результате разложения водой 18,32 г пероксида натрия. Рассчитайте массу разложившегося перманганата калия.

### Часть 2 (повышенный уровень)

4. Назовите следующие вещества:  $(H_3O)HSO_4$ ,  $H_2SeO_4$ ,  $(NH_4)_2S_2O_6(O_2)$ ,  $K_2S_4O_6$ ,  $Na_2(S_3)$ ,  $S_2Cl_2$ ,  $H_6TeO_6$ ,  $H_2SO_3(O_2)$ ,  $(FeCu^I)_S_2$ ,  $CsCr(SO_4)_2 \times 12H_2O$ ,  $Rb_2Zn(SO_4)_2 \times 6 H_2O$ .
5. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:  
 $Po + HCl_{(конц)} =$   
 $SCl_2O + Al = Al_2S_3 + Al_2O_3 +$

**Критерии оценки:**

Критерии	Оценка (баллы по МРС), уровень
работа выполнена без ошибок и недочетов	«отлично», 84-100%, повышенный уровень
работа выполнена полностью, но при наличии в ней не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов	«хорошо», 66-83%, пороговый уровень
правильно выполнено не менее половины работы или допустил: а) не более двух грубых ошибок, б) не более одной грубой ошибки и одного недочета, в) не более двух-трех негрубых ошибок, г) одной негрубой ошибки и трех недочетов, д) или при отсутствии ошибок, но при наличии 4-5 недочетов	«удовлетворительно», 50-65%, пороговый уровень
правильно выполнено менее половины работы или работа полностью не выполнена	«неудовлетворительно», менее 50%, уровень не сформирован
работа выполнена без ошибок или в ней присутствуют незначительные мелкие замечания, которые не отражаются на качестве материала. В работе присутствуют все структурные элементы, полный развернутый ответ на вопросы и правильное решение заданий, обязательны аргументированные выводы	«зачтено», повышенный уровень
в работе допущено не более 2-3 незначительных ошибок и погрешностей и нет грубых нарушений в части оформления	«зачтено», пороговый уровень
в работе присутствуют явные нарушения: рассматриваемый вопрос раскрыт не полностью, имеются ошибки в тексте и оформлении, но при этом более 60-70% работы выполнено верно	«незачтено», уровень не сформирован



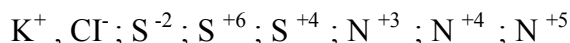
## Комплект разноуровневых задач/заданий

1. Где применяются соединения хлора в сельском хозяйстве? Составьте уравнения реакции, с помощью которых можно осуществить превращения:



2. Указать особенности электронных конфигураций атомов хлора и меди. Привести электронно-структурные формулы этих элементов.

3. Укажите какие из ионов и атомов смогут являться только восстановителями, только окислителями и как восстановителями, так и окислителями:



4. Сколько свободных 3d -орбиталей имеют:

а) атом серы в основном состоянии?

б) атом хлора в возбужденном состоянии?

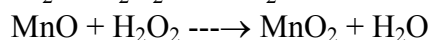
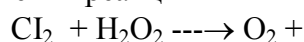
Ответ иллюстрировать электронно-структурными формулами

5. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Почему молекула HCl полярна, а молекула BeF<sub>2</sub>, содержащая в себе более полярные связи Be - F, нет?

6. Какие электронные подуровни будут заполняться в первую очередь: 3s или 3p, 4s или 3d, 4p или 3d? Ответ мотивировать

7. Привести электронно-структурную формулу атома азота. Как в этой формуле реализуется правило Хунда? Может ли азот иметь переменное число неспаренных электронов на внешнем уровне?

8. Закончить уравнения реакции



Составьте электронное уравнение и определить, окислителем или восстановителем является в этих реакциях пероксид водорода.

9. Назвать квантовые числа, характеризующие энергетическое состояние электрона в атоме. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов d - подуровня?

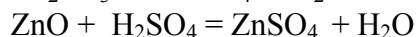
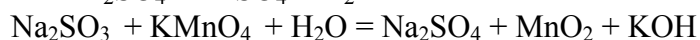
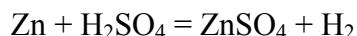
10. Какие металлы 2 группы периодической системы находят применение в сельском хозяйстве? Привести формулы и названия соединений соответствующих металлов.

11. Какие элементы пятой группы и их соединения находят применение в сельском хозяйстве? Привести формулы и названия соответствующих веществ.

12. Привести примеры взаимодействия с кислородом четырех элементов с образованием следующих типов оксидов: а) кислотного, б) основного, в) амфотерного, г) несолеобразующего. Написать уравнения реакции и графические формулы оксидов.

13. Написать уравнения реакции термического разложения следующих аммониевых солей: 1) NH<sub>4</sub>Cl; 2) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 3) (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 4) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>; 5) NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>.

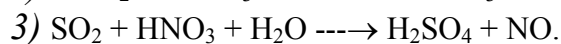
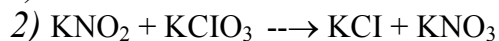
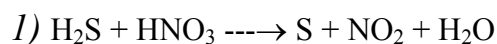
15. Какие из приведенных уравнений реакций, протекающих по схемам, являются окислительно-восстановительными?



16. Составить для них электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель.

17. Сколько миллилитров 20% раствора азотной кислоты плотностью 2,1 г/см<sup>3</sup> пошло на взаимодействие с серебром, если образовалось 51 г нитрата серебра?

18. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:

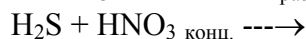
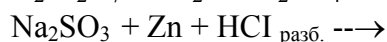


19. 10 г  $\text{KNO}_3$  растворено в 80 г воды. Определить массовую долю (%) полученного раствора.

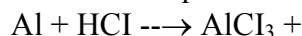
20. 1 л воды (н.у.) поглщено 450 л хлороводорода.. Вычислить концентрацию образовавшейся при этом хлороводородной кислоты в % и в молях на литр.

21. Какие элементы 8 группы являются микроэлементами? Составьте уравнения реакции взаимодействия хлорида железа (III) с сероводородом.. К какому типу относится эта реакция.?

22. Дописать уравнения реакций и расставить коэффициенты:



23. Допишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель, методом электронного баланса подберите коэффициенты:



24. Дописать уравнения и подобрать коэффициент:



25. Расставьте коэффициенты в следующих схемах, определите степень окисления азота и хлора:



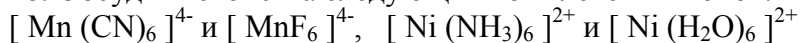
26. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения обменных реакций, происходящих между :



имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде.

27. Парамагнетизм иона  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$  определяется единственным неспаренным электроном. Определить тип гибридизации АО иона  $\text{Mn}^{2+}$ .

28. Обсудить свойства следующих комплексных ионов:



Алгоритм ответа:

1) число электронов на d -подуровне невозбужденного атома;

2) число электронов на d -подуровне иона;

3) тип гибридизации и пространственная структура;

4) внешнесферный и внутрисферный комплексный ион;

5) тип лигандов (сильное поле, слабое поле);

6) магнитные свойства ионов

29. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей устойчивостью.

30. Молекулы  $\text{CH}_4$  имеют форму тетраэдра,  $\text{COH}_2$  и  $\text{CSH}_2$  треугольника, а CO,  $\text{CS}_2$  - линейные молекулы. Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода в этих молекулах ?

31. Молекулы  $\text{CF}_4$  имеют форму тетраэдра,  $\text{COF}_2$  и  $\text{CSF}_2$  треугольника, а  $\text{CO}$ ,  $\text{COS}$ ,  $\text{CS}_2$  - линейные молекулы. Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода в этих молекулах.
32. Молекула  $\text{NH}_3$  имеет форму пирамиды, молекула  $\text{BF}_3$  - плоская. При взаимодействии этих молекул образуется молекула  $\text{H}_3\text{NBF}_3$ . Предскажите структуру этой молекулы.
33. Объяснить с позиции метода ВС возможность образования молекул  $\text{C}_2\text{N}_2$ ,  $\text{BH}_4^-$ ,  $\text{BF}_4^-$ .
34. Описать электронное строение молекул  $\text{CO}$  и  $\text{CN}$  с позиций ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей устойчивостью.
35. Молекулы  $\text{CH}_4$  имеют форму тетраэдра,  $\text{CON}_2$  и  $\text{CSH}_2$  треугольника, а  $\text{CO}$ ,  $\text{CS}_2$  - линейные молекулы. Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода в этих молекулах.
36. Молекулы  $\text{CF}_4$  имеют форму тетраэдра,  $\text{COF}_2$  и  $\text{CSF}_2$  треугольника, а  $\text{CO}$ ,  $\text{COS}$ ,  $\text{CS}_2$  - линейные молекулы. Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода в этих молекулах.
37. Молекула  $\text{NH}_3$  имеет форму пирамиды, молекула  $\text{BF}_3$  - плоская. При взаимодействии этих молекул образуется молекула  $\text{H}_3\text{NBF}_3$ . Предскажите структуру этой молекулы.
38. Объяснить с позиции метода ВС возможность образования молекул  $\text{C}_2\text{N}_2$ ,  $\text{BH}_4^-$ ,  $\text{BF}_4^-$ .
39. Как изменяются длина связи, энергия диссоциации и магнитные свойства в ряду:  $\text{O}_2^{2-}$  -  $\text{O}_2^-$  -  $\text{O}_2$  -  $\text{O}_2^+$ . Ответ обосновать с позиций ММО.
40. Постройте энергетические диаграммы молекулярных орбиталей  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}^+$  и  $\text{NO}^-$ . Предскажите прочность связи и магнитные свойства.
41. Какие из перечисленных частиц парамагнитны: 1)  $\text{N}_2$ ; 2)  $\text{O}_2$ ; 3)  $\text{NO}$ ; 4)  $\text{CO}$ ; 5)  $\text{CN}$ . Объяснить с позиции ММО. Построить энергетические диаграммы, написать формулы распределения электронов по энергетическим уровням.
42. Как осуществить следующие превращения
- 1)  $\text{Sn}^{+2} \rightarrow [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{4-}$ ;      2)  $\text{Sn}^{+4} \rightarrow [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ ;
  - 2)  $[\text{Pb}(\text{OH})_6]^{4-} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$       4)  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{SnS}_3^{2-}$
  - 5)  $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$
- Написать полные молекулярные уравнения для каждого случая  
Осуществите следующие превращения. Напишите уравнения реакций.
- 1)  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$ ;
  - 2)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}$ .
43. К раствору массой 250 г, массовая доля соли в котором составляет 10% прилили воду объемом 150 мл. Приняв плотность воды равной 1 г/мл, определите массовую долю вещества в полученном растворе.
44. К 100 мл 96%-ной (по массе) серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) прибавить 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,22 г/мл. Вычислите его эквивалентную концентрацию и массовую долю серной кислоты.
45. Определите массовую долю (в %) безводного сульфата меди в растворе, полученном при растворении 0,5 моль пентагидрата сульфата меди в 300 г воды.
46. Вычислите массовую долю нитрата калия (в %) в растворе, если 0,2 моль нитрата калия растворить в 5 моль воды.
47. Определите массовую долю растворенного вещества (в %) в растворе (плотность 1,44 г/мл), если в 1 л его содержится 650 г растворителя.
48. В воде массой 600 г растворили аммиак объемом 560 мл (н.у.). Определите массовую долю аммиака в полученном растворе.
49. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 9,3% (плотность 1,05 г/мл) потребуется для приготовления раствора 0,35 М серной кислоты объемом 40 мл.

50. К раствору серной кислоты объемом 400 мл, плотностью 1,1 г/мл, а массовая доля серной кислоты 0,15, добавили воду массой 60 г. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

51. Рассчитать нормальность концентрированной соляной кислоты ( плотность 1,18 г/мл )содержащей 36,5 (масс) HCl.

52. Объяснить строение молекул N<sub>2</sub> ; O<sub>2</sub> ; NO ; CO ; CN с позиций МВС и ММО. Какие из перечисленных частиц парамагнитны? Ответ мотивировать диаграммами.

53. После упаривания 1,33 л 6%-ного KOH (плотность 1,054 г/см<sup>3</sup> ) получен раствор массой 400 г. Определить массовую долю KOH в этом растворе (в %).

54. Определите массовую долю (в %) растворенного вещества в растворе, если к 800 мл 40%-ного раствора (плотность 1,43 г/мл) прибавить 200 г воды.

55. К метиловому спирту массой 32 г и плотностью 0,8 г/мл добавили воду до объема 80 мл. Определите объемную долю спирта в растворе.

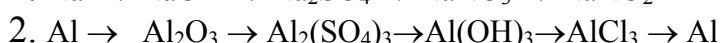
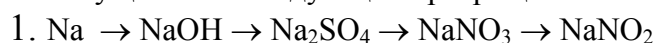
56. Сколько граммов щавелевой кислоты H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> 2H<sub>2</sub>O необходимо взять для приготовления 400 мл 0,2 н раствора?

57. Действием каких веществ на а) азот, б) соль аммония, в) азотную кислоту, г) нитрид аммония, можно получить аммиак? Написать соответствующие уравнения реакций.

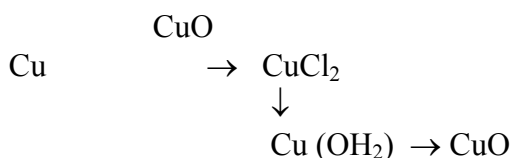
58. Привести примеры взаимодействия с кислородом четырех элементов с образованием следующих типов оксидов: а) кислотного, б) основного, в) амфотерного, г) несолеобразующего. Написать уравнения реакций и графические формулы оксидов.

59. Сколько азотной кислоты 56%-ной (плотностью 1,345 г/мл) надо взять для приготовления 4 л 16%-ного раствора (плотность 1,09 г/мл)?

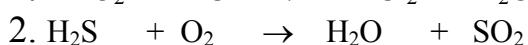
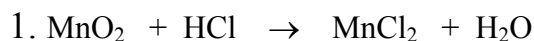
60. Осуществите следующие превращения. Напишите уравнения реакций:



61. Осуществите следующие превращения. Напишите уравнения реакций.

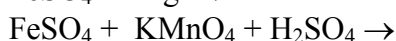
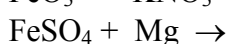


62. Укажите, какой элемент окисляется и какой восстанавливается в реакциях, иллюстрируемых следующими уравнениями:



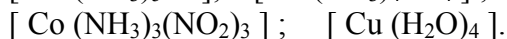
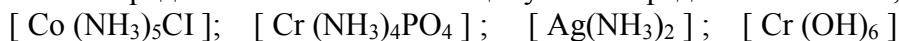
63. Молекула NH<sub>3</sub> имеет форму пирамиды, молекула BF<sub>3</sub> плоская. При взаимодействии этих молекул образуется молекула H<sub>3</sub>NBF<sub>3</sub>. Предскажите структуру этой молекулы.

64. В каких из приведенных ниже уравнений реакций соединения железа являются окислителями, в каких восстановителями? Допишите уравнения реакций методом электронного баланса, подберите коэффициенты.



65. Какую массу гидроксида кальция следует прибавить к 162 г 5%-ного раствора гидрокарбоната кальция для образования средней соли.

Найти заряды комплексных частиц и указать среди них катионы, анионы и неэлектролиты:



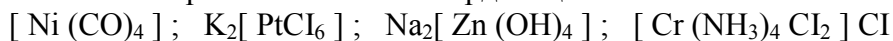
65. Обсудить свойства следующих комплексных ионов:



Алгоритм ответа:

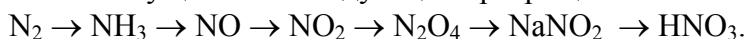
- 1) число электронов на d- подуровне невозбужденного атома;
- 2) число электронов на d- подуровне иона;
- 3) тип гибридизации и пространственная структура;
- 4) тип лигандов (сильное поле, слабое поле);
- 5) внешнесферный и внутрисферный комплексный ион;
- 6) магнитные свойства иона.

66. В следующих комплексах определите заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя и его координационное число:



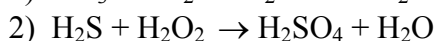
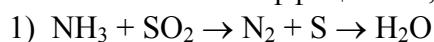
Дайте название указанным комплексным соединениям.

67. Как осуществить следующие превращения:

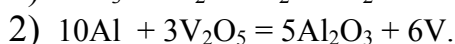
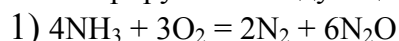


Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и укажите условия, при которых происходит эти реакции.

68. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса в следующих схемах:

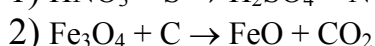
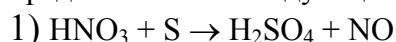


69. Укажите, какой элемент окисляется и какой восстанавливается в реакциях, иллюстрируемых следующими уравнениями:

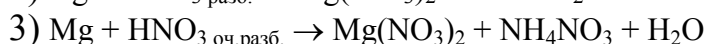
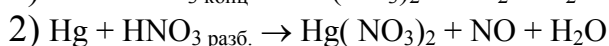
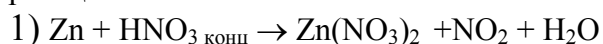


70. Объяснить, почему ионы  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  и  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$  диамагнитны, а ионы  $[\text{CoF}_6]^{3-}$  и  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  парамагнитны? Каковы магнитные свойства ионов  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  и  $[\text{CoF}_6]^{4-}$ ?

71. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса, в уравнениях представленных следующими схемами:



73. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса в следующих схемах реакций. Укажите степени окисления металла и азота.

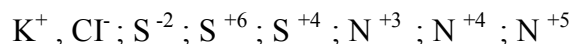


74. Где применяются соединения хлора в сельском хозяйстве? Составьте уравнения реакции, с помощью которых можно осуществить превращения:



75. Указать особенности электронных конфигураций атомов хлора и меди. Привести электронно-структурные формулы этих элементов.

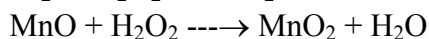
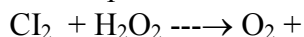
76. Укажите какие из ионов и атомов смогут являться только восстановителями, только окислителями и как восстановителями, так и окислителями:



77. Какие электронные подуровни будут заполняться в первую очередь: 3s или 3p, 4s или 3d, 4p или 3d? Ответ мотивировать

78. Привести электронно-структурную формулу атома азота. Как в этой формуле реализуется правило Хунда? Может ли азот иметь переменное число неспаренных электронов на внешнем уровне?

79. Закончить уравнения реакции



Составьте электронное уравнение и определить, окислителем или восстановителем является в этих реакциях пероксид водорода..

80. Назвать квантовые числа, характеризующие энергетическое состояние электрона в атоме. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов d - подуровня?

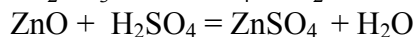
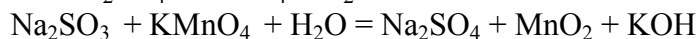
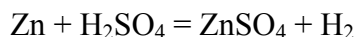
81. Какие металлы 2 группы периодической системы находят применение в сельском хозяйстве? Привести формулы и названия соединений соответствующих металлов.

82. Какие элементы пятой группы и их соединения находят применение в сельском хозяйстве? Привести формулы и названия соответствующих веществ.

83. Привести примеры взаимодействия с кислородом четырех элементов с образованием следующих типов оксидов: а) кислотного, б) основного, в) амфотерного, г) несолеобразующего. Написать уравнения реакции и графические формулы оксидов.

84. Написать уравнения реакции термического разложения следующих аммониевых солей: 1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; 3)  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ; 4)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; 5)  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

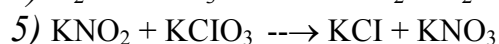
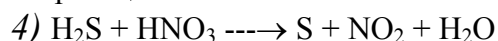
85. Какие из приведенных уравнений реакций, протекающих по схемам, являются окислительно-восстановительными?



Составить для них электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель.

86. Сколько миллилитров 20% раствора азотной кислоты плотностью  $2,1 \text{ г/см}^3$  пошло на взаимодействие с серебром, если образовалось 51 г нитрата серебра?

87. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:



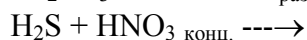
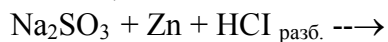
90. 10 г  $\text{KNO}_3$  растворено в 80 г воды. Определить массовую долю ( %) полученного раствора.

91. 1 л воды ( н.у. ) поглщено 450 л хлороводорода.. Вычислить концентрацию образовавшейся при этом хлороводородной кислоты в % и в молях на литр.

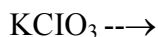
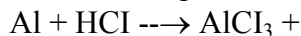
92. Какие элементы 8 группы являются микроэлементами? Составьте уравнения реакции

взаимодействия хлорида железа ( III ) с сероводородом.. К какому типу относится эта реакция.?

93. Дописать уравнения реакций и расставить коэффициенты:



94. Допишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель, методом электронного баланса подберите коэффициенты:



95. Дописать уравнения и подобрать коэффициент:



96. Расставьте коэффициенты в следующих схемах, определите степень окисления азота и хлора:



97. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения обменных реакций происходящих между :



имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде.

98. Парамагнетизм иона  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$  определяется единственным неспаренным электроном. Определить тип гибридизации АО иона  $\text{Mn}^{2+}$ .

99. Обсудить свойства следующих комплексных ионов:





Алгоритм ответа:

- 7) число электронов на d -подуровне невозбужденного атома;
- 8) число электронов на d -подуровне иона;
- 9) тип гибридизации и пространственная структура;
- 10) внешнесферный и внутрисферный комплексный ион;
- 11) тип лигандов (сильное поле, слабое поле);
- 12) магнитные свойства ионов.

100. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей устойчивостью.

101. Молекулы  $\text{CH}_4$  имеют форму тетраэдра,  $\text{COH}_2$  и  $\text{CSH}_2$  треугольника, а CO,  $\text{CS}_2$  линейные молекулы. Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода этих молекулах?

102. Молекулы  $\text{CF}_4$  имеют форму тетраэдра,  $\text{COF}_2$  и  $\text{CSF}_2$  треугольника, а CO, COS,  $\text{CS}_2$  линейные молекулы. Каково гибридное состояние валентных орбиталей атома углерода этих молекулах.

103. Молекула  $\text{NH}_3$  имеет форму пирамиды, молекула  $\text{BF}_3$  плоская. При взаимодействии этих молекул образуется молекула  $\text{H}_3\text{NBF}_3$ . Предскажите структуру этой молекулы.

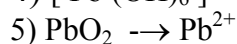
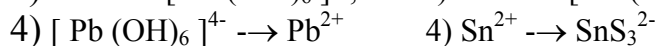
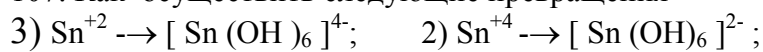
104. Объяснить с позиций метода ВС возможность образования молекул  $\text{C}_2\text{N}_2$ ,  $\text{BH}_4^-$ ,  $\text{BF}_4^-$ .

105. Как изменяются длина связи, энергия диссоциации и магнитные свойства в ряду:  $\text{O}_2^{2-}$ ,  $\text{O}_2^-$ ,  $-\text{O}_2$ ,  $-\text{O}_2^+$ . Ответ обосновать с позиций ММО.

105. Постройте энергетические диаграммы молекулярных орбиталей NO, NO<sup>+</sup> и NO<sup>-</sup>. Предскажите прочность связи и магнитные свойства.

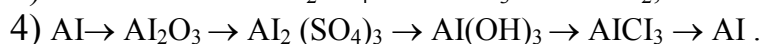
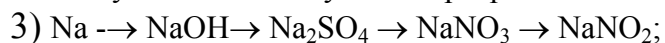
106. Какие из перечисленных частиц парамагнитны : 1) N<sub>2</sub> ; 2) O<sub>2</sub> ; 3) NO ; 4) CO ; 5) CN<sup>-</sup>. Объяснить с позиции ММО. Построить энергетические диаграммы , написать формулы распределения электронов по энергетическим уровням.

107. Как осуществить следующие превращения



Написать полные молекулярные уравнения для каждого случая

108. Осуществите следующие превращения. Напишите уравнения реакций.



109. К раствору массой 250 г, массовая доля соли в котором составляет 10% прилили вод объемом 150 мл. Приняв плотность воды равной 1 г/мл, определите массовую долю вещества в полученном растворе.

110. К 100 мл 96%-ной (по массе) серной кислоты ( плотность 1,84 г/мл ) прибавить 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,22 г/мл. Вычислите его эквивалентную концентрацию и массовую долю серной кислоты.

111. Определите массовую долю ( в %) безводного сульфата меди в растворе, полученном при растворении 0,5 моль пентагидрата сульфата меди в 300 г воды.

112. В воде массой 600 г растворили аммиак объемом 560 мл (н.у.). Определите массовую долю аммиака в полученном растворе.

113. Определите массовую долю растворенного вещества (в %) в растворе (плотность 1,4 г/мл), если в 1 л его содержится 650 г растворителя.

114. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 9,3% (плотность 1,05 г/мл) потребуется для приготовления раствора 0,35 М серной кислоты объемом 40 мл.

115. К раствору серной кислоты объемом 400 мл, плотностью 1,1 г/мл, а массовая доля серной кислоты 0,15, добавили воду массой 60 г. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

116. Рассчитать нормальность концентрированной соляной кислоты (плотность 1,18 г/мл) содержащей 36,5 (масс) HCl.

117. Объяснить строение молекул  $N_2$ ;  $O_2$ ; NO; CO; CN с позиций МВС и ММО. Какие из перечисленных частиц парамагнитны? Ответ мотивировать диаграммами.

118. После упаривания 1,33 л 6%-ного КОН (плотность 1,054 г/см<sup>3</sup>) получен раствор массой 400 г. Определить массовую долю КОН в этом растворе (в %).

119. Определите массовую долю (в %) растворенного вещества в растворе, если к 800 мл 40%-ного раствора (плотность 1,43 г/мл) прибавить 200 г воды.

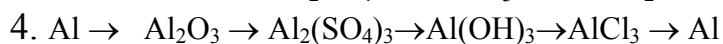
120. К метиловому спирту массой 32 г и плотностью 0,8 г/мл добавили воду до объема 80 мл. Определите объемную долю спирта в растворе.

121. Действием каких веществ на а) азот, б) соль аммония, в) азотную кислоту, г) нитрид аммония, можно получить аммиак? Написать соответствующие уравнения реакций.

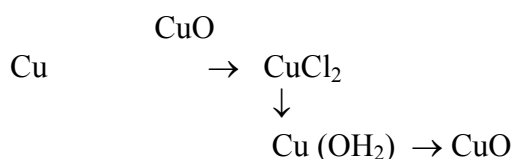
122. Привести примеры взаимодействия с кислородом четырех элементов с образованием следующих типов оксидов: а) кислотного, б) основного, в) амфотерного, г) несолеобразующего. Написать уравнения реакций и графические формулы оксидов.

123. Сколько азотной кислоты 56%-ной (плотностью 1,345 г/мл) надо взять для приготовления 4 л 16%-ного раствора (плотность 1,09 г/мл)?

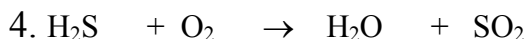
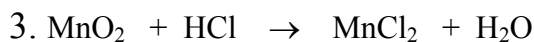
124. Осуществите следующие превращения. Напишите уравнения реакций:



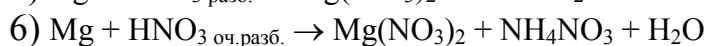
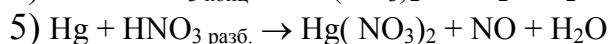
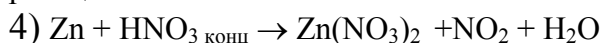
125. Осуществите следующие превращения. Напишите уравнения реакций.



126. Укажите, какой элемент окисляется и какой восстанавливается в реакциях иллюстрируемых следующими уравнениями:



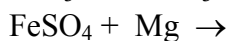
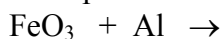
126. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса в следующих схемах реакций. Укажите степени окисления металла и азота.



127. Молекула  $\text{NH}_3$  имеет форму пирамиды, молекула  $\text{BF}_3$  плоская. При взаимодействии этих молекул образуется молекула  $\text{H}_3\text{NBF}_3$ . Предскажите структуру этой молекулы.

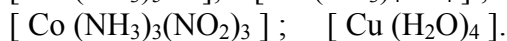
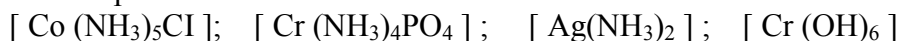
128. Сколько граммов щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  необходимо взять для приготовления 400 мл 0,2 н раствора?

129. В каких из приведенных ниже уравнений реакций соединения железа являются окислителями, в каких восстановителями? Допишите уравнения реакций методом электронного баланса, подберите коэффициенты.

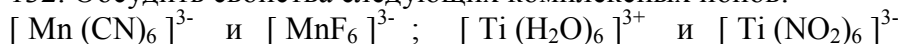


130. Какую массу гидроксида кальция следует прибавить к 162 г 5%-ного раствора гидрокарбоната кальция для образования средней соли.

131. Найти заряды комплексных частиц и указать среди них катионы, анионы и неэлектролиты:



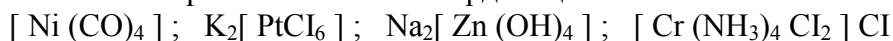
132. Обсудить свойства следующих комплексных ионов:



Алгоритм ответа:

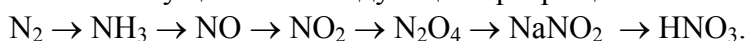
- 7) число электронов на d- подуровне невозбужденного атома;
- 8) число электронов на d- подуровне иона;
- 9) тип гибридизации и пространственная структура;
- 10) тип лигандов (сильное поле, слабое поле);
- 11) внешнесферный и внутрисферный комплексный ион;
- 12) магнитные свойства иона.

133. В следующих комплексах определите заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя и его координационное число:



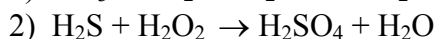
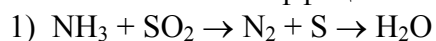
Дайте название указанным комплексным соединениям.

134. Как осуществить следующие превращения:



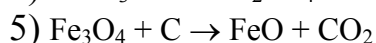
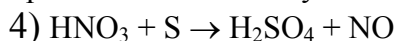
Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и укажите условия, при которых происходит эти реакции.

135. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса в следующих схемах:



136. Объяснить, почему ионы  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$  и  $[Co(CN)_6]^{3-}$  диамагнитны, а ионы  $[CoF_6]^{3-}$  и  $[Co(H_2O)_6]^{3+}$  парамагнитны? Каковы магнитные свойства ионов  $[Co(NH_3)_6]^{2+}$  и  $[CoF_6]^{4-}$ ?

137. Расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса, в уравнениях представленных следующими схемами:



**Критерии оценки:**

Критерии	Оценка (баллы по МРС), уровень
Правильно понято задание, составлен алгоритм решения задачи, в логике рассуждения и решении нет ошибок, получен верный ответ, задача решена рациональным способом.	«зачтено», повышенный уровень
Задание понято правильно, в логике рассуждения нет существенных ошибок, но допущена существенная ошибка в математических расчетах.	«зачтено», пороговый уровень
имеются существенные ошибки в логике рассуждения и решении, задача не решена.	«незачтено», уровень не сформирован