

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Утверждено на заседании
УМС ИАТЭ НИЯУ МИФИ
Протокол от 25.05.2025
№ 1-08/2025

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

название дисциплины

для студентов направления подготовки

04.03.01 Химия

код и название

образовательная программа

Аналитическая химия

Форма обучения: очная

г. Обнинск 2025 г.

Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – является обязательным приложением к рабочей программе дисциплины «Общая и неорганическая химия» и обеспечивает проверку освоения планируемых результатов обучения (компетенций и их индикаторов) посредством мероприятий текущей и промежуточной аттестации по дисциплине.

Цели и задачи фонда оценочных средств

Целью Фонда оценочных средств является установление соответствия уровня подготовки обучающихся требованиям федерального государственного образовательного стандарта.

Для достижения поставленной цели Фондом оценочных средств по дисциплине «Химия» решаются следующие задачи:

- контроль и управление процессом приобретения обучающимися знаний, умений и навыков, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
- контроль и оценка степени освоения компетенций, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
- обеспечение соответствия результатов обучения задачам будущей профессиональной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновационных методов обучения в образовательный процесс в рамках данной дисциплины.

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

В результате освоения ОП бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Код компетенций	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	З- ОПК- 1 - Знать: природу химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов; кинетического и термодинамического подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации; важнейшие свойства неорганических соединений и закономерности их изменения в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе; особенности химического эксперимента по распознаванию важнейших неорганических веществ. У- ОПК- 1 - Уметь: составлять электронные формулы атомов химических элементов, определять их характерные валентности и степени окисления, изменение кислотно-основных и

		окислительно-восстановительных свойств веществ; рассчитывать концентрации веществ в растворах; рассчитывать скорости химических процессов и равновесные состояния обратимых реакций. В- ОПК-1- Владеть: методами безопасной работы в химической лаборатории; взвешивания, измерения объемов и плотностей жидкостей; определения рН растворов; приготовления растворов с заданной концентрацией; качественного химического анализа; количественного (объемного) химического анализа; анализа кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ.
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	З- ОПК-2- Знать: основы строения веществ (атомов, молекул, кристаллов); теоретические основы химических процессов; химические свойства элементов и их соединений; зависимость свойств веществ от их состава и строения, природы химической связи (ионной, ковалентной, металлической); зависимости скорости химической реакции и химического равновесия от различных факторов. У- ОПК-2 - Уметь: рассчитывать тепловые эффекты и оценивать возможность протекания химических процессов; производить расчеты рН растворов кислот, оснований, солей; расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций; рассчитывать ЭДС гальванических элементов. В- ОПК-2 - Владеть: методами химического анализа; техникой постановки физико-химического эксперимента; способностью теоретического осмысления химических и физико-химических явлений; способами проведения самостоятельного поиска химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

1.2. Этапы формирования компетенций в процессе освоения ОП бакалавриата

Компоненты компетенций, как правило, формируются при изучении нескольких дисциплин, а также в немалой степени в процессе прохождения практик, НИР и во время самостоятельной работы обучающегося. Выполнение и защита ВКР являются видом учебной деятельности, который завершает процесс формирования компетенций.

Этапы формирования компетенции в процессе освоения дисциплины:

- **начальный** этап – на этом этапе формируются знаниевые и инструментальные основы компетенции, осваиваются основные категории, формируются базовые умения. Студент воспроизводит термины, факты, методы, понятия, принципы и правила; решает учебные задачи по образцу;
- **основной** этап – знания, умения, навыки, обеспечивающие формирование компетенции, значительно возрастают, но еще не достигают итоговых значений. На этом этапе студент осваивает аналитические действия с предметными знаниями по дисциплине, способен самостоятельно решать учебные задачи, внося коррективы в алгоритм действий, осуществляя коррекцию в ходе работы, переносит знания и умения на новые условия;
- **завершающий** этап – на этом этапе студент достигает итоговых показателей по заявленной компетенции, то есть осваивает весь необходимый объем знаний, овладевает всеми умениями и навыками в сфере заявленной компетенции. Он способен использовать эти знания, умения, навыки при решении задач повышенной сложности и в нестандартных условиях.

Этапы формирования компетенций в ходе освоения дисциплины отражаются в тематическом плане (см. РПД).

1.3. Связь между формируемыми компетенциями и формами контроля их освоения

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Индикатор достижения компетенции	Наименование оценочного средства текущей и промежуточной аттестации
Текущая аттестация, I семестр			
1.	1. Основные понятия в химии 2. Строение атома. Периодический закон 3. Строение вещества и химическая связь	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – 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.	<i>Оценочное средство №3.1 – контрольная работа;</i> <i>Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
2.	4. Основы химической термодинамики 5. Химическая кинетика и химическое равновесие	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических	<i>Оценочное средство №3.2 – контрольная работа;</i>

		экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – 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.	<i>Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
3.	6. Растворы	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – 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.	<i>Оценочное средство №3.3 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
4.	7. ОВР. Электролиз. Электрохимия.	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – 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.	<i>Оценочное средство №3.4 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
экзамен		3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2	<i>Оценочное средство №1</i>
Текущая аттестация, I семестр			

5.	10. Комплексные соединения	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – 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.	<i>Оценочное средство №3.5 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
6.	11. Водород. Вода 12. Элементы VII А группы 13. Элементы VI А группы 14. Элементы V А группы 15. Элементы IV А группы 16. Элементы III А группы 17. Элементы II А группы 18. Элементы I А группы 20. Элементы IV Б группы 22. Элементы VI Б группы 23. Элементы VII Б группы 24. Элементы VIII Б группы 25. Элементы I Б группы 26. Элементы II Б группы	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – 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.	<i>Оценочное средство №3.6 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
Промежуточная аттестация, II семестр			
Экзамен		З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1 З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2 -	<i>Оценочное средство № 2</i>

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

Конечными результатами освоения программы дисциплины являются сформированные когнитивные дескрипторы «знать», «уметь», «владеть», расписанные по отдельным компетенциям, которые приведены в п.1.1. Формирование этих дескрипторов происходит в процессе изучения дисциплины по этапам в рамках различного вида учебных занятий и самостоятельной работы.

Выделяются три уровня сформированности компетенций на каждом этапе: пороговый, продвинутый и высокий.

Уровни	Содержательное описание уровня	Основные признаки выделения уровня	БРС, % освоения	ECTS/Пятибалльная шкала для оценки экзамена/зачета
Высокий <i>Все виды компетенций сформированы на высоком уровне в соответствии с целями и задачами дисциплины</i>	Творческая деятельность	<i>Включает нижестоящий уровень.</i> Студент демонстрирует свободное обладание компетенциями, способен применить их в нестандартных ситуациях: показывает умение самостоятельно принимать решение, решать проблему/задачу теоретического или прикладного характера на основе изученных методов, приемов, технологий	90-100	A/ Отлично/ Зачтено
Продвинутый <i>Все виды компетенций сформированы на продвинутом уровне в соответствии с целями и задачами дисциплины</i>	Применение знаний и умений в более широких контекстах учебной и профессиональной деятельности, нежели по образцу, большей долей самостоятельности и инициативы	<i>Включает нижестоящий уровень.</i> Студент может доказать владение компетенциями: демонстрирует способность собирать, систематизировать, анализировать и грамотно использовать информацию из самостоятельно найденных теоретических источников и иллюстрировать ими теоретические положения или обосновывать практику применения.	85-89	B/ Очень хорошо/ Зачтено
			75-84	C/ Хорошо/ Зачтено
Пороговый <i>Все виды компетенций сформированы на пороговом уровне</i>	Репродуктивная деятельность	Студент демонстрирует владение компетенциями в стандартных ситуациях: излагает в пределах задач курса теоретически и практически контролируемый материал.	65-74	D/Удовлетворительно/ Зачтено
			60-64	E/Посредственно/ Зачтено
Ниже порогового	Отсутствие признаков порогового уровня: компетенции не сформированы. Студент не в состоянии продемонстрировать обладание компетенциями в стандартных ситуациях.		0-59	Неудовлетворительно/ Зачтено

Оценивание результатов обучения студентов по дисциплине осуществляется по регламенту текущего контроля и промежуточной аттестации.

Критерии оценивания компетенций на каждом этапе изучения дисциплины для каждого вида оценочного средства и приводятся в п. 4 ФОС. Итоговый уровень сформированности компетенции при изучении дисциплины определяется по таблице. При этом следует понимать, что граница между уровнями для конкретных результатов освоения образовательной программы может смещаться.

Уровень сформированности компетенции	Текущий контроль	Промежуточная аттестация
высокий	высокий	высокий
	продвинутый	высокий
	высокий	продвинутый
продвинутый	пороговый	высокий
	высокий	пороговый
	продвинутый	продвинутый
	продвинутый	пороговый
	пороговый	продвинутый
пороговый	пороговый	пороговый
ниже порогового	пороговый	ниже порогового
	ниже порогового	-

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

- Итоговая аттестация по дисциплине является интегральным показателем качества теоретических и практических знаний и навыков обучающихся по дисциплине и складывается из оценок, полученных в ходе текущей и промежуточной аттестации.
- Текущая аттестация в семестре проводится с целью обеспечения своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы обучающихся.
- Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины.
- Текущая аттестация осуществляется два раза в семестр:
- контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 8 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 8 неделю учебного семестра.
- контрольная точка № 2 (КТ № 2) – выставляется в электронную ведомость не позднее 16 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 9 по 16 неделю учебного семестра.
- Исключение: текущая аттестация в 8 семестре обучения по образовательным программам бакалавриата, в котором единственная контрольная точка № 1 (КТ

№ 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 6 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 6 неделю учебного семестра.

- Результаты текущей и промежуточной аттестации подводятся по шкале балльно-рейтинговой системы.

Этап рейтинговой системы / Оценочное средство	Неделя	Балл	
		Минимум*	Максимум**
Семестр V			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
Оценочное средство № 3.1	4	5	8
Оценочное средство № 3.2	8	4	7
Оценочное средство № 4	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
Оценочное средство № 3.3	10	5	8
Оценочное средство № 3.4	15	4	7
Оценочное средство № 4	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
Оценочное средство № 1	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100
Семестр VIII			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
Оценочное средство № 3.5	8	9	15
Оценочное средство № 4	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
Оценочное средство № 3.6	15	9	15
Оценочное средство № 4	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
Оценочное средство № 2	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100

* - Минимальное количество баллов за оценочное средство – это количество баллов, набранное обучающимся, при котором оценочное средство засчитывается, в противном случае обучающийся должен ликвидировать появившуюся академическую задолженность по текущей или промежуточной аттестации. Минимальное количество баллов за текущую аттестацию, в т.ч. отдельное оценочное средство в ее составе, и промежуточную аттестацию составляет 60% от соответствующих максимальных баллов.

4. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков

4.1 Типовые вопросы и билеты к экзамену:

Оценочное средство №1(семестр 1)

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

1. Основные понятия химии (атом, молекула, химический элемент, изотопы). Строение атома.
2. Атомная и молекулярная масса. Атомная единица массы. Число Авогадро. Моль. Молярная масса.
3. Основные законы химии: сохранения массы, постоянство состава, закон эквивалентов. Эквивалент. Определение эквивалентной массы различных классов неорганических веществ.
4. Газовые законы: закон Дальтона, закон Авогадро, уравнение Менделеева-Клайперона. Относительная плотность одного газа по другому. Молярный объём.
5. Развитие представлений о строении атома. Электронное строение атома по Бору.
6. Волновые свойства электронов в атоме. Уравнение де Бройля. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
7. Атомные орбитали s-, p-, d-, f- типа. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Правило наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского.
8. Характеристика атома: орбитальный радиус, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность; их изменения в группах и периодах.
9. Периодичность в изменении электронных конфигураций атомов. Периодический закон. Закон Мозли.
10. Структура периодической системы химических элементов и ее связь с электронной структурой атомов. Положение химического элемента в периодической системе как его главная характеристика.
11. Понятие о природе химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, кратность, полярность. Электрический момент диполя.
12. Ковалентная связь, её характеристики. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
13. Современная трактовка понятия «валентность». Максимальная валентность на примере атомов N, F, Cl, Fe, Os.

14. Сигма-, пи-, дельта- связь. Гибридизация. Типы гибридизации атомных орбиталей. Валентные углы. Зависимость пространственного строения молекулы от вида гибридизации.
15. Ионная связь. Степень ионности связи. Водородная связь. Свойства веществ с различным типом связи. Типы кристаллических решеток.
16. Взаимодействия между молекулами: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Энергия вандерваальсова взаимодействия.
17. Скорость химической реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Порядок и молекулярность реакции. Кинетическое уравнение химической реакции. Константа скорости.
18. Скорость реакции I и II порядка. Графическое определение константы скорости реакции.
19. Кинетика гетерогенных реакций. Гетерогенный катализ. Равновесие гетерогенных химических реакций.
20. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Активационный комплекс. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма протекания реакции. Предэкспоненциальный множитель.
21. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
22. Механизм протекания химической реакции. Цепной механизм. Роль оона в атмосфере планеты.
23. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме каталитических реакций. Ингибирование. Каталитические яды.
24. Экзо- и эндотермический реакции. Первый закон термодинамики. Термохимические уравнения. Энтальпия. Закон Гесса.
25. Энтальпия образования. Энергия связи кристаллической решетки. Теплота сгорания. Калорийность пищи.
26. Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях.
27. Свободная энергия Гиббса – критерий самопроизвольности протекания химической реакции (рассмотреть все случаи соотношения ΔH и ΔS).
28. Энергия Гиббса химической реакции. Стандартная энергия Гиббса. Свободная энергия и константа равновесия. Влияние температуры на константу равновесия.
29. Оксиды. Классификация, номенклатура, получение, химические свойства.
30. Основания. Номенклатура, классификация, получение, химические свойства.
31. Кислоты. Номенклатура, классификация, получение, химические свойства.
32. Соли. Классификация, номенклатура, получение, химические свойства.
33. Растворы, их классификация. Идеальный раствор. Способы выражения концентрации растворов. Коэффициент растворимости. Растворимость твердых веществ и газов.
34. Закон Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Закон распределения.
35. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Влияние одноименного иона.
36. Теория сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Уравнение Дебая – Хюккеля. Термодинамическая константа ионизации.
37. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH. Индикаторы. Буферные растворы.
38. Труднорастворимые электролиты. Равновесие осадок – раствор. Произведение растворимости. Влияние одноименного иона.
39. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза. Случаи протекания гидролиза солей. Расчет pH раствора соли слабой кислоты и сильного основания.
40. Пример гидролиза соли слабой кислоты и слабого основания, расчет pH раствора. Необратимый гидролиз.

41. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления, правила её вычисления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация ОВР. Метод полуреакций и метод электронного баланса.
42. Равновесие на границе металл – раствор. Электродный потенциал. Ряд напряжений. Уравнение Нернста.
43. Гальванический элемент. Токообразующая реакция. Электрохимическое равновесие на электродах. Определение направления ОВР.
44. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея. Выход по току. Эквивалент в окислительно-восстановительных реакциях. Электролиз расплавов.
45. Электролиз чистой воды и водных: кислот, щелочей, солей. Конкуренция ОВР на электродах. Инертные и растворимые электроды. Явление перенапряжения. Применение электролиза.
46. Химические источники тока, их характеристики. Гальванический элемент. Топливный элемент. Аккумулятор. Принципы их работы. Расчет ЭДС.
47. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Термодинамика электрохимической коррозии.
48. Защита металлов от коррозии: легирование, защитные покрытия, электрохимическая защита, изменение свойств коррозионной среды.
49. Радиоактивность. Классификация радиоактивного распада. Период полураспада. Радиоактивные ряды. Датировка событий радиоактивным методом.
50. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Синтез элементов. Использование радиоактивных изотопов. Ядерная энергетика. Термоядерный синтез. Дозы облучения.

Оценочное средство №2 (семестр 2)

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

1. Структура комплексных соединений. Классификация и номенклатура.. Типичные комплексообразователи и лиганды.
2. Химическая связь в комплексных соединениях. Диссоциация комплексных соединений, константа нестойкости. Изменение энергии d-орбиталей в поле лигандов. Энергия расщепления, объяснение оптических и магнитных свойств комплексных соединений..
3. Водород. Получение, свойства и применение водорода. Строение и свойства иона оксония. Основные типы гидридов элементов I – VIII группы.

4. Химические свойства воды. Тяжёлая вода, её физические свойства. Получение, свойства и применение водорода. Строение и свойства иона оксония. Основные типы гидридов элементов I-VIII групп.
5. Общая характеристика галогенов. Особенности фтора, его физико-химические свойства. Плавиковая кислота, её физико-химические свойства, получение.
6. Распространённость в природе галогенов, получение галогенов из природных соединений. Физико-химические свойства хлора, брома, йода. Галогеноводороды, получение, свойства.
7. Кислородные соединения галогенов. Окислительные, кислотнo-основные свойства кислородных кислот и их солей, методы их получения.
8. Общая характеристика подгруппы халькогенов, распространённость в природе. Отличительные свойства кислорода, его свойства. Озон. Озониды.
9. Сера, методы получения, физико-химические свойства. Водородные соединения элементов подгруппы серы. Кислородные соединения халькогенов, получение свойства. Серная кислота, получение свойства. Тиосульфат натрия.
10. Подгруппа азота, распространённость в природе, методы получения. Азот, строение молекулы, получение, свойства. Водородные соединения азота, получение свойства.
11. Кислородные соединения азота: оксиды, кислоты. Получение, физико-химические свойства. Азотная кислота, получение, химические свойства. Нитраты, химические свойства, термическое разложение.
12. Фосфор, получения, свойства. Кислородные соединения фосфора. Строения и химические свойства кислот. Фосфин, сравнение с аммиаком. Галогениды фосфора. Фосфорные удобрения.
13. Общая характеристика подгруппы углерода. Аллотропные модификации углерода, строение, свойства. Кислородные соединения углерода, получение свойства. Кремний, получение, химические свойства. Кремневая кислота, силикаты. Производство стекла.
14. S-элементы, нахождение в природе, получение, свойства. Особое положение бериллия. Свойства основных типов соединений: оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Жёсткость воды и методы её устранения. Получение соды.
15. Бор, алюминий, нахождение в природе, получение, свойства. Бораны, строение молекулы диборана. Борная кислота и её соли. Физико-химические свойства алюминия.
16. Германий, олово, свинец. Распространённость в природе, получение, свойства. Оксиды, гидроксиды олова и свинца. Применение.
17. Подгруппа титана: получение, физико-химические свойства, применение. Комплексные соединения.
18. Подгруппа хрома: получение, физико-химические свойства, применение. Кислородные соединения, получение, химические свойства. Сопоставление кислотнo-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в различных степенях окисления. Комплексные соединения.
19. Подгруппа марганца: получение, физико-химические свойства. Сопоставление свойств соединений Mn с различными степенями окисления. Зависимость электродного потенциала от pH среды.
20. Триада железа: железо, кобальт, никель. Распространённость в природе, получение, химические свойства простых веществ. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Комплексные соединения. Ферраты. Карбонилы.
21. Подгруппа меди, нахождение в природе, получение, физико-химические свойства, применение. Сопоставление свойств однотипных соединений (оксиды, гидроксиды, соли) в различных степенях окисления. Комплексные соединения.
22. Подгруппа цинка, нахождение в природе, получение, физико-химические свойства, применение. Сравнение свойств однотипных соединений (оксиды, гидроксиды). Комплексные соединения.
23. Общая характеристика благородных газов. Фториды, кислородные соединения ксенона, получение, физико-химические свойства. Применение благородных газов.

24. Пероксид водорода, пероксиды, надпероксиды и озониды активных металлов.
Получение, химические свойства, применение.

Типовые билеты к экзамену

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Основные понятия химии (атом, молекула, химический элемент, изотопы). Строение атома.
2. Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
$$\text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2

1. Атомная и молекулярная масса. Атомная единица массы. Число Авогадро. Моль. Молярная масса
2. Свободная энергия Гиббса – критерий самопроизвольности протекания химической реакции (рассмотреть все случаи соотношения ΔH и ΔS).
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
$$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 3

1. Основные законы химии: сохранение массы, постоянство состава, закон эквивалентов. Эквивалент. Определение эквивалентной массы различных классов неорганических веществ.
2. Энергия Гиббса химической реакции. Стандартная энергия Гиббса. Свободная энергия и константа равновесия. Влияние температуры на константу равновесия
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-

восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

1. Газовые законы: закон Дальтона, закон Авогадро, уравнение Менделеева- Клайперона. Относительная плотность одного газа по-другому. Молярный объём.
2. Оксиды. Классификация, номенклатура, получение, химические свойства.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 5

1. Развитие представлений о строении атома. Электронное строение атома по Бору.
2. Основания. Номенклатура, классификация, получение, химические свойства.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 6

1. Волновые свойства электронов в атоме. Уравнение де Бройля. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
2. Кислоты. Номенклатура, классификация, получение, химические свойства
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 7

1. Атомные орбитали s-, p-, d-, f- типа. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Правило наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского..
2. Соли. Классификация, номенклатура, получение, химические свойства
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 8

1. Характеристика атома: орбитальный радиус, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность; их изменения в группах и периодах.
2. Растворы, их классификация. Идеальный раствор. Способы выражения концентрации растворов. Коэффициент растворимости. Растворимость твердых веществ и газов.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 9

1. Периодичность в изменении электронных конфигураций атомов. Периодический

закон.

2. Закон Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа.

Изотонический коэффициент. Закон распределения.

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{CuCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 10

1. Структура периодической системы химических элементов и ее связь с электронной структурой атомов. Положение химического элемента в периодической системе как его главная характеристика.

2. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Влияние одноименного иона

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 11

1. Понятие о природе химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, кратность, полярность. Электрический момент диполя.

2. Теория сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Уравнение Дебая – Хюккеля. Термодинамическая константа ионизации.

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 12

1. Ковалентная связь, её характеристики. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

2. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH. Индикаторы. Буферные растворы

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{NaNO}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 13

1. Современная трактовка понятия «валентность». Максимальная валентность на примере атомов N, F, Cl, Fe, Os.

2. Труднорастворимые электролиты. Равновесие осадок – раствор. Произведение растворимости. Влияние одноименного иона

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 14

1 Сигма-, пи-, дельта- связь. Гибридизация. Типы гибридизации атомных орбиталей. Валентные углы. Зависимость пространственного строения молекулы от вида гибридизации..

2. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза. Случаи протекания гидролиза солей. Расчет pH раствора соли слабой кислоты и сильного основания

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-

восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 15

1. Ионная связь. Степень ионности связи. Водородная связь. Свойства веществ с различным типом связи. Типы кристаллических решеток.
2. Пример гидролиза соли слабой кислоты и слабого основания, расчет pH раствора. Необратимый гидролиз
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{KNO}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 16

1. Взаимодействия между молекулами: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Энергия вандерваальсова взаимодействия.
2. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления, правила её вычисления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация ОВР. Метод полуреакций и метод электронного баланса
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 17

1. Скорость химической реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Порядок и молекулярность реакции. Кинетическое уравнение химической реакции. Константа скорости.
2. Равновесие на границе металл – раствор. Электродный потенциал. Ряд напряжений. Уравнение Нернста.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 18

1. Скорость реакции I и II порядка. Графическое определение константы скорости реакции.
2. Гальванический элемент. Токообразующая реакция. Электрохимическое равновесие на электродах. Определение направления ОВР.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{Fe} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 19

1. Кинетика гетерогенных реакций. Гетерогенный катализ. Равновесие гетерогенных химических реакций..
2. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея. Выход по току. Эквивалент в окислительно-восстановительных реакциях. Электролиз расплавов.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной

реакции:
 $\text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 20

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Активационный комплекс. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма протекания реакции. Предэкспоненциальный множитель.
2. Электролиз чистой воды и водных: кислот, щелочей, солей. Конкуренция ОВР на электродах. Инертные и растворимые электроды. Явление перенапряжения. Применение электролиза
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{Fe} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 21

1. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
2. Химические источники тока, их характеристики. Гальванический элемент. Топливный элемент. Аккумулятор. Принципы их работы. Расчет ЭДС
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 22

1. Механизм протекания химической реакции. Цепной механизм. Роль озона в атмосфере планеты.
2. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Термодинамика электрохимической коррозии.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\dots \text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 23

1. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме каталитических реакций. Ингибирование. Каталитические яды.
2. Защита металлов от коррозии: легирование, защитные покрытия, электрохимическая защита, изменение свойств коррозионной среды.
3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:
 $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

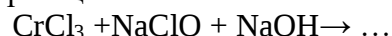
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 24

- 1 Экзо- и эндотермические реакции. Первый закон термодинамики. Термохимические

уравнения. Энтальпия. Закон Гесса..

2. Радиоактивность. Классификация радиоактивного распада. Период полураспада. Датировка событий радиоактивным методом

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:

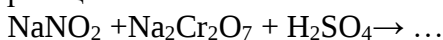


ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 25

1. Энтальпия образования. Энергия связи кристаллической решетки. Теплота сгорания. Калорийность пищи.

2. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Синтез элементов. Использование радиоактивных изотопов. Ядерная энергетика. Термоядерный синтез. Дозы облучения

3. Используя метод электронно-ионного баланса, составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции; вычислите ЭДС и свободную энергию Гиббса данной реакции:



Составитель _____ В.А.Колодяжный

билеты к экзамену, 2 семестр:

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная
программа **«Аналитическая химия»**

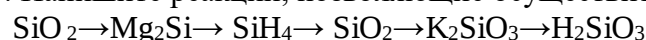
Дисциплина **Общая и неорганическая химия**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Структура комплексных соединений. Классификация и номенклатура. Типичные комплексообразователи и лиганды.

2. Общая характеристика подгруппы углерода. Аллотропные модификации углерода, строение, свойства. Кислородные соединения углерода, получение свойства.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:



ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2

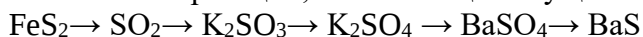
1. Химическая связь в комплексных соединениях. Диссоциация комплексных соединений, константа нестойкости.

2. S-элементы, нахождение в природе, получение, свойства. Особое положение бериллия.

Свойства основных типов соединений: оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Жесткость

воды и методы её устранения.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:

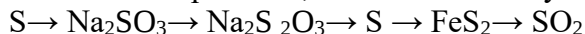


ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 3

1. Водород. Изотопы водорода. Получение, свойства и применение водорода. Строение и свойства иона оксония.

2. Олово, свинец. Распространённость в природе, получение, свойства. Оксиды, гидроксиды олова и свинца. Применение.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:

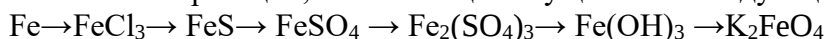


ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

1. Химические свойства воды. Тяжёлая вода, её физические свойства. Основные типы гидридов элементов I-VIII групп.

2. Общая характеристика галогенов. Особенности фтора, его физико-химические свойства. Плавиковая кислота, её физико-химические свойства, получение.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения

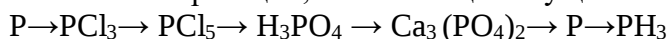


ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 5

1. Распространённость в природе галогенов, получение галогенов из природных соединений. Физико-химические свойства хлора, брома, йода. Галогеноводороды, получение, свойства.

2. Подгруппа хрома: получение, физико-химические свойства, применение. Кислородные соединения, получение, химические свойства. Комплексные соединения.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения

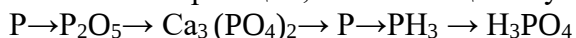


ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 6

1. Кислородные соединения галогенов. Окислительные, кислотно-основные свойства кислородных кислот и их солей, методы их получения.

2. Пероксид водорода, получение, химические свойства, применение.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения

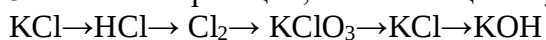


ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 7

1. Общая характеристика подгруппы халькогенов, распространённость в природе. Отличительные свойства кислорода, его свойства. Озон. Озониды.

2. Триада железа: железо, кобальт, никель. Распространённость в природе, получение, химические свойства простых веществ.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения



ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 8

1. Сера, методы получения, физико-химические свойства. Водородные соединения элементов подгруппы серы.

2. Алюминий, получение, физико-химические свойства алюминия и его соединений.

3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 9

1. Подгруппа азота, распространенность в природе, методы получения. Азот, строение молекулы, получение, свойства. Аммиак, получение, физико-химические свойства.
2. Кремний, получение, химические свойства. Кремниевая кислота, силикаты. Производство стекла.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 10

1. Оксиды азота, получение, физико-химические свойства. Азотистая кислота, получение, химические свойства. Нитриты.
2. Алюминий, получение, физико-химические свойства алюминия и его соединений.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KOH}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 11

1. Фосфор, получение, свойства. Кислородные соединения фосфора. Строения и химические свойства кислот.
2. Доменный процесс. Получение сталей.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:
 $\text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 12

1. Физико-химические свойства алюминия. Получение алюминия. Свойства его оксидов и гидроксидов.
2. Основные типы гидридов элементов I – VIII группы. Вода, её физико-химические свойства. Кристаллогидраты. Тяжелая вода.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:
 $\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 13

1. Кислородные соединения халькогенов, получение свойства. Серная кислота, получение свойства. Тиосульфат натрия.
2. Оксиды и гидроксиды подгруппы железа. Важнейшие соли, получение. Ферраты. Качественные реакции на катионы железа.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KOH}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 14

1. Аммиак, получение, химические свойства.
2. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Комплексные соединения. Ферраты. Карбонилы.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 15

1. Азотистая кислота, получение, физико-химические свойства. Нитриты.
2. Триада железа: железо, кобальт, никель. Распространённость в природе, получение, химические свойства простых веществ.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 16

1. Азотная кислота, получение, химические свойства. Нитраты, химические свойства, термическое разложение.
2. Комплексные соединения элементов подгруппы железа. Ферраты. Карбонилы. Качественные реакции на катионы железа.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KOH}$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 17

1. Фосфин, сравнение с аммиаком. Галогениды фосфора. Фосфорные удобрения.
2. Оксиды и гидроксиды подгруппы железа. Получение, химические свойства.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:
 $\text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 18

1. Кремний, получение, химические свойства. Кремниевая кислота, силикаты. Получение стекла.
2. Равновесие кислородных соединений хрома (VI) в зависимости от кислотности среды. Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в различных степенях окисления.
3. Напишите реакции, позволяющие осуществить следующие превращения
 $\text{P} \rightarrow \text{PCl}_3 \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{PH}_3$

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

Оценка	Критерии оценки
Отлично 36-40	Студент должен: - продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала; - исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал; - правильно формулировать определения; - продемонстрировать умения самостоятельной работы с литературой; - уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
Хорошо 30-35	Студент должен: - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала; - продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно излагать материал;

	- продемонстрировать умение ориентироваться в литературе; - уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
Удовлетворительно 24-29	Студент должен: - продемонстрировать общее знание изучаемого материала; - показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины; - уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - знать основную рекомендуемую программой учебную литературу.
Неудовлетворительно 23 и меньше	Студент демонстрирует: - незнание значительной части программного материала; - не владение понятийным аппаратом дисциплины; - существенные ошибки при изложении учебного материала; - неумение строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - неумение делать выводы по излагаемому материалу.

в) *Описание шкалы оценивания:* 4х балльная: отлично, хорошо, удовлетворительно, неудовлетворительно. Пересчет шкалы в 100 балльную осуществляется в соответствии с п. 3.4.2. СМК-ПЛ-7.5-06 «Положения о кредитно-модульной системе НИЯУ МИФИ».

4.2 Контрольные работы

Оценочное средство № 3.1

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

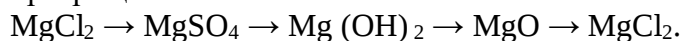
Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Основные понятия в химии. Концентрации».

Вариант 1

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие

превращения:



4. Выразить в процентах концентрацию раствора, содержащего в 250 г воды 50 г глюкозы.
5. Сколько граммов CuSO_4 содержится в 10 мл 0,2 М раствора?
6. Раствор H_2SO_4 содержит 49 г H_2SO_4 в 1 литре. Рассчитать молярность этого раствора.
7. Найти молярность и нормальность 15 % - раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,1$ г/мл).
8. Какой объем 6,0 М раствора HCl надо взять для приготовления 25 мл 2,5 н раствора HCl ?

Вариант 2

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Al}(\text{OH})_3$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
4. Вычислить процентное содержание раствора, содержащего: 60 г AgNO_3 в 750 г воды.
5. Сколько граммов BaCl_2 содержится в 25 мл 0,5 н раствора?
6. Рассчитать S_m и S_n раствора H_2SO_4 с $\rho = 20$ %. Плотность раствора 1,15 г/мл.
7. Сколько миллилитров 0,5 н раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора?
8. Сколько миллилитров 10 %- раствора карбоната натрия, плотность которого 1,105 г/мл, надо прибавить к 1 л 2 %- раствора, плотность которого 1,020 г/мл, чтобы получить 3 %- раствор?

Вариант 3

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:
 $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
4. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 50 г 3 %- раствора хлорида натрия?
5. Вычислить молярную и нормальную концентрацию раствора сульфата калия, в 20 мл которого содержится 1,74 г растворенного вещества.
6. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25 М раствора?
7. Рассчитать S_m раствора с массовой долей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 20 % и плотностью 1,23 г/см³.
8. Какой объем 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н раствора?

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

За каждое задание - по 1 баллу. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы.

Суммарный балл – 8.

Оценочное средство № 3.2

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Химическая кинетика», «Химическое равновесие».

Вариант №1

1. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию Cl_2 - от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
2. При 20°C реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта реакция при 50°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?
4. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{C}(\text{г})$ при уменьшении давления всех веществ в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент реакции равен 2.
5. Реакция между газообразными веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации веществ составляют $C_0(\text{A}) = 0,05$ моль/л и $C_0(\text{B}) = 0,05$ моль/л. По истечении некоторого времени концентрация веществ уменьшилась вдвое. Определить, как необходимо изменить температуру, чтобы скорость реакции стала равной первоначальной скорости, если а) температурный коэффициент реакции равен 2, б) энергия активации равна 70 кДж, температура протекания реакции – 27°C?

Вариант №2

1. Реакция между оксидом углерода (II) и хлором протекает по уравнению $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$. Как изменится скорость реакции при увеличении а) концентрации CO в 2 раза; б) концентрации Cl_2 в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?
2. При температуре 30°C реакция протекает за 25 минут, а при 50°C за 4 минуты. Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.
3. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации составляют $C_0(\text{A}) = 0,03$ моль/л, $C_0(\text{B}) = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация образовавшегося вещества С станет равна 0,01 моль/л.
4. Энергия активации реакции $\text{O}_3(\text{г}) + \text{NO}(\text{г}) \rightarrow \text{O}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г})$ равна 40 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37°C?

6. Один катализатор снижает энергию активации при 300 К на 20 кДж/моль, а другой - на 40 кДж/моль. Какой катализатор эффективнее? Ответ обосновать расчетом отношения скоростей реакций при использовании того или иного катализатора.

Вариант №3

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

2. При температуре 20°C реакция протекает за 25 минут, а при 40°C за 4 минуты. Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.

3. При 20°C скорость химической реакции равна 0,04 моль/(л*с). Рассчитать скорость этой реакции при 70°C, если известно, что энергия активации равна 70 кДж/моль.

4. Реакция между газообразными веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации веществ составляют $C_0(\text{A}) = 0,05$ моль/л и $C_0(\text{B}) = 0,05$ моль/л. По истечении некоторого времени концентрация веществ уменьшилась вдвое. Определить, как необходимо изменить температуру, чтобы скорость реакции стала равной первоначальной скорости, если температурный коэффициент реакции равен 2.

5. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 300 К в 10 раз больше, чем при 280 К.

Вариант №4

1. Реакция между оксидом углерода (II) и хлором протекает по уравнению $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$. Как изменится скорость реакции при увеличении а) концентрации CO в 2 раза; б) концентрации Cl_2 в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?

2. Скорость реакции при 0°C равна 1 моль/л*с. Вычислить скорость этой реакции при 30°C, если температурный коэффициент скорости равен 3.

3. Реакция проходит в газовой фазе. В реакции участвуют два вещества А и В. Известно, что при увеличении концентрации компонента А в 2 раза скорость возросла в 2 раза, а при увеличении концентрации компонента В в 2 раза скорость увеличилась в 4 раза. Составить уравнение протекающей реакции. Как изменится скорость реакции при увеличении общего давления в 3 раза?

4. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{C}(\text{г})$ при уменьшении давления всех веществ в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

5. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 К до 400 К, если температурный коэффициент 2? Чему равна энергия активации этой реакции?

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 1, 2 задание - 1, 3 задание - 1, 4 задание - 2, 5 задание - 2. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы. Суммарный балл – 7.

Оценочное средство № 3.3

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

Комплект заданий для контрольной работы**Тема: «Электролитическая диссоциация».****Вариант 1**

1. Насыщенный раствор BaCrO_4 содержит $1,5 \cdot 10^{-5}$ моля Ba^{2+} в 1л раствора. Вычислить P_r BaCrO_4 .
2. Произведение растворимости AgBr равно $4,0 \cdot 10^{-13}$. Вычислить концентрацию ионов Ag^+ в насыщенном растворе AgBr .
3. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:
 - а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$
 - б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 - в) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 - г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
 - д) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaJ} \rightarrow \dots$
4. Для 0,2 М раствора некоторой кислоты $\text{pH} = 3$. Найти константу диссоциации этой кислоты.
5. Рассчитать pH 0,3% раствора HClO_4 (плотность раствора 1,002г/мл).

Вариант 2

1. Исходя из произведения растворимости CaCO_3 , найти массу CaCO_3 , содержащую в 100мл его насыщенного раствора. $P_r(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$.
2. Растворимость $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ равна $2,8 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить P_r .
3. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:
 - а) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \dots$
 - б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 - в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 - г) $\text{SrSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$
 - д) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
4. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,02М растворе $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
5. Вычислить степень диссоциации и pH в 0,01М растворе HClO .

Вариант 3

1. Растворимость Ag_2SO_4 равна $2,68 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислить P_r .
2. Произведение растворимости PbCO_3 равно $1,5 \cdot 10^{-13}$. Вычислить массу ионов Pb^{2+} , содержащихся в 1 л насыщенного раствора PbCO_3 , выразив ее в миллиграммах.
3. Составить по три молекулярных уравнения к каждому из молекулярно-ионных уравнений:
 - а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 - б) $\text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 - в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 - г) $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \dots$
 - д) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
4. Вычислить pH 0,2% раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (плотность раствора 1,002г/мл).
5. Рассчитать концентрацию HClO , при которой ее степень диссоциации равна 0,2%. Вычислить pH такого раствора.

Вариант 4

1. $P_r(\text{PbJ}_2)$ при 15 °С равно $8,7 \cdot 10^{-9}$. Вычислить концентрацию ионов Pb^{2+} и J^- в насыщенном растворе PbJ_2 .
2. Растворимость BaCO_3 равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить P_r BaCO_3 .
3. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:



4. Какую массу КОН надо растворить в 1л воды, чтобы pH полученного раствора стал равен 12.

5. Степень диссоциации HBrO в растворе и pH раствора соответственно равны 0,04% и 5,3. Определить концентрацию раствора кислоты и константу ее диссоциации.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание -1, 2 задание - 2, 3 задание -1, 4 задание -2, 5 задание -2. Если задание сделано частично ставится дробные баллы. Суммарный балл – 8.

Оценочное средство № 3.4

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

Комплект заданий для контрольной работы

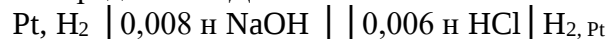
Тема: «Окислительно-восстановительные процессы».

Вариант 1

1. Вычислить потенциал электродной системы, состоящей из медной пластины, опущенной в раствор 0,001 М CuSO_4 .

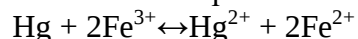
2. Вычислить концентрацию ионов H^+ в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен -236мВ.

3. Определить ЭДС гальванического элемента



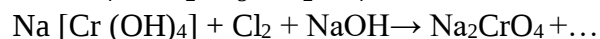
Если $\alpha(\text{NaOH}) = 0,9$; $\alpha(\text{HCl}) = 0,95$

4. В каком направлении будет протекать реакция:



Если $C(\text{Fe}^{3+}) = C(\text{Hg}^{2+}) = 0,01 \text{ М}$; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,001 \text{ М}$.

5. Написать уравнение реакции, определить её ЭДС и ΔG при стандартных условиях:



Вариант 2

1. Вычислить потенциал электродной системы, состоящей из никелевой пластины, опущенной в раствор 0,01 M NiCl_2 .
2. Вычислить в мВ потенциал водородного электрода в растворе 0,005 M HCl .
3. Определить ЭДС гальванического элемента
 $\text{Pt, H}_2 \mid 0,001 \text{ н NaOH} \parallel 0,1 \text{ н NaOH} \mid \text{H}_2, \text{Pt}$
Если $\alpha(0,001 \text{ н NaOH}) = 100\%$; $\alpha(0,1 \text{ н NaOH}) = 0,9$
4. В каком направлении будет протекать реакция:
 $\text{Hg} + 2\text{Ag}^+ \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{Ag}$
Если $C(\text{Ag}^+) = 0,1\text{M}$; $C(\text{Hg}^{2+}) = 0,0001 \text{ M}$.
5. Написать уравнение реакции, определить её ЭДС и ΔG при стандартных условиях:
 $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

Вариант 3

1. Вычислить потенциал электродной системы, состоящей из железной пластины, опущенной в раствор 0,0001 M $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.
2. Вычислить pH растворов, в которых потенциал водородного электрода равен -413 мВ.
3. Определить ЭДС гальванического элемента
 $\text{Fe} \mid 0,1\text{M FeSO}_4 \parallel 0,01 \text{ н NaOH} \mid \text{H}_2, \text{Pt}$
Если $\alpha(\text{FeSO}_4) = 60\%$; $\alpha(\text{NaOH}) = 100\%$
4. В каком направлении будет протекать реакция:
 $\text{Hg} + 2\text{Ag}^+ \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\text{Ag}$
Если $C(\text{Hg}^{2+}) = 0,1\text{M}$; $C(\text{Ag}^+) = 0,0001 \text{ M}$.
5. Написать уравнение реакции, определить её ЭДС и ΔG при стандартных условиях:
 $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 1, 2 задание - 1, 3 задание - 1, 4 задание - 2, 5 задание - 2. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы. Суммарный балл – 7.

Оценочное средство № 3.5

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования

«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ BIOTECHNOLOGIЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Комплексные соединения»

Варианты 1 и 2

1. Для данного комплексного соединения

- 1) определить структуру (комплексный ион, лиганды, внешнюю сферу);
- 2) определить типы химической связи между атомами и частицами;
- 3) написать уравнения первичной диссоциации;
- 4) написать уравнение вторичной диссоциации;
- 5) написать выражение для константы равновесия вторичной диссоциации (K_n);
- 6) дать рациональное название.

№ варианта	Формула комплексного соединения
1	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
2	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$

2. 1) Записать уравнение реакции образования комплексного иона в ионно-молекулярном виде, используя приближенное правило определения координационного числа. Дать рациональное название комплексному иону.

№ варианта	Уравнение реакции получения комплексного иона
1	$\text{Be}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$
2	$\text{Zn}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$

2) Данное комплексное соединение, записанное в нестандартной форме, представить в стандартной форме, используя указанное координационное число. Описать его структуру (комплексообразователь, лиганды и т.д.), дать рациональное название.

№	Комплексное соединение	КЧ	Примечание
1	$\text{KPt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5$	6	
2	$\text{PdCl}_2(\text{NH}_3)_3$	4	

3. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения

№ варианта	Исходные вещества (второе исходное вещество в избытке)	КЧ
1	$\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaOH} \rightarrow$	6
2	$\text{AgBr}\downarrow + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$	2

4. Составить уравнения реакций обмена в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используя справочные значения K_n и Pr , определить направление реакции. (Под индексом 1 - исходные вещества, под индексом 2 – продукты реакции)

Примечание: в процессе реакции происходит замена лигандов или комплексообразователя или образование малорастворимого вещества ($\downarrow$).

№	Исходные вещества	Примечание	
1	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{NiCl}_2$	Замена комплексообразователя и образование осадка	$\text{Pr} = 10^{-8}$ $K_{n1} = 10^{-5}$ $K_{n2} = 10^{-7}$
2	$\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4] + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	Замена комплексообразователя	$K_{n1} = 10^{-8}$ $K_{n2} = 10^{-11}$

5. 1. Константа нестойкости иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М- растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащем в избытке 0,1

моля KCN в литре раствора.

2. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05 М- растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 моля KCN в литре раствора.

Варианты 3 и 4

1. Для данного комплексного соединения

1) определить структуру (комплексный ион, лиганды, внешнюю сферу); 2) определить типы химической связи между атомами и частицами; 3) написать уравнения первичной диссоциации; 4) написать уравнение вторичной диссоциации; 5) написать выражение для константы равновесия вторичной диссоциации (K_n); 6) дать рациональное название.

№ варианта	Формула комплексного соединения
3	$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
4	$\text{Ba}[\text{Cr}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]_2$

2. 1). Записать уравнение реакции образования комплексного иона в ионно-молекулярном виде, используя приближенное правило определения координационного числа. Дать рациональное название комплексному иону.

№ варианта	Уравнение реакции получения комплексного иона
3	$\text{Be}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$
4	$\text{Zn}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$

2). Данное комплексное соединение, записанное в нестандартной форме, представить в стандартной форме, используя указанное координационное число. Описать его структуру (комплексообразователь, лиганды и т.д.), дать рациональное название.

№	Комплексное соединение	КЧ	Примечание
3	$\text{CoCl}(\text{SO}_4) \cdot 5 \text{NH}_3$	6	С раствором BaCl_2 образуется осадок
4	$\text{CoNa}_3(\text{CN})_6$	6	

3. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения

№ варианта	Исходные вещества (второе исходное вещество в избытке)	КЧ
3	$\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaOH} \rightarrow$	6
4	$\text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$	4

4. Составить уравнения реакций обмена в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используя справочные значения K_n и P_r , определить направление реакции. (Под индексом 1 - исходные вещества, под индексом 2 – продукты реакции). Примечание: в процессе реакции происходит замена лигандов или комплексообразователя или образование малорастворимого вещества ($\downarrow$).

№	Исходные вещества	Примечание	
3	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH} + \text{KJ}$	Образование осадка	$K_{n1} = 10^{-5}$ $P_r = 10^{-8}$
4	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{NH}_3$	Замена лигандов	$K_{n1} = 10^{-10}$ $K_{n2} = 10^{-5}$

5. 3. Какова концентрация ионов серебра в 0,05 М- растворе $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_3]$, содержащем, кроме того, 0,05 моля

KCN? Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-}$ составляет $2,8 \cdot 10^{-21}$.

4. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ составляет $3,5 \cdot 10^{-14}$. Сколько граммов серебра содержится в виде ионов 1 л 0,1М- раствора $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, содержащем, кроме того, 25 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в 1л раствора.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

За каждую задачу ставиться – 3 балла. Если задание сделано частично ставится дробные баллы. Суммарный балл – 15.

Оценочное средство № 3.5

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Общая и неорганическая химия

Комплект заданий для контрольной работы

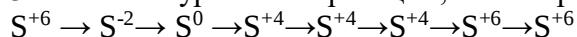
Тема: «Итоговая работа по неметаллам и металлам».

Вариант 1

1. Железный предмет общей площадью поверхности $0,08 \text{ м}^2$ помещен в качестве катода в раствор соли никеля. Какова толщина отложившегося слоя никеля, если его $\rho = 8900 \text{ кг/м}^3$; $I = 3,15 \text{ А}$; $t = 42 \text{ мин}$; $\eta = 90\%$.

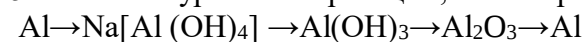
2. Для окисления $4,08 \text{ г}$ галогенида алюминия в растворе H_2SO_4 потребовалось 15 мл раствора KMnO_4 с концентрацией $0,4 \text{ М}$. Установить состав соли.

3. Написать уравнения реакций, иллюстрирующих схему:



4. К $15,68 \text{ л}$ смеси угарного газа и аммиака общей массой 14 г добавили $5,6 \text{ л HCl}$. Найти молекулярную массу газовой смеси по завершении всех реакций. Объёмы газов измерялись при н.у.

5. Написать уравнения реакций, иллюстрирующих схему:



6. К раствору, содержащему $3,92 \text{ г Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили 2 г KOH . Какую массу KOH надо еще добавить, чтобы получить прозрачный раствор?

7. Вычислить количество вещества калия и массу воды, необходимые для приготовления $150 \text{ г } 15\%$ раствора щелочи.

8. Деталь из марганца опустили в раствор SnSO_4 . Через некоторое время масса детали

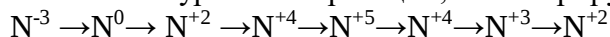
увеличилась на 2,56 г. Какая масса олова выделилась на детали? Какая масса марганца перешла в раствор?

Вариант 2

1. Найдите толщину отложившегося при электролизе на железной проволоке слоя олова ($\rho = 7928 \text{ кг/м}^3$), если длина проволоки 2 м, а её диаметр 0,0004 м. Ток силой 2,5 А в течение 30 мин пропускался через раствор SnCl_2 . Выход по току 93%.

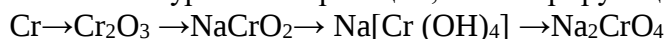
2. Растворимость брома в воде при 20°C равна 3,2 г на 100 г воды. Какую массу бромной воды следует взять для полного вытеснения иода из иодида лития, находящегося в 200 г 2,68% раствора?

3. Написать уравнения реакций, иллюстрирующих схему:



4. Вычислить массу 20% олеума, необходимого для приготовления 200 г 80% раствора серной кислоты.

5. Написать уравнения реакций, иллюстрирующих схему:



6. Какую массу гидрида кальция можно получить из водорода, образующегося при взаимодействии Al массой 18,9 г с избытком щелочи?

7. Смесь сульфида бария и фосфида бария обработали HCl. Образовавшуюся газовую смесь охладили до -20°C . Вычислить плотность смеси при этих условиях.

8. В раствор CuSO_4 массой 248 г поместили порошок магния массой 20 г. Через некоторое время металлический осадок собрали и высушили. Его масса составила 28 г. Определите массовую долю сульфата магния в полученном растворе.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

за задания с 1 по 7 – по 2 балла; 8-1. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы. Суммарный балл – 15.

Время проведения контрольной работы – 60 мин на работу.

4.3 Прием лабораторных работ

Оценочное средство № 4

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ

«Национальный исследовательский ядерный университет
«МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ BIOTECHNOLOGIЙ

Направление	04.03.01 «Химия»
Образовательная программа	«Аналитическая химия»
Дисциплина	Физическая химия

Комплект заданий и вопросов для приема лабораторных работ

1 семестр

Лабораторная работа по теме: «Очистка веществ»

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

- 1.Способы очистки веществ.
- 2.Перекристаллизация.
- 3.Возгонка.
- 4.Высаливание.
- 5.Перегонка.
- 6.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Определение эквивалентной массы карбоната натрия»

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

- 1.Эквивалент. Эквивалентная масса. Фактор эквивалентности.
- 2.Определение эквивалентной массы различных классов неорганических соединений.
- 3.Закон эквивалентов.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по темам: «Объемный химический анализ», «Приготовление растворов».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

- 1.Способы выражения концентраций растворов: массовая доля, молярная концентрация, нормальная концентрация.
- 2.Сущность объемного химического анализа
- 3.Решение задач
4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Скорость химических реакций. Зависимость скорости от концентрации. Зависимость скорости от температуры». «Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе. Влияние катализатора на скорость химических реакций. Смещение химического равновесия обратимых реакций».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

- 1.Гомогенные, гетерогенные реакции. Простые, сложные реакции. Механизм реакции.
2. Скорость химической реакции. Средняя, мгновенная.
- 3.Факторы от которых зависит скорость химической реакции.
4. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Закон действующих масс.
5. Молекулярность. Порядок реакции.
6. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Внт-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
4. Энергия активации. Активированный комплекс. Энергетическая диаграмма химической реакции.
5. Катализ.
6. Обратимые реакции. Химическое равновесие.
7. Закон действующих масс для обратимых рееакций. Константа равновесия.
8. Принцип Ле- Шателье.
9. Решение задач.
10. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Тепловые эффекты химических реакций».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

- 1.Термодинамическая система. Типы систем.
- 2.Внутренняя энергия, теплота, работа.
- 3.Первое начало термодинамики.
- 4.Энтальпия.
- 5.Термохимия. Закон Гесса.
6. Следствия из закона Гесса.

7. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Теплота образования.

8. Решение задач.

9. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Свойства важнейших классов неорганических соединений».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Оксиды. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.

2. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.

3. Основания. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.

4. Соли. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.

5. Составление уравнений реакций проведенных опытов.

6. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Электролитическая диссоциация». «Диссоциация воды. Водородный показатель». «Буферные растворы».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

Электролитическая диссоциация

1. Электролиты. Неэлектролиты.

2. Электролитическая диссоциация. Константа и степень диссоциации.

3. Сильные, слабые электролиты.

4. Диссоциация кислот, оснований, солей.

5. Ионное произведение воды. pH , pOH .

6. Решение задач.

7. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Образование осадков. Произведение растворимости».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Растворимость. Произведение растворимости. Связь молярной растворимости и произведения растворимости.

2. Реакции ионного обмена (РИО). Условия протекания РИО. Уметь писать РИО в молекулярном и ионном виде. Делать вывод о направлении протекания реакции.

3. Решение задач.

4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Гидролиз солей».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Гидролиз солей

2. Типы солей, подвергающихся гидролизу.

3. Написание уравнений гидролиза.

4. Степень, Константа гидролиза.

5. Расчет pH растворов солей.

6. Гидролиз многоосновных солей.

7. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Окислительно-восстановительные реакции». «Количественное определение вещества в растворе методом окислительно-восстановительного титрования».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

1. Процессы окисления, восстановления. Окислитель, восстановитель

2. Уметь уравнивать ОВР методом полуреакций.

3. Типы ОВР.

4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Составление гальванических элементов».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный потенциал.

2. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы.

3. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов.

4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Коррозия металлов».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Коррозия: химическая, электрохимическая.
2. Окислители, восстановители в электрохимической коррозии.
3. Защита от коррозии.
4. Оформление отчета и составление выводов.

2 семестр

Лабораторная работа по теме: «Комплексные соединения». «Определение координационного числа ионов серебра титрованием».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Строение комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.
2. Химическая связь в комплексных соединениях.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Диссоциация комплексных соединений.
5. Решение задач.

Лабораторная работа по теме: «Водород. Пероксид водорода и его производные».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Описать атомы протия, дейтерия и трития. В чём различие этих атомов? Какие изотопы водорода стабильны?
2. Распространенность водорода на Земле и космосе.
3. Как получают водород в промышленности и в лаборатории? Привести уравнения реакций.
4. Физические свойства водорода (агрегатное состояние, растворимость в воде, водородная коррозия стали).
5. Исходя из строения атома водорода: а) указать возможные валентные состояния и степени окисленности водорода; б) описать строение молекулы H_2 с позиций методов ВС и МО; в) обосновать невозможность образования молекулы H_3 .
6. В виде каких ионов может входить водород в состав химических соединений?
7. Почему в периодической системе элементов водород относят как к I, так и к VII группе?
8. Как проверить полученный в лаборатории водород на чистоту?
9. Почему водород и кислород не взаимодействуют при обычной температуре, а при $700^\circ C$ реакция протекает практически мгновенно?
10. Указать различия в свойствах атомарного и молекулярного водорода. Одинаковы ли теплоты сгорания атомарного и молекулярного водорода? Ответ обосновать.
11. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства молекул и ионов водорода. Привести примеры реакций.
12. Как получают гидриды металлов? Составить уравнения реакций: а) получения гидрида кальция; б) взаимодействия его с водой.
13. Промышленное применение водорода.
14. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Галогены». «Определение свободного хлора в водном растворе и в хлорной извести».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

1. Общая характеристика подгруппы галогенов (степени окисления, сродство к электрону, энергия ионизации)
2. Галогены в природе.
3. Физические свойства галогенов (прочность молекул, электроотрицательность)
4. Химические свойства галогенов.
5. Получение и применение галогенов.
6. Соединение галогенов с водородом.
7. Кислородосодержащие соединения галогенов.
8. Какие валентности и степени окисления характерны для элементов галогенов в

различных соединениях?

9. При нагревании иода до определенной температуры при атмосферном давлении он, не плавясь, превращается в пары. Как называется явление перехода твердого вещества непосредственно в газовое состояние?

10. Предложите пять разных способов получения хлора.

11. Какой из галогенов является самым активным и какой — наименее активным восстановителем?

12. Почему в соединениях галогены проявляют, как правило, нечетные степени окисления?

Почему фтор резко отличается по свойствам от других галогенов?

13. Охарактеризуйте физические свойства галогеноводородов.

14. Предложите способы получения всех галогеноводородов.

15. Охарактеризуйте физические свойства простых веществ — галогенов.

16. В каком виде распространены галогены в природе?

17. Как получают хлор в промышленности и в лаборатории?

18. С какими простыми веществами взаимодействуют фтор и хлор?

19. При растворении хлора и брома в воде получают хлорная вода и бромная вода. Почему нельзя приготовить фторную и иодную воду?

20. Какая реакция является *качественной* на обнаружение хлорид-, бромид- и иодид-ионов?

21. Объясните, почему при работе с плавиковой кислотой нельзя пользоваться стеклянной посудой.

22. Как получить хлорную известь, исходя из карбоната кальция, хлорида натрия и воды?

Написать уравнения процессов, которые необходимо для этого осуществить.

23. Назовите известные вам области применения свободного хлора, брома и йода.

24. Охарактеризуйте более подробно физические свойства и физиологическое действие хлора.

25. При каких условиях кристаллический иод можно расплавить?

26. Как называются растворы хлороводорода и фтороводорода в воде?

27. Как отличить раствор соляной кислоты от раствора плавиковой? Предложите два способа.

28. Как изменяются кислотные свойства в рядах $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ и $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$?

29. Назовите возможные области использования хлорной (белильной) извести. Приведите структурную формулу хлорной извести.

30. Исходя из строения атомов галогенов, указать, какие валентные состояния характерны для фтора, брома и йода. Какие степени окисленности проявляют галогены в своих соединениях?

31. Дать сравнительную характеристику атомов галогенов, указать: а) характер изменения первых потенциалов ионизации; б) характер энергии сродства к электрону.

32. Написать уравнения реакции взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).

33. Из каких материалов можно изготовить аппаратуру для получения фтороводорода?

34. Могут ли галогеноводороды в каких-либо реакциях играть роль окислителя? Дать мотивированный ответ.

35. Энергия диссоциации молекул галогенов по схеме $\text{Г}_2 \leftrightarrow 2\text{Г}$ составляет для фтора, хлора, брома и йода соответственно 155, 243, 190, 149 кДж/моль. Объяснить наибольшую прочность молекул хлора.

36. Действием каких галогенов можно выделить свободный бром из растворов: а) бромида калия; б) бромата калия? Дать мотивированный ответ, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов.

37. Как изменяются в ряду $\text{HOCl} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$: а) устойчивость; б) окислительные свойства; в) кислотные свойства.

38. Дать сравнительную характеристику свойств образуемых галогенами простых веществ, указав характер изменения: а) стандартных энтальпий диссоциации молекул Г_2 ; б) агрегатного состояния простых веществ при обычной температуре и давлении; в)

- окислительно-восстановительных свойств. Назвать причины, вызывающие эти изменения.
39. Привести примеры возможных реакций галогенов друг с другом. Указать степени окисленности галогенов в продуктах реакций.
40. Дать сравнительную характеристику свойств галогеноводородов, указав характер изменения: а) температур кипения и плавления; б) термической устойчивости; в) восстановительных свойств. Объяснить наблюдаемые закономерности.
41. Указать способы получения галогеноводородов. Почему HI нельзя получить способами, применяемыми для получения HCl?
42. В каких сосудах хранят водный раствор фтороводорода? Как называют такой раствор?
43. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду $\text{HOCl} - \text{HOBr} - \text{HOI}$?
44. Как получить хлорную известь, исходя из карбоната кальция, хлорида натрия и воды? Написать уравнения процессов, которые необходимо осуществить. Какие при этом получают побочные продукты?
45. Написать электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод могут проявлять степень окисления -1, +7, +5, +3, +1, а фтор только -1?
46. Как изменяется прочность связи между атомами в ряду $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$. Чем это объясняется?
47. Как изменяется энергия ионизации и сродство к электрону в ряду $\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}, \text{At}$. Чем это объясняется?
48. В какой степени окисления иод может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Написать формулы соответствующих соединений.
49. Написать схему химического равновесия в растворе хлорной воды. Действием каких веществ на хлорную воду можно доказать присутствие в ней: а) молекулярного хлора; б) иона хлора; в) в каком направлении сместится равновесие при добавлении щелочи?
50. Написать уравнения реакций получения хлороводорода тремя различными способами.
51. Как изменяется прочность химической связи в ряду $\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$? Чем это объясняется?
52. Какой тип химической связи преимущественно имеет место в молекулах галогеноводородов, галогенидов щелочных металлов и оксидов галогенов?
53. Почему молекулы галогенов двухатомны?
54. В какой степени окисления галогены могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные; в) окислительные и восстановительные? Написать соответствующие электронные формулы для хлора и йода.
55. Написать уравнение реакции, протекающей при растворении фтора в воде. Можно ли приготовить «фторную воду» аналогично хлорной?
56. Какой из галогеноводородов является наиболее сильным восстановителем? Какой – наиболее слабым? Пользуясь таблицей электродных потенциалов, указать один из окислителей, которым можно окислить: а) KI, не окисляя KBr; б) KBr, не окисляя KCl? Написать соответствующие уравнения.
57. Какими галогенами можно вытеснить Br_2 из растворов: а) KBr; б) KBrO_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций, указать окислитель и восстановитель в каждом случае.
58. Написать формулы оксидов хлора в степени окисления хлора I, III, V, VII и соответствующих им кислот. Дать название кислот и указать, как последовательно изменяются их электролитическая сила, устойчивость и окислительные свойства.
59. С какими металлами может реагировать хлороводородная кислота? Влияет ли изменение концентрации этой кислоты на характер реакции с металлами? Ответ мотивировать.
60. Действием какого реактива можно разделить AgI и AgCl , находящиеся в смеси?
1) H_2SO_4 ; 2) HNO_3 ; 3) NH_3 – раствор; 4) KBr; 5) KOH.
61. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Сера и ее соединения». «Серная кислота и ее свойства». «Синтез тиосульфата натрия».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

1. Какова общая конфигурация внешнего электронного слоя у атомов халькогенов?
2. Какие степени окисления может иметь кислород в своих соединениях? Какая из степеней окисления для него наиболее характерна?
3. Сколько стабильных изотопов имеет кислород?
4. Назовите природные процессы, в результате которых в атмосфере Земли образуется озон.
5. С какими простыми веществами кислород непосредственно не взаимодействует?
6. Какая реакция является качественной на сероводородную кислоту и её растворимые соли?
7. Чем отличается действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы?
8. Какие валентности имеют в своих соединениях кислород и сера? Почему кислород не проявляет переменной валентности?
9. Перечислите аллотропные модификации, которые образуют кислород и сера? Какие из модификаций термодинамически наиболее устойчивы?
10. Дайте своё объяснение, почему кислород и озон при обычных условиях – газы, а сера – твёрдое вещество?
11. Почему возможное разрушение озонового слоя Земли (даже частичное) вызывает огромное беспокойство экологов и врачей?
12. Какие реакции принято называть реакциями горения?
13. Приведите по два примера реакций с участием SO_2 , в которых степень окисления серы:
а) повышается; б) понижается; в) не изменяется.
14. Какая из кислот является более сильной и почему: а) H_2SO_4 или H_2SO_3 , б) H_2SO_4 или H_2SeO_4 ?
15. Обсудите возможность взаимодействия между следующими веществами:
сульфидом аммония и сульфатом алюминия в водной среде;
сульфидом железа (II) и серной кислотой;
оксидом серы (IV) и фенолятом натрия;
сульфатом железа (III) и магнием.
16. Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия, в которых они протекают.
17. Как получают кислород в промышленности?
18. Приведите примеры уравнений реакций, в которых сера выступает: а) в качестве окислителя; б) в качестве восстановителя.
19. Охарактеризуйте отношение серы к кислотам и щелочам составьте уравнения соответствующих реакций.
20. Написать электронные формулы атомов серы, селена, теллура в невозбужденном и возбужденном состояниях.
21. Как изменяется потенциал ионизации и сродство к электрону в ряду S- Se- Te- Po? Чем это объясняется?
22. Промышленные и лабораторные способы получения кислорода.
23. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении:
а) серной кислоты; б) нитрата свинца; в) щелочи?
24. Указать, будут ли протекать следующие реакции, и написать соответствующие уравнения:
а) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{S} =$
б) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Ag} =$
в) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{Ag} =$
г) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{Zn} =$
25. Что будет происходить в растворе сульфида натрия при добавлении: а) соляной кислоты; б) азотной кислоты? Составить уравнения протекающих реакций.
26. Дать сравнительную характеристику водородных соединений элементов главной подгруппы VI группы, указав и объяснив характер изменения: а) термической устойчивости; б) температур плавления и кипения; в) кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Какие из этих соединений могут быть получены

взаимодействием водорода с соответствующим простым веществом?

27. Как и почему изменяются кислотные свойства в ряду серная – селеновая – теллуровая кислота? Как изменяются в этом ряду окислительные свойства?

28. Какова реакция среды в растворах:

а) Na_2S ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) NaHS ?

29. Серная кислота и её свойства. Промышленное получение серной кислоты.

30. Составить уравнения реакций: а) концентрированной H_2SO_4 с магнием и с серебром; б) разбавленной H_2SO_4 с железом.

31. Исходя из строения атомов серы, селена и теллура, указать, какие валентные состояния и степени окисленности характерны для этих элементов. Каковы формулы их высших гидроксидов? Ответ пояснить.

32. Какие водородные соединения образует сера? Как они получают? Каково их строение? Какие степени окисленности проявляет сера в этих соединениях?

33. Оксиды серы, их свойства, получение.

34. Почему сульфид цинка растворяется в соляной кислоте, а сульфид меди – нет? В какой кислоте можно растворить сульфид меди?

35. По каким свойствам можно отличить сульфит натрия от тиосульфата натрия? Привести уравнение реакций.

36. Какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляет сернистая кислота при её взаимодействии: а) с магнием; б) с сероводородом; в) с йодом? Какой из входящих в её состав ионов обуславливает эти свойства в каждом из указанных случаев?

37. Какова реакция среды в растворе сульфида аммония: а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?

38. Какие из перечисленных соединений вступили в реакцию с тиосульфатом натрия:

а) HCl ; б) NaCl ; в) NaI ; г) I_2 ; д) KMnO_4 , если при этом: 1) исходное вещество обесцветилось; 2) выпал осадок; 3) выделился газ?

39. В какой степени окисления сера может быть: а) только окислителем; б) только восстановителем? Написать соответствующие электронные формулы. Привести примеры реакций.

40. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении:

а) хлороводородной кислоты; б) нитрата свинца (II); в) щёлочи?

41. Написать уравнения реакций взаимодействия тиосульфата натрия: а) с хлороводородной кислотой, б) с хлорной водой.

42. Какая соль K_2SO_3 или K_2SeO_3 имеет большую степень гидролиза в водном растворе одинаковой концентрации?

43. Написать уравнения реакций сульфидов: Al_2S_3 , Na_2S .

44. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Азот. Аммиак». «Азотная кислота и ее свойства».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

Дать сравнительную характеристику атомов элементов подгруппы азота, указав: а) электронные конфигурации; б) валентные возможности; в) наиболее характерные степени окисления.

2. Азот в природе. Получение и свойства азота.

3. Описать электронное строение молекулы N_2 с позиции метода ВС.

4. Как называют соединения азота с металлами. Приведите примеры уравнений реакций получения этих соединений и уравнения реакций с участием этих соединений.

5. Описать электронное строение NH_3 , NH_4^+ , N_2O , HNO_2 , HNO_3 . Какова степень окисленности азота в этих соединениях?

6. Привести примеры соединений азота, в молекулах которых имеются связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.

7. Привести примеры реакций, в которых азот играет роль окислителя, и пример реакции, в которой он играет роль восстановителя.

8. Какие соединения азота получают путем непосредственного связывания (фиксации)

свободного атмосферного азота? Привести реакции их получения и указать условия проведения реакций.

9. Аммиак. Получение аммиака в лаборатории и промышленности.

10. Химические свойства аммиака.

11. Привести примеры характерных для аммиака реакций присоединения, замещения водорода и окисления.

12. Как можно разделить смесь газов, состоящую из O_2 и NH_3 .

13. Укажите, с какими из перечисленных веществ реагирует аммиак: карбонат магния, гидрокарбонат аммония, азотная кислота, бромоводород. Напишите уравнения протекающих реакций.

14. Бесцветный газ А с резким характерным запахом, легче воздуха, реагирует с сильной кислотой В, при этом образуется соль С, водный раствор которой не образует осадков ни с хлоридом бария, ни с нитратом серебра. Что из себя представляют вещества А, В, С? Напишите уравнения реакций.

15. Написать уравнения термического разложения следующих солей: $(NH_4)_2CO_3$, NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl , $(NH_4)_2Cr_2O_7$, NH_4NO_2 .

16. Гидразин. Получение, свойства.

17. Гидроксиламин. Получение, свойства.

18. Какими свойствами обладает азидоводород и его соли? Можно ли получить HN_3 непосредственным соединением азота и водорода? Ответ мотивировать.

19. Указать способы получения оксидов азота. Почему прямым синтезом из N_2 и O_2 может быть получен только NO ? Почему заметный выход NO при взаимодействии N_2 и O_2 наблюдается лишь при высоких температурах?

20. Описать химические свойства N_2O и NO . К какому классу оксидов они относятся?

21. Что представляет собой бурый газ, выделяющийся при действии концентрированной азотной кислоты на металлы? Почему его окраска усиливается при повышении температуры и ослабляется при ее понижении? Составить уравнения реакций, происходящих при растворении этого газа в воде и растворе щелочи.

22. Как можно выделить азот из его смеси с NO_2 ? Приведите уравнения реакции.

23. какова реакция среды в растворах нитрата натрия, нитрата аммония, нитрита натрия, нитрита аммония? Какие из перечисленных солей взаимодействуют в подкисленном серной кислотой растворе: а) с йодидом калия; б) с перманганатом калия? Написать уравнения перечисленных реакций.

24. Дождевая вода в грозу содержит немного азотной кислоты. В результате каких реакций она образовалась?

25. Азотная кислота. Получение, свойства.

26. Написать уравнения взаимодействия азотной кислоты с цинком, магнием, медью, серой, углем, йодом. От чего зависит состав продуктов восстановления азотной кислоты?

27. Азотистая кислота. Получение, свойства.

28. Написать уравнение реакции диспропорционирования азотистой кислоты.

29. Какова термическая устойчивость нитратов и нитритов? Что происходит при нагревании следующих солей:

$NaNO_3$, $Pb(NO_2)_2$, NH_4NO_3 , $NaNO_2$, $Pb(NO_3)_2$, $AqNO_3$, NH_4NO_3 ? Написать уравнения протекающих реакций.

30. Что называется царской водкой? Какими свойствами она обладает? Написать уравнение реакции взаимодействия царской водки с золотом.

31. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Фосфор. Сурьма. Висмут».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Фосфор в природе. Получение фосфора.

2. Аллотропные модификации фосфора, их получение, химические свойства.

3. Фосфин. Получение, химические свойства.

4. Соединения фосфора с галогенами, получение.

5. Оксиды фосфора. Получение, химические свойства.

6. Кислоты. Получение, химические свойства.

7. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Углерод. Кремний». «Германий. Олово. Свинец».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

1. Углерод в природе.

2. Аллотропия углерода (гибрид. углерода в алмазе и графите). Электропроводность и электропроводность графита.

3. Химические свойства углерода. Карбиды.

4. Диоксид серы (получение в пром. и лаборатории, физ. св-ва, применение).

Угольная кислота. Соли угольной кислоты, получение. Получение соды.

5. Оксид углерода (II), физические свойства, электронное строение, получение, химические свойства. Карбонилы металлов. Окислительно-восстановительные свойства.

6. Соединения углерода с серой и азотом.

7. Кремний в природе. Получение свойства кремния.

8. Соединения кремния с водородом и галогенами. Гидролиз хлорида кремния и фторида кремния.

9. Диоксид кремния.

10. Кремниевые кислоты и их соли.

11. Олово, получение, химические свойства.

12. Свинец, получение, химические свойства.

13. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по темам: «Щелочные и щелочноземельные металлы». «Жесткость воды».

Вопросы и требования к защите лабораторных работ:

1. Чем объяснить различную последовательность расположения щелочных металлов в ряду напряжений и в периодической системе?

2. Как и почему изменяются основные свойства в ряду $\text{LiOH} - \text{CsOH}$?

3. Чем отличается электролитический способ получения щелочных металлов от электролитического способа получения едких щелочей? Какие электрохимические процессы происходят в том и другом случае?

4. Каково соотношение pH изомолярных растворов NaHSO_3 (pH_1) и Na_2SO_3 (pH_2): а) $\text{pH}_1 > \text{pH}_2$; б) $\text{pH}_1 = \text{pH}_2$; в) $\text{pH}_1 < \text{pH}_2$?

5. При электролизе водного раствора NaOH на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько водорода выделится на катоде:

а) 2,8 л; б) 5,6 л; в) 11,2 л; г) 22,4 л?

5. Рассмотреть особенности строения атомов элементов II группы. Как изменяется первый потенциал ионизации с ростом порядкового номера элементов в главной и побочной подгруппах?

6. Почему первый потенциал ионизации атома бериллия (9,32 В) выше, чем у атома лития (5,39 В) ниже, чем у атома лития (5,39 В)?

7. При растворении в кислоте 7,5 г оксида кальция, содержащего примесь карбоната кальция, выделилось 0,21 л газа (н.у.). Какова массовая доля (%) карбоната кальция в исходной смеси?

8. Закончить уравнения реакций:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

б) $\text{Be} + \text{NaOH} \rightarrow$

в) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

г) $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$

д) $\text{BaO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

9. Привести уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерности гидроксидов бериллия и цинка.

10. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Какие химические реакции происходят при добавлении к жесткой воде: а) Na_2CO_3 ; б) NaOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Рассмотреть случаи постоянной и временной жесткости.

11. В чем заключается ионообменный способ устранения жесткости воды?
12. Вычислить временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 5 мл 0,1 н. раствора HCl.
13. Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов щелочных металлов с ростом порядкового номера элементов? Дать объяснение наблюдающимся закономерностям на основе электронного строения атомов.
14. Чем объясняются различия в свойствах элементов главной и побочной подгрупп I группы?
15. Закончить уравнения реакций:
 - а) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - б) $\text{Li}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - в) $\text{K} + \text{O}_2(\text{избыток}) \rightarrow$
 - г) $\text{KNO}_3 \rightarrow$
16. Какая реакция среды в растворе карбоната калия: а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?
17. Добавление каких из указанных веществ усилит гидролиз карбоната натрия: а) NaOH; б) ZnCl_2 ; в) H_2O ; г) K_2S ?
18. Написать формулы тетрагидроксобериллата калия и тетрафторобериллата натрия. Как можно получить эти соединения?
19. Как и почему изменяются основные свойства гидроксидов металлов главной подгруппы II группы в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$?
20. В чем проявляется сходство химических свойств бериллия и алюминия? Чем объясняется это сходство?
21. Привести уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерности гидроксидов бериллия и цинка.
22. Можно ли получить кальций восстановлением его оксида алюминием? Ответ обосновать расчетом энергии Гиббса реакции.
23. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Какие химические реакции происходят при добавлении к жесткой воде: а) Na_2CO_3 ; б) NaOH; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Рассмотреть случаи постоянной и временной жесткости.
24. Сколько граммов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 2,86 мэкв/л?
25. Смесь хлоридов натрия и калия массой 0,245 г растворили в воде и на полученный раствор действовали раствором нитрата серебра. В результате реакции образовался осадок массой 0,57 г. Вычислите массовые доли (%) NaCl и KCl в смеси.
26. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Алюминий».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Нахождение в природе.
2. Получение.
3. Химические свойства.
4. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия

Лабораторная работа по теме: «Титан».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Нахождение в природе.
2. Получение.
3. Химические свойства.

Лабораторная работа по теме: «Хром. Вольфрам. Молибден».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1. Нахождение в природе.
2. Получение.
3. Химические свойства.
4. Амфотерность оксида и гидроксида хрома.
5. Равновесие между хромат- и дихромат- ионами.
6. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (IV).

7.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Марганец».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1.Нахождение в природе.

2. Получение.

3. Химические свойства.

4. Окислительно-восстановительные свойства перманганат-иона в зависимости от кислотности среды.

5.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Семейство железа».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1.Нахождение в природе.

2. Получение железа. Доменный процесс. Выплавка стали.

3. Химические свойства.

4.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Открытие ионов марганца, железа, кобальта и никеля».

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

1.Выполнение контрольной задачи по открытию катионов марганца, железа, кобальта и никеля.

2.Оформление отчета и составление выводов.

б) Критерии оценивания результатов:

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, знающие правила техники безопасности и разобравшие методику проведения опытов. Защиты лабораторной работы проводится при наличии отчета (с кратким описанием методики проведения опытов, уравнениями реакций, наблюдениями, выводами).

Прием лабораторных работ- собеседование, предусматривающее самостоятельный ответ студента в свободной форме на поставленные вопросы. В качестве вопросов могут использоваться вопросы, входящие, как в план лекционных занятий, так и сформулированные преподавателем дополнительно в соответствии с тематикой лабораторных работ и/или темами, предусмотренными для самостоятельного изучения.

Время приема лабораторной работы – не более 10 мин на работу.

в) Описание шкалы оценивания:

Сумма баллов за все лабораторные работы – 30 баллов (оценивается: допуск к работе, выполнение работы, в том числе составление отчета, защита работы).

Балл 30 – если студент смог продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала, может работать самостоятельно;

Балл 24-29 - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала, при выполнении практических задач необходима небольшая консультация;

Балл 18- 24 продемонстрировать общее знание изучаемого материала, при выполнении практических задач требует основательных консультаций и обязательного присмотра.

ФОС составили:

О.А. Ананьева – доцент отделения биотехнологий, кандидат химических наук