

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

Одобрено на заседании
Ученого совета ИАТЭ НИЯУ МИФИ
Протокол от 24.04.2023 № 23.4

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

«Общая и неорганическая химия»

название дисциплины

для студентов направления подготовки

04.03.01 «Химия»

Шифр, название специальности/направления подготовки

Форма обучения: очная

г. Обнинск 2023 г.

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель изучения дисциплины:

- целью освоения дисциплины является теоретическая и практическая подготовка студентов по основным (фундаментальным) разделам общей и неорганической химии с учетом современных тенденций развития химической науки, что обеспечивает решение выпускником задач будущей профессиональной деятельности.

Задачи изучения дисциплины:

- изучение современных представлений о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в Периодической системе и характера химической связи;
- изучение природы химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов, кинетического и термодинамического подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации;
- изучение важнейших свойств неорганических соединений и закономерностей их изменения в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе.
- объяснение зависимости свойств веществ от их состава и строения; природы химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимости скорости химической реакции и химического равновесия от различных факторов:
- выполнение химического эксперимента по распознаванию важнейших неорганических веществ;
- проведение самостоятельного поиска химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ (далее – ОП) БАКАЛАВРИАТА

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» реализуется в рамках обязательной части, формируемой участниками образовательных отношений, и относится к общепрофессиональному модулю.

Для изучения дисциплины необходимы знания, умения и навыки, сформированные у обучающихся в результате освоения дисциплин общая, неорганическая и органическая химия, физика, математика в объеме средней школы.

Знание химии формирует общую инженерную культуру специалиста, дает возможность глубже понимать любые технологические и экологические процессы. Курс химии является базой для изучения ряда общеобразовательных и общетехнических дисциплин.

Дисциплина изучается на I курсе в I и II семестрах.

3. 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

		<p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p>
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	<p>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.</p> <p>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.</p>

		<p>В- ОПК-2 - Владеть:</p> <p>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).</p>
--	--	---

4. ВОСПИТАТЕЛЬНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ ДИСЦИПЛИНЫ

Направления/цели воспитания	Задачи воспитания (код)	Воспитательный потенциал дисциплин
Профессиональное и трудовое воспитание	- Создание условий, обеспечивающих формирование культуры работы с опасными веществами и при требованиях к нормам высокого класса чистоты (В33)	Использование воспитательного потенциала дисциплины, для - формирования навыков безусловного выполнения всех норм безопасности на рабочем месте, соблюдении мер предосторожности при выполнении исследовательских и производственных задач с опасными веществами, а также в помещениях с высоким классом чистоты посредством привлечения действующих специалистов к реализации учебных дисциплин и сопровождению проводимых у студентов практических работ в этих организациях, через выполнение студентами практических и лабораторных работ.
	- Создание условий, обеспечивающих формирование культуры работ, связанных с проведением химического анализа с использованием современной инструментальной исследовательской базы (В34)	Использование воспитательного потенциала дисциплины, для -формирования навыков соблюдения мер безопасности при работе с реагентами разных классов опасности на современном научно-исследовательском оборудовании, позволяющем проводить высокоточный качественный и количественный химический анализ; - формирования навыков ответственной работы с использованием современной инструментальной аналитической базы; -формирования мотиваций в освоении разнообразной современной инструментальной базы химического анализа; -формирования мотиваций к научно-исследовательской работе в области

		химических наук.
--	--	------------------

5. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ В ЗАЧЕТНЫХ ЕДИНИЦАХ С УКАЗАНИЕМ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ЧАСОВ, ВЫДЕЛЕННЫХ НА КОНТАКТНУЮ РАБОТУ ОБУЧАЮЩИХСЯ С ПРЕПОДАВАТЕЛЕМ (ПО ВИДАМ ЗАНЯТИЙ) И НА САМОСТОЯТЕЛЬНУЮ РАБОТУ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Вид работы	Количество часов на вид работы по семестрам:		
	№ 1	№ 2	Всего
Контактная работа обучающихся с преподавателем			
Аудиторные занятия (всего)	160	160	320
В том числе:			
<i>лекции</i>	64	64	128
<i>практические занятия</i>	32	32	64
<i>лабораторные занятия</i>	64	64	128
Промежуточная аттестация			
В том числе:			
<i>Экзамен</i>	54	36	90
Самостоятельная работа обучающихся	38	92	130
Всего (часы):	216	288	540
Всего (зачетные единицы):	7	8	14

6. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

6.1. Разделы дисциплины и трудоемкость по видам учебных занятий (в академических часах)

Неделя	Наименование раздела /темы дисциплины	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость (в часах)				
		Лек	Пр	Лаб	Внеауд	СРО
1	1.Основные понятия в химии	4	2	8		2
2-3	2.Строение атома. Периодический закон	8	4			2
4-5	3.Строение вещества и химическая связь	8	4			4
6-7	4.Основы химической термодинамики	8	4	4		4
8-9	5.Химическая кинетика и химическое равновесие	8	4	8		4
10-11	6.Растворы	8	4	28		4
12-13	7.ОВР. Электролиз. Электрохимия	8	4	8		4
14-15	8.Основные классы неорганических соединений	8	4	8		4
16	9.Ядерная химия. Радиохимия	4	2			4
	Итого за I семестр	64	32	64		32
1	10.Комплексные соединения	4	2	4		6

2	11.Водород. Вода	2	2	4		4
2-3	12.Элементы VII А группы	6	2	4		6
4-5	13.Элементы VI А группы	6	2	4		6
5	14.Элементы V А группы	6	2	6		6
6	15.Элементы IV А группы	6	2	6		6
7	16.Элементы III А группы	4	2	4		6
8	17.Элементы II А группы	2	2	4		6
8-9	18.Элементы I А группы	2	2	4		6
9	19.Элементы VIII А группы	2	2			6
9	20.Элементы IV Б группы	2	2	4		6
10	21.Элементы V Б группы	2	2	4		6
10-11	22.Элементы VI Б группы	4	2	4		6
11-12	23.Элементы VII Б группы	4	2	4		4
12	24.Элементы VIII Б группы	2	2	4		4
13	25.Элементы I Б группы	4	2	4		4
14	26.Элементы II Б группы	2	2	4		2
16	27.Элементы подгруппы скандия. Лантаноиды	2	1			2
16	28.Актиний и актиноиды	2	1			
	Итого за II семестр	64	32	64		92

Прим.: Лек – лекции, Пр – практические занятия / семинары, Лаб – лабораторные занятия, Внеауд – внеаудиторная контактная работа, СРО – самостоятельная работа обучающихся, ПП – практическая подготовка.

6.2. Содержание дисциплины, структурированное по разделам (темам)

Лекционный курс

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
Семестр I		
1	1.Основные понятия в химии. Основные этапы развития химии. Атомно-молекулярное учение	Химия - одна из фундаментальных наук о природе. Предмет и задачи химии. Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Основные понятия химии (атом, молекула, моль, химический эквивалент, изотопы). Основные законы химии (постоянства состава вещества, закон эквивалентов, сохранения массы). Газовые законы (закон Дальтона, закон Авогадро и следствие из него, уравнение Менделеева - Клапейрона). Нестехиометрические соединения.
2-3	2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева	Развитие представлений о строении атома. Волновая природа электрона. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принцип Паули. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Правило Клечковского. Правило Хунда. Правило наименьшей энергии. Закон Мозли. Характеристика атома: орбитальный радиус, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность. Периодичность в изменении электронных конфигураций атомов. Периодический закон.

		<p>Периодическая система химических элементов. Структура периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов. Периоды и группы. Коротко- и длиннопериодный варианты периодической таблицы. Периодичность в изменении величины радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов. Положение химического элемента в периодической системе как его главная характеристика.</p>
4-5	<p>3. Строение и свойства вещества. Химическая связь.</p>	<p>Понятие о природе химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, кратность. Дипольный момент связи. Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная) связь. Ионная связь. Свойства веществ с различным типом связи. Основные положения и недостатки метода валентной связи (ВС). Валентность. Типы гибридизации атомных орбиталей, валентные углы.</p> <p>Химическая связь в комплексных (координационных) соединениях. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Типичные комплексообразователи и лиганды. Диссоциация комплексных соединений, константа устойчивости (нестойкости). Изменение энергии орбиталей в поле лигандов. Энергия расщепления, энергия спаривания, объяснение оптических и магнитных свойств комплексных соединений.</p> <p>Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Вальса). Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь, влияние водородной связи на свойства веществ с молекулярной структурой.</p> <p>Агрегатные состояния вещества: твердое, жидкое, газообразное. Кристаллическое и аморфное состояния. Кристаллическая решетка, дефекты структуры.</p>
6-7	<p>4. Основы химической термодинамики.</p>	<p>Задачи химической термодинамики. Понятия: система, параметры состояния, термодинамическое равновесие, обратимые и необратимые процессы. Экзо- и эндотермические реакции.</p> <p>Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Теплота и работа различного рода. Энтальпия. Стандартное состояние и стандартные теплоты химических реакций. Теплота и энтальпия образования. Термохимические уравнения. Закон Гесса, термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Энергия химической связи. Энергия кристаллической решетки. Теплота сгорания топлива.</p> <p>Второй закон термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Свободная энергия Гиббса химической реакции. Критерии самопроизвольного протекания процессов в изолированных и открытых системах.</p> <p>Обратимость химических реакций. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических</p>

		реакций. Связь энергии Гиббса с константой равновесия. Влияние температуры на константу равновесия.
8-9	5.Химическая кинетика. Катализ. Химическое равновесие.	<p>Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость гомогенной химической реакции. Закон действия масс. Константа скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Химические реакции в гетерогенных системах.</p> <p>Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме каталитических реакций. Автокатализ. Ингибиторы. Каталитические яды.</p> <p>Механизм протекания химических реакций. Реакции первого и второго порядка. Инициирование реакций с помощью ультрафиолета, ионизирующего излучения и т.д.. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константы химического равновесия, её связь с константами скорости прямой и обратной реакций. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье</p>
10-11	6.Растворы.	<p>Дисперсные системы. Истинные и коллоидные растворы. Общие свойства растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость веществ, коэффициент растворимости. Способы выражения концентраций растворов. Понятие об идеальном растворе. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа.</p> <p>Растворы электролитов. Изотонический коэффициент. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Закон разбавления Освальда. Теория сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Уравнение Дебая-Хюккеля.</p> <p>Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения рН. Буферные растворы. Расчет рН буферных растворов. Индикаторы.</p> <p>Гидролиз солей. Ионные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза. Расчет рН и степени гидролиза. Необратимый гидролиз. Труднорастворимые электролиты. Равновесие «осадок-раствор». Произведение растворимости.</p>
12-13	7. Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические реакции. Электролиз.	<p>Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления, правила ее определения. Важнейшие окислители и восстановители. Метод электронного баланса и метод полуреакций. Направление окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>Равновесие на границе металл-раствор, двойной электрический слой. Электродный потенциал. Водородный</p>

		<p>электрод. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. ЭДС гальванического элемента. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Законы Фарадея. Применение электролиза. Инертные и растворимые электроды. Потенциал разложения. Явление перенапряжения.</p> <p>Электрохимическая коррозия металлов. Химические источники электрического тока: гальванический элемент, топливный элемент, аккумуляторы.</p>
14-15	8. Основные классы неорганических веществ.	<p>Оксиды, основания, кислоты, соли: номенклатура, классификация, химические свойства, методы получения. Тривиальные названия кислот и их солей. Генетическая связь между различными классами неорганических соединений.</p>
16	9. Ядерная химия и радиохимия	<p>Естественная радиоактивность, ядерный распад. Радиоактивные ряды. Ядерные реакции, искусственный синтез элементов. Период полураспада. Использование радиоактивных изотопов. Датирование событий при помощи радиоактивного углерода. Возраст Земли, возраст жизни на Земле. Обнаружение радиоактивного излучения. Доза излучения.</p> <p>Ядерная энергетика. Атомные реакторы. Термоядерный синтез. Химические свойства радиоактивных элементов: торий, уран, плутоний.</p>
Семестр II		
1	10. Комплексные соединения.	<p>Строение, номенклатура, координационное число и пространственное строение комплексов по методу валентных связей. Диамагнетизм и парамагнетизм, окраска комплексных соединений с точки зрения теории кристаллического поля.</p> <p>Диссоциация комплексных соединений, константа нестойкости (устойчивости) комплексных ионов. Вычисление равновесных концентраций в растворах, содержащих комплексные соединения. Разрушение комплексных ионов.</p>
2	11. Водород. Вода.	<p>Изотопы водорода. Строение и свойства иона оксония H_3O^+. Основные типы гидридов элементов I-II групп. Получение, свойства и применение водорода. Строение и свойства твердой, жидкой и газообразной воды. Химические свойства воды. Тяжелая вода, ее физические свойства.</p>
2-3	12. Элементы VII A группы: фтор, хлор, бром, йод.	<p>Распространенность в природе. Основные минералы. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов галогенов. Особенности фтора, его физико-химические свойства. Получение галогенов из природных соединений.</p> <p>Физико-химические свойства хлора, брома, йода. Взаимодействие с металлами и неметаллами, с водой. Термодинамические факторы, определяющие состав продуктов взаимодействия с водой.</p>

		<p>Физические свойства (энергия диссоциации, дипольный момент, температура плавления, кипения) галогеноводородов. Способы получения. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств галогеноводородных кислот. Порядок взаимного вытеснения галогенов из галогеноводородных кислот и их солей.</p> <p>Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств (термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства) кислородных кислот галогенов, способы их получения. Окислительно-восстановительная способность кислородных кислот галогенов и их солей. Применение галогенов и их соединений.</p>
4-5	13. Элементы VI A группы: кислород, сера, селен, теллур.	<p>Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации и сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности атомов. Отличительные свойства кислорода. Озон. Озоныды.</p> <p>Кислород, сера, селен, теллур в гео- и биосфере. Получение простых веществ из природных соединений. Химические свойства простых веществ. Халькогениды. Применение кислорода, халькогенов и их соединений.</p> <p>Водородные соединения. Параметры молекул H_2E (длина и энергия связи, валентный угол), закономерности изменения физических свойств. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств халькогенводородов. Пероксид водорода, надпероксиды. Полисульфаны.</p> <p>Оксиды халькогенов. Условия окисления SO_2 в SO_3. Оксокислоты H_2SO_3 и H_2SO_4, химические свойства, получение. Строение, окислительные и водоотнимающие свойства H_2SO_4. Олеум. Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот H_2EO_3 и H_2EO_4. Строение, получение, свойства тиосульфата натрия. Строение и свойства галогенидов серы, селена, теллура.</p>
5	14. Элементы V A группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут	<p>Общая характеристика элементов: электронная конфигурация, размер атомов, энергия ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность атомов. Строение молекулы азота. Специфические свойства азота. Аллотропные модификации фосфора. Закономерности в изменении физических и химических свойств простых веществ элементов группы. Методы связывания молекулярного азота в реакциях синтеза оксида азота и аммиака.</p> <p>Особенности строения, закономерности в изменении физических и химических свойств водородных соединений $ЭН_3$ (температура фазовых переходов, термическая устойчивость, кислотно-основные и восстановительные свойства). Получение и свойства аммиака, автоионизация, реакции замещения, акцепторные (протолитическое</p>

		<p>взаимодействие с водой), донорные (образование аммиакатов) и восстановительные свойства аммиака. Термическая устойчивость солей аммония- фосфатов, хлоридов, сульфатов, нитратов, нитритов. Сопоставление строения и свойств гидроксилamina и гидразина (кислотно-основные и окислительно- восстановительные). Получение и свойства мочевины. Получение, строение и свойства азотистоводородной кислоты и ее солей.</p> <p>Оксиды азота. Получение, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_4, N_2O_5 (дипольный момент, взаимодействие с водой, температура фазовых переходов, термическая устойчивость, кислотные свойства). Диспропорционирование оксидов азота (III) и (IV) в кислой и щелочной средах. Синтез безводных нитратов металлов.</p> <p>Получение, сопоставление строения и свойств азотистой и азотной кислот: устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Окислительные свойства HNO_3. Зависимость состава продуктов взаимодействия HNO_3 с металлами от концентрации азотной кислоты и природы металла. Термическое разложение нитратов и нитритов металлов.</p> <p>Строение и свойства оксидов фосфора (III) и (V). Получение, строение, закономерности в изменении кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислот H_3PO_2, H_3PO_3, H_3PO_4. Конденсированные фосфаты. Орто-, пиро-, мета-, полиметафосфаты. Взаимодействие растворимых солей, H_3PO_4, H_3PO_3, H_3PO_2 с $AgNO_3$. Получение, строение и свойства хлоридов (PCl_3, PCl_5) и оксохлорида ($POCl_3$) фосфора.</p> <p>Общие тенденции в изменении строения и свойств оксидов и оксокислот элементов группы (кислотные и окислительно-восстановительные). Основные природные соединения, принципы получения из них азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Роль соединений азота и фосфора в экологии и в биологических процессах.</p>
6	<p>15. Элементы IV A группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец</p>	<p>Электронная конфигурация, размер атома, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность. Характерные степени окисления и координационные числа.</p> <p>Типы структур и особенности химической связи в твёрдых простых веществах. Алмаз, графит, карбин, фуллерены. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ: взаимодействие с разбавленными и концентрированными растворами HCl, HNO_3, H_2SO_4, $NaOH$, металлами, неметаллами. Различие в реакционной способности углеводородов и силанов, хлоридов углерода и кремния .</p> <p>CO, CO_2, C_2O_3: получение, строение молекул, сопоставление физических и химических свойств. Термическая устойчивость карбонатов. Получение соды по методу Солеве. Основные типы структур силикатов. Строение и свойства циановодорода, родановодорода и их</p>

		<p>производных.</p> <p>Физические и химические свойства германия, олова, свинца. Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов германия, олова, свинца (термическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).</p> <p>Природные соединения C, Si, Ge, Sn, Pb, получение простых веществ. Применение простых веществ и основных химических соединений: оксидов, оксокислот и гидроксидов, гидридов, карбидов и силицидов, карбонатов, силикатов.</p>
7	16. Элементы III A группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий	<p>Электронная конфигурация. Радиус и энергия ионизации атома бора. Характерные степени окисления и координационные числа. Кристаллическая структура, физические и химические свойства бора.</p> <p>Получение, строение, свойства диборана B_2H_6: восстановительные свойства, взаимодействие с водой, алюмогидридом лития. Гомологические ряды гидридов бора. Получение, особенности строения и свойства B_2O_3 и борных кислот. Получение бора из природных соединений. Применение бора и его соединений.</p> <p>Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления атомов Al, Ga, In, Tl. Получение, физические и химические свойства простых веществ. Закономерности в строении и свойствах соединений элементов в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды. Комплексные соединения алюминия. Гидрид алюминия и алюмогидриды щелочных металлов. Применение алюминия, галлия, индия, таллия и их соединений.</p>
8	17. Элементы II A группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий	<p>Изменение электронных конфигураций, величины радиусов, энергии ионизации атомов. Особое положение бериллия. Получение простых веществ из природных соединений. Гидроксиды бериллия и магния, сопоставление кислотно-основных свойств. Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений щелочноземельных элементов: оксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Жесткость воды, методы ее устранения, Применение бериллия, магния и щелочноземельных элементов.</p>
8-9	18. Элементы I A группы (щелочные металлы)	<p>Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации атомов. Особое положение лития. Физические и химические свойства простых веществ. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой, с кислородом. Закономерности в строении и свойствах (термическая устойчивость, кислотно-основные свойства) основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Применение щелочных металлов и их соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Применение щелочных металлов и их соединений.</p>

9	19. Элементы VIII А группы: инертные газы	<p>Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов инертных газов. Получение, строение, свойства инертных газов: температура фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты, взаимодействие с фтором.</p> <p>Синтез соединений инертных газов. Строение, свойства фторидов ксенона (взаимодействие с водой, диспропорционирование, окислительно-восстановительные свойства). Кислородные соединения. Применение инертных газов.</p>
9	20. Элементы IV Б группы: титан, цирконий, гафний	<p>Электронная конфигурация и характеристики атомов. Получение, применение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ. Сопоставление строения и свойств однопериодных соединений в ряду Э (IV) - Э (III) - Э (II). Комплексные соединения. Применение соединений титана, циркония и гафния. Гидролиз солей элементов в степени окисления (+4).</p>
10	21. Элементы V Б группы: ванадий, ниобий, тантал	<p>Электронная конфигурация и характеристики атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия со степенями окисления II - III - IV - V. Сульфосоли и перекисные соединения ванадия (V). Получение и применение ванадия, ниобия, тантала и их соединений.</p>
10-11	22. Элементы VI Б группы: хром, молибден, вольфрам	<p>Электронная конфигурация и характеристики атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Строение и свойства высших оксидов и соответствующих кислот. Комплексные соединения элементов VI Б группы. Сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в ряду Cr(II) - Cr(III) - Cr(VI). Получение и применение хрома, молибдена, вольфрама и их соединений.</p>
11-12	23. Элементы VII Б группы: марганец, технеций, рений	<p>Электронная конфигурация и характеристики атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость электродного потенциала от pH среды. Сравнение строения и свойств (термической устойчивости, кислотно-основных, окислительно-восстановительных) соединений Mn(VI)-Tc(VI)-Re(VI). Получение и применение марганца, технеция, рения и их соединений.</p>
12	24. Элементы VIII Б группы	<p>Элементы триады железа: железо, кобальт, никель. Сравнение электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел элементов подгруппы железа и платиновых металлов. Получение, свойства простых веществ. Коррозия железа и пути ее предотвращения. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и химических свойств комплексных (цианиды, аммиакаты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля. Получение и сопоставление свойств соединений Fe(III) и Fe(VI).</p> <p>Элементы подгруппы платины: рутений, родий,</p>

		палладий, осмий, иридий, платина. Сопоставление свойств соединений рутения, осмия, платины в различных степенях окисления. Закономерности в физических и химических свойствах простых веществ. Строение и свойства RuO_4 , OsO_4 . Комплексные соединения.
13	25. Элементы I Б группы: медь, серебро, золото	Электронная конфигурация и характеристики атомов. Характерные степени, координационные числа. Получение. Физические и химические свойства. Сравнение строения и свойств одготипных соединений (оксиды, гидроксиды) Комплексные соединения: галогениды, цианиды, тиоцианаты, аммиакаты. Применение цинка, кадмия, ртути и их соединений.
14	26. Элементы II Б группы: цинк, кадмий, ртуть	Электронная конфигурация и характеристики атомов. Характерные степени, координационные числа. Получение. Физические и химические свойства. Сравнение строения и свойств одготипных соединений (оксиды, гидроксиды) Комплексные соединения: галогениды, цианиды, тиоцианаты, аммиакаты. Применение цинка, кадмия, ртути и их соединений.
16	27. Элементы подгруппы скандия. Лантаноиды	Электронная конфигурация и характеристики атомов. Лантаноидное сжатие. Химические свойства элементов подгруппы скандия и лантанидов. Характерные степени окисления. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Комплексные соединения. Использование комплексных соединений для разделения (экстракция, ионный обмен) редкоземельных элементов (РЗЭ). Применение РЗЭ.
16	28. Актиний и актиноиды	Электронная конфигурация и характеристики атомов актинидов. Подгруппы тория и берклия. Получение, физические и химические (взаимодействие с кислотами, щелочами, неметаллами) свойства простых веществ. Строение и свойства соединений актинил-ионов. Использование актинидов в ядерной энергетике. Синтез трансурановых элементов.

Практические/семинарские занятия

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
Семестр I		
1-2	1. Основные понятия в химии. Основные этапы развития химии. Атомно-молекулярное учение	
1	1.1 Основные понятия в химии.	Число Авогадро. Вычисление массы атомов и молекул. Моль. Определение истинной формулы химического соединения по процентному содержанию элементов и молекулярной массе.
2	1.2 Основные этапы развития химии. Атомно-молекулярное учение	Газовые законы: закон Дальтона, закон Авогадро, уравнение Менделеева-Клайперона. Молярный объем. Молярная масса смеси газов.

3-4	2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева	
3	2.1 Строение атома.	Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Электронные и электронно-графические формулы атомов.
4	2.2 Периодический закон	Волновые и корпускулярные свойства микрообъектов. Закон Мозли. Атомные орбитали. Гибридизация.
5	3. Строение и свойства вещества. Химическая связь.	
5	3.1 Химическая связь	Образование химической связи. Метод валентных связей. Валентность. Геометрическая форма молекул и ионов
6-7	4. Основы химической термодинамики.	
6	4.1 Закон Гесса	Закон Гесса и его применение для термохимических расчетов.
7	4.2 Самопроизвольное протекание реакций	Свободная энергия Гиббса, равновесные концентрации
8-9	5. Химическая кинетика и химическое равновесие	
8	5.1 Скорость реакций	Кинетика химических реакций. Скорость химических реакций, зависимость от концентрации и температуры.
9	5.2 Химическое равновесие	Энергия активации. Химическое равновесие, сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Катализ.
10-13	6. Растворы	
10	6.1 Способы выражения содержания веществ в растворах	Массовая доля, молярная и нормальная концентрации; взаимный переход от одного способа выражения содержания растворенного вещества к другому. Растворимость веществ. Коэффициент растворимости. Произведение растворимости (ПР). Осаждение и растворение кристаллогидратов
11	6.2 Коллигативные свойства растворов	Осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов. Температура кипения и кристаллизации разбавленных растворов неэлектролитов
11	6.3 Слабые электролиты.	Константа и степень диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Расчет степени диссоциации и рН растворов слабых электролитов. Буферные растворы.
12	6.4 Гидролиз солей.	Расчет константы, степени гидролиза и рН растворов гидролизованых солей.
13	6.5 Растворы сильных электролитов.	Ионная силы раствора. Уравнение Дебая-Хюккеля. Солевой эффект
14-15	7. Окислительно-восстановительные реакции	
14	7.1 Окислительно-восстановительные процессы	Окислительно-восстановительные реакции. Методы электронного баланса и полуреакций
15	7.2 Электролиз	Электролиз растворов кислот, щелочей, солей. Электродные реакции. Суммарное уравнение электролиза. Законы Фарадея
15	7.3 Применение электролиза	Получение фтора, активных металлов, щелочей. Нанесение металлических покрытий гальваническими методами.
16	9. Ядерная химия	
16	9.1 Ядерная химия и радиохимия.	Ядерные реакции. Закон радиоактивного распада. Период и постоянная радиоактивного распада.
Семестр II		
1	10. Комплексные соединения	

1	10.1 Комплексные соединения	Строение, номенклатура, диа- и парамагнетизм, окраска.
1	10.2 Равновесные концентрации.	Константа нестойкости комплексных ионов, расчет равновесных концентраций.
2	11. Водород. Вода.	
2	11.1 Водород. Вода.	Получение, свойства и применение водорода. Строение и свойства твердой, жидкой и газообразной воды. Химические свойства воды.
3	12. Элементы VII А - группы	
3	12.1 Фтор. Плавиковая кислота.	Получение, химические свойства фтора и плавиковой кислоты.
3	12.2 Хлор. Бром. Иод.	Получение, химические свойства. Галогеноводороды. Кислородные соединения галогенов.
4	13. Элементы VI А группы	
4	13.1 Элементы VI А группы	VI А группа ПСЭ.
5	14. Элементы V А группы	
5	14.1 Элементы V А группы	V А группа ПСЭ.
6	15. Элементы IV А группы	
6	15.1 Элементы IV А группы	IV А группа ПСЭ.
7	16. Элементы III А группы	
7	16.1 Элементы III А группы	III А группа ПСЭ.
8-9	17. Элементы I А и II А групп	
8	18.1 Элементы I А группы	I А группа ПСЭ.
9	18.2 Элементы II А группы	II А группа ПСЭ. Жесткость воды.
10	20. Элементы IV Б группы	
10	20. Элементы IV Б группы	IV Б группа ПСЭ.
11	Элементы V Б группы	
11	Элементы V Б группы	V Б группа ПСЭ.
12	Элементы VI Б группы	
12	Элементы VI Б группы	VI Б группа ПСЭ.
13	Элементы VI I Б группы	
13	Элементы VI I Б группы	VI I Б группа ПСЭ.
14	Элементы VIII Б - группы	
14	Элементы VIII Б - группы	VIII Б – группа ПСЭ.
15	Элементы I Б группы	
15	Элементы I Б группы	I Б группа ПСЭ.
16	Элементы II Б группы	
16	Элементы II Б группы	II Б группа ПСЭ.

Лабораторные занятия

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
1	Основные понятия в химии	
1	Техника безопасности	Охрана труда и техника безопасности при работе в химической лаборатории.

1	Лабораторное оборудование	Основы лабораторной техники. Методика работы с лабораторным оборудованием
1	Нагревание и взвешивание	Работа с газовой горелкой. Аналитические весы.
1	Методы очистки веществ.	Растворение, фильтрование, дистилляция, перекристаллизация веществ. Работа с ареометром.
1	Химический эквивалент	Определение химического эквивалента металла по объему вытесненного водорода.
1	Эквивалент сложных веществ	Определение молекулярной массы CO_2 .
2	Основы химической термодинамики	
2	Применение закона Гесса	Определение кристаллизационной воды в медном купоросе
2	Определение теплоты нейтрализации	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации сильного основания сильной кислотой.
2	Определение теплоты растворения солей	Определение теплоты растворения безводного сульфата меди.
3-4	Химическая кинетика и химическое равновесие	
3	Кинетическое уравнение химической реакции	Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ
3	Определение температурного коэффициента и энергии активации	Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса.
4	Скорость гетерогенной реакции	Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе.
4	Каталитические реакции	Влияние катализатора на скорость разложения перекиси водорода.
4	Химическое равновесие	Влияние концентраций реагирующих веществ на смещение равновесия.
4-9	Растворы	
4	Объемный анализ	Приготовление 0,1 н раствора HCl из концентрированного раствора и уточнение его концентрации.
4	Основы объемного химического анализа	Определение массы NaOH в пробе методом титрования.
5	Электролитическая диссоциация	Сильные и слабые электролиты. Ионное произведение воды. Индикаторы.
5	Водородный показатель	Определение pH раствора уксусной кислоты. Расчет степени и константы диссоциации кислоты.
6	Буферные растворы	Определение pH ацетатного и аммиачного буферных растворов.
7	Произведение растворимости	Растворимость малорастворимых веществ. Условие выпадения осадка.
8	Гидролиз солей	Зависимость pH растворов солей от их природы.
9	Реакции ионного обмена	Ионные реакции в растворах.
10-14	Окислительно-восстановительные реакции	
10	Перманганатометрия	Определение двухвалентного железа в водных растворах.
11	Иодометрия	Определение активного хлора в хлорированной воде и в хлорной извести.
11	Иодометрия	Определение концентрации пероксида водорода.
12	Окислительная способность соединений марганца	Окислительная способность перманганата калия в зависимости от pH среды. Реакции диоксида марганца.

12	Окислительная способность соединений хрома (VI)	ОВР дихромата калия и хромата калия с неорганическими и органическими веществами.
13	Гальванические элементы	Определение ЭДС гальванических элементов.
14	Коррозия металлов	Влияние концентрации кислоты на скорость коррозии углеродистой стали.
15-16	Важнейшие классы неорганических соединений	
15-16	Важнейшие классы неорганических соединений	Получение и свойства важнейших классов неорганических соединений.
1-2	Комплексные соединения	
1	Комплексные соединения	Получение комплексных соединений. Номенклатура.
2	Константа нестойкости комплексных соединений	Комплексные соединения в реакциях окисления-восстановления. Разрушение комплексных соединений.
2	Координационное число	Определение координационного числа в аммиакате серебра.
3	Водород. Вода	
3	Водород. Вода	Получение, химические свойства водорода. Физико-химические свойства воды. Тяжелая вода.
4	Элементы VII A группы	
4	Галогены	Получение и химические свойства галогенов.
4	Галогеноводороды	Получение и физико-химические свойства галогеноводородов. Качественная реакция на галогенид-ионы. Плавиковая кислота.
4	Кислородные соединения водорода	Получение и свойства хлорной извести. Хлорная, бромная вода. Бертолетова соль.
5	Элементы VI A группы	
5	Кислород. Пероксид водорода	Получение и химические свойства кислорода. Пероксид водорода в ОВР.
5	Сера	Химические свойства серы. Сероводород и его свойства. Сульфиды.
5	Кислородные соединения серы	Сернистая кислота и её соли в ОВР. Серная кислота и её свойства.
5	Тиосульфат натрия	Синтез тиосульфата натрия и его химические свойства.
6	Элементы V A группы	
6	Азот. Аммиак. Гидразин	Получение азота. Получение аммиака. Образование и разложение солей аммония. Восстановительные свойства гидразина и гидроксилamina.
6	Оксиды азота	Получение и свойства N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_3 .
6	Азотистая и азотная кислоты	Азотистая кислота и её соли. Азотная кислота. Свойства нитратов.
6	Фосфорная кислота	Получение фосфорной кислоты и её солей. Гидролиз фосфатов. Фосфатный буферный раствор.
6	Сурьма. Висмут	Получение гидроксидов сурьмы, висмута. Гидролиз солей. Висмутат натрия и его химические свойства.
7- 8	Элементы IV A группы	
7	Углерод. Кремний	Химические свойства угля и кремния. Адсорбционные свойства угля. Оксид углерода (II), получение, физико-химические свойства.
7	Угольная кислота	Получение углекислого газа. Карбонаты и гидрокарбонаты металлов, их термическое разложение.
7	Кремниевая кислота	Получение кремниевой кислоты. Силикаты. Получение силикагеля и его адсорбционные свойства.

8	Олово. Свинец.	Оксиды и гидроксиды Sn(II), Sn(IV), Pb(II), Pb(IV), их кислотно-основные свойства. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца.
9	Элементы III A группы	
9	Алюминий	Химические свойства алюминия. Гидролиз солей. Амфотерность и адсорбционные свойства гидроксида алюминия.
9	Элементы II A группы	
9	Щелочноземельные элементы	Химические свойства щелочноземельных элементов. Окраска пламени растворами солей.
10	Жесткость воды	Определение жесткости природных вод.
9	Элементы I A группы	
9	Щелочные металлы	Щелочные металлы и их соединения. Окраска пламени растворами солей. Нерастворимые соли лития.
11	Элементы IV B подгруппы	
11	Титан. Цирконий	Титан, цирконий и их соединения. Окислительно-восстановительные свойства титана.
12	Элементы VI B подгруппы	
12	Подгруппа хрома	Хром. Хроматы и дихроматы. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. Молибден. Вольфрам.
13	Элементы VII B подгруппы	
13	Марганец	Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца.
14	Элементы VIII B подгруппы	
14	Железо	Железо. Получение и свойства соединений железа. Качественные реакции на катионы железа.
14	Соль Мора	Синтез соли Мора.
14	Кобальт. Никель	Кобальт, никель, получение и свойства их соединений. Комплексные соединения кобальта и никеля.
14	Триада железа	Качественное определение катионов тяжелых металлов.
15	Элементы I B подгруппы	
15	Подгруппа меди	Медь, серебро и их соединения
16	Элементы II B подгруппы	
16	Подгруппа цинка	Цинк, кадмий, ртуть и их соединения

7. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Методические указания по освоению дисциплины «Общая и неорганическая химия», утвержденные отделением биотехнологий.

2. Методические рекомендации по преподаванию дисциплины «Общая и неорганическая химия», утвержденные отделением биотехнологий.

3. Методические рекомендации по организации самостоятельной работы студентов по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Общая и неорганическая химия», утвержденные отделением биотехнологий.

8. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

8.1. 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; 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 №3.1 – 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 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 №3.2 – контрольная работа;</i> <i>Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
3.	6. Растворы	З-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	<i>Оценочное средство №3.3 – контрольная работа;</i> <i>Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>

		свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.	
4.	7. ОВР. Электролиз. Электрохимия.	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 №3.4 – контрольная работа;</i> <i>Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
экзамен		З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1 З-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;</i> <i>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	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,	<i>Оценочное средство №3.6 – контрольная работа;</i> <i>Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>

25. Элементы I Б группы 26. Элементы II Б группы	включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.	
Промежуточная аттестация, II семестр		
Экзамен	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2 -	<i>Оценочное средство № 2</i>

8.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений и навыков, характеризующих этапы формирования компетенций

Фонд оценочных средств по дисциплине обеспечивает проверку освоения планируемых результатов обучения (компетенций и их индикаторов) посредством мероприятий текущей и промежуточной аттестации по дисциплине.

Оценочные средства приведены в Приложении «Фонд оценочных средств».

Оценочное средство №1

вопросы (задания) к экзамену, I семестр:

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 эндотермическим 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

вопросы (задания) к экзамену, 2 семестр:

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, кислотно-основные свойства кислородных кислот и их солей, методы их получения.
8. Общая характеристика подгруппы халькогенов, распространённость в природе. Отличительные свойства кислорода, его свойства. Озон. Озонида.
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 кислотно-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 одновалентных соединений (оксиды, гидроксиды, соли) в различных степенях окисления. Комплексные соединения.

22. Подгруппа цинка, нахождение в природе, получение, физико-химические свойства, применение. Сравнение свойств одновалентных 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.

Задачи к экзамену:

1. Написать схему гидролиза и определить pH 0,1M раствора K_3PO_4 , если известно, что 1) гидролиз протекает по первой ступени; 2) константы диссоциации ортофосфорной кислоты по первой, второй и третьей ступеням соответственно равны $K_{d1}=7,9 \times 10^{-3}$; $K_{d2}=1 \times 10^{-7}$; $K_{d3}=4,5 \times 10^{-12}$.

2. Рассчитать pH 2 %-ного раствора $NaNO_2$ (плотность раствора 1,02 г/мл).

3. Вычислить константу гидролиза KF. Определить степень гидролиза этой соли в 0,01M растворе и pH раствора. $K_d(HF)=6,6 \times 10^{-4}$. Написать схему гидролиза KF.

4. Для растворения 1,16 г PbJ_2 потребовалось 2 л воды. Найти ПР PbJ_2 .

5. Растворимость карбоната серебра Ag_2CO_3 в воде при 25°C равна 1,16 мкмоль/л.

Определить произведение растворимости этой соли в воде.

6. Выяснить, можно ли полностью растворить 7 г $Zn(OH)_2$ в 1 л воды при комнатной температуре, если известно, что произведение растворимости гидроксида цинка при этой температуре равно 1×10^{-17} . Изменением объёма раствора при растворении $Zn(OH)_2$ пренебречь.

7. Определить степень диссоциации уксусной кислоты (CH_3COOH) в 0,1M растворе, если константа диссоциации CH_3COOH равна $1,8 \times 10^{-5}$.

8. Сравнить pH 1M растворов уксусной кислоты (CH_3COOH), $K_d(CH_3COOH)=1,8 \times 10^{-5}$, и соляной кислоты HCl. Рассчитать степень диссоциации уксусной кислоты.

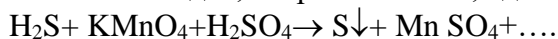
9. Какую массу гидроксида натрия необходимо растворить в 3 л воды, чтобы pH полученного раствора стал равен 11?

10. Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2A(g)+B(g) \rightarrow C(g)$ при уменьшении парциального давления всех веществ в системе в три раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент скорости реакции $\gamma=2$.

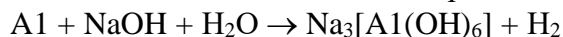
11. Вычислите температурный коэффициент и энергию активации химической реакции, если константа скорости этой реакции при 120°C равна $5,88 \times 10^{-4}$, а при 170°C равна $6,7 \times 10^{-2}$.

12. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298K, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?

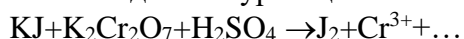
13. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать э.д.с., энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания хим. реакции:



14. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать э.д.с., энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания хим. реакции:



15. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель.



16. Вычислить изменение энергии Гиббса в реакции димеризации диоксида азота $2NO_2(g) \leftrightarrow N_2O_4(g)$ при стандартной температуре. Сделать вывод о направлении протекания процесса, определить константу равновесия реакции димеризации.

17. Какое количество тепла выделится при сгорании 8 г CH_4 при $P=1$ атм и $T=25^\circ C$.

18. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$ установилось при концентрациях $[NO]=0.4$ моль/л, $[NO_2]=0.2$ моль/л, $[O_2]=0.1$ моль/л. Найти константу равновесия и исходную концентрацию NO_2 , если исходная концентрация кислорода равна нулю. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону образования NO , если прямая реакция эндотермическая.

19. В какую сторону протекает реакция $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$ в стандартных условиях? Чему равна константа равновесия данной реакции?

20. При электролизе воды образовались газообразные продукты общим объемом 33,6 л (н.у.). Вычислите массу воды, подвергшейся электролизу.

21. Какую массу гидроксида кальция следует обработать водой, чтобы полученным водородом можно было полностью восстановить до железа оксид железа (II, III) массой 6,96 г?

22. Через склянку с раствором иодида калия пропустили 100 л (н.у.) озонированного кислорода, масса склянки при этом увеличилась на 0,8 г. Вычислите объемную долю озона в исходной газовой смеси.

23. Для окисления 3,19 г галогенида цинка в подкисленном растворе потребовалось 10 мл раствора перманганата калия с концентрацией 0,4 М. Установите состав соли.

24. Какой объем воздуха (н.у.) необходим для сгорания 10 г серы, содержащей 2% негорючих примесей?

25. Известно, что сероводород и оксид серы (IV) прореагировали между собой полностью. Чему была равна объемная доля сероводорода в исходной газовой смеси?

26. При пропускании оксида серы (IV) в раствор перманганата калия, содержащий KOH , образовалось 1,74 г оксида марганца (IV). Вычислите массу вступившей в реакцию щелочи.

27. Вычислите, во сколько раз масса выделяющегося иода больше массы сероводорода при окислении твердого иодида натрия концентрированной серной кислотой.

28. При взаимодействии избытка аммиака с газообразным бромом образовалось 9,8 г соли. Вычислите объем второго продукта реакции (н.у.).

29. При обработке избытком воды 7,3 г твердого нитрида щелочно-земельного металла был получен аммиак объемом 1,12 л (н.у.). Установите, какой металл входил в состав нитрида.

30. Какой объем оксида азота (IV) (н.у.) пропустили через 100 г горячей воды, если в результате был получен 10%-й раствор азотной кислоты?

31. Для окисления 2,7 г нитрита щелочно-земельного металла требуется 30 мл подкисленного раствора перманганата калия с концентрацией 0,4 М. Установите, какой металл входил в состав нитрита.

32. В реакции кобальта с разбавленной азотной кислотой выделилось 336 мл (н.у.) газа, входящего в состав воздуха. Вычислите массу образовавшегося при этом нитрата кобальта (II).

33. Смесь двух нитратов щелочных металлов общей массой 10 г прокалили, в результате чего получили 8,24 г смеси нитритов. Вычислите объем выделившегося газа ($20^\circ C$, нормальное давление).

34. При прокаливании 105 г кристаллогидрата нитрата железа (III) до постоянной массы получили остаток массой 24 г. Установите формулу кристаллогидрата.

35. Смесь сульфида бария и фосфида бария обработали соляной кислотой. Образовавшуюся газовую смесь охладили при нормальном давлении до $-20^\circ C$. Вычислите плотность смеси при этих условиях.

36. При гидролизе хлорида фосфора (III) образовалась смесь двух веществ общей массой 18,85 г. Для проведения гидролиза было взято 500 мл воды. Вычислите массовые доли веществ в

получившемся растворе.

37. Смешали 150 г 5% раствора дигидрофосфата калия и 5 г 20% раствора гидроксида калия. Вычислите массовые доли веществ в получившемся растворе.

38. В смеси карбида алюминия и карбида кальция число атомов алюминия равно числу атомов кальция. При гидролизе этой смеси выделяется 1,12 л (н.у.) смеси газов. Вычислите массу исходной смеси карбидов.

39. В результате полного разложения карбоната аммония при 80 °С и 99 кПа выделилась смесь газов суммарным объемом 1,33 л. Вычислите, при какой температуре (без изменения давления) суммарный объем продуктов разложения этой соли составит ровно 2 л.

40. Какая масса технического образца оксида кремния (IV), содержащего 5 % примесей, была сплавлена с 44,8 г гидроксида калия, если при этом получили 53,9 г силиката калия?

Оценочное средство № 3.1

Контрольная работа 1 по теме: «Основные понятия в химии. Концентрации».

типовые задания - образец:

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$.
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 (плотность раствора 1,1 г/мл).
8. Какой объем 6,0 М раствора HCl надо взять для приготовления 25 мл 2,5 н раствора HCl ?

Оценочное средство № 3.2

Контрольная работа 2 по темам: «Химическая кинетика», «Химическое равновесие».

типовые задания (вопросы) - образец:

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°С реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта реакция: а) при 50°С, б) при 0°С? 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°С? Температурный коэффициент реакции γ равен 2.
5. Для системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ $[\text{CO}]_0 = [\text{H}_2\text{O}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{CO}_2]_0 = [\text{H}_2]_0 = 0$. Рассчитать константу равновесия, если равновесная концентрация углекислого газа равна 0,01 моль/л. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону образования CO , если прямая реакция эндотермическая?

Оценочное средство № 3.3

Контрольная работа 3 по теме: «Электролитическая диссоциация».

типовые задания (вопросы) - образец:

1. Исходя из произведения растворимости CaCO_3 , найти массу CaCO_3 , содержащую в 100 мл его насыщенного раствора.
2. Произведение растворимости AgBr равно $4,0 \cdot 10^{-13}$. Вычислить концентрацию ионов Ag^+ в насыщенном растворе AgBr .

3. Рассчитать pH 0,001 М раствора NH₄Cl.
4. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:
 - а) AgNO₃ + FeCl → ... б) CaCO₃ + HCl → ...
 - в) Ba(OH)₂ + HNO₃ → ... г) SrSO₄ + BaCl₂ → ... д) NH₄Cl + Ca(OH)₂ → ...
5. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,02М растворе Al(NO₃)₃.
6. Вычислить степень диссоциации и pH в 0,01М растворе HClO и 0,1 М растворе KOH.

Оценочное средство № 3.4

Контрольная работа 4 по теме: «Окислительно-восстановительные процессы».

типовые задания (вопросы) - образец:

1. Вычислить потенциал электродной системы, состоящей из медной пластины, опущенной в раствор 0,001 М CuSO₄.
2. Вычислить концентрацию ионов H⁺ в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен -236мВ.
3. Определить ЭДС гальванического элемента
Pt, H₂ | 0,008 н NaOH | | 0,006 н HCl | H₂, Pt
Если α (NaOH) = 0,9; α (HCl) = 0,95
4. В каком направлении будет протекать реакция:
Hg + 2Fe³⁺ ↔ Hg²⁺ + 2Fe²⁺
Если C(Fe³⁺) = C(Hg²⁺) = 0,01 М; C(Fe²⁺) = 0,001М.
5. Написать уравнение реакции, определить её ЭДС и Δ G при стандартных условиях:
KMnO₄ + Na₂SO₃ + H₂SO₄ → ...
Na [Cr (OH)₄] + Cl₂ + NaOH → Na₂CrO₄ + ...

Оценочное средство № 3.5

Контрольная работа 5 по теме: «Комплексные соединения».

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_н);
 - 6) дать рациональное название. (2)

№ варианта	Формула комплексного соединения
1	[Ag(NH ₃) ₂]Cl
2	K[Ag(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	Be ²⁺ + OH ⁻ →
2	Zn ²⁺ + OH ⁻

- 2.2). 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	КЧ	Примечание

	соединение		
1	KPt(NH ₃)Cl ₅	6	
2	PdCl ₂ (NH ₃) ₃	4	

3. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения (1)

№ варианта	Исходные вещества (второе исходное вещество в избытке)	КЧ
1	Cr(OH) ₃ ↓ + NaOH →	6
2	AgBr↓ + Na ₂ S ₂ O ₃ →	2

4. Составить уравнения реакций обмена в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используя справочные значения Кн и Пр, определить направление реакции или образование малорастворимого вещества (↓).

№	Исходные вещества	Примечание	
1	[Ag(NH ₃) ₂]Cl + NiCl ₂	Замена комплексообразователя и образование осадка	Пр ₂ = 10 ⁻⁸ К _{н1} = 10 ⁻⁵ К _{н2} = 10 ⁻⁷
2	K ₃ [Cu(CN) ₄] + Hg(NO ₃) ₂	Замена комплексообразователя	К _{н1} = 10 ⁻⁸ К _{н2} = 10 ⁻¹¹

5. 1. Константа нестойкости иона [Cd(CN)₄]²⁻ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М- растворе K₂[Cd(CN)₄], содержащем в избытке 0,1 моля KCN в литре раствора.

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

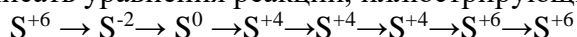
Оценочное средство № 3.6

Контрольная работа 6 по теме: «Итоговая работа по неметаллам и металлам».

1. Железный предмет общей площадью поверхности 0,08 м² помещен в качестве катода в раствор соли никеля. Какова толщина отложившегося слоя никеля, если его $\rho = 8900 \text{ кг/м}^3$; $I = 3,15 \text{ А}$; $t = 42 \text{ мин}$; $\eta = 90\%$.

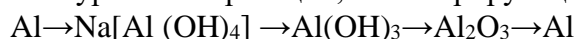
2. Для окисления 4,08 г галогенида алюминия в растворе H₂SO₄ потребовалось 15 мл раствора KMnO₄ с концентрацией 0,4 М. Установить состав соли.

3. Написать уравнения реакций, иллюстрирующих схему:



4. К 15,68 л смеси угарного газа и аммиака общей массой 14 г добавили 5,6 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 г Cr₂(SO₄)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 г 15% раствора щелочи.

8. Деталь из марганца опустили в раствор SnSO₄. Через некоторое время масса детали увеличилась на 2,56 г. Какая масса олова выделилась на детали? Какая масса марганца перешла в раствор?

Оценочное средство № 4

Защита лабораторных работ

типовые задания (вопросы) - образец:

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.

8.3. 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
<i>Оценочное средство № 3.1</i>	4	5	8
<i>Оценочное средство № 3.2</i>	8	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3.3</i>	10	5	8
<i>Оценочное средство № 3.4</i>	15	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
<i>Оценочное средство № 1</i>	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100
Семестр VIII			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3.5</i>	8	9	15
<i>Оценочное средство № 4</i>	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3.6</i>	15	9	15
<i>Оценочное средство № 4</i>	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
<i>Оценочное средство № 2</i>	-	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.

8.4. Шкала оценки образовательных достижений

Итоговая аттестация по дисциплине оценивается по 100-балльной шкале и представляет сумму баллов, заработанных студентом при выполнении заданий в рамках текущей и промежуточной аттестации.

Сумма баллов	Оценка по 4-х балльной шкале	Оценка ECTS	Требования к уровню освоения учебной дисциплины
90-100	<i>5- «отлично»/ «зачтено»</i>	A	Оценка «отлично» выставляется

			студенту, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, использует в ответе материал монографической литературы
85-89	4 - «хорошо»/ «зачтено»	B	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твёрдо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос
75-84		C	
70-74		D	
65-69	3 - «удовлетворительно»/ «зачтено»	D	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала
60-64		E	
0-59	2 - «неудовлетворительно»/ «не зачтено»	F	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится студентам, которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине

9. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная учебная литература:

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. — 13-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 744 с. — ISBN 978-5-507-45394-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/267359> — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. 8-е изд., стер., М.:Высш. шк., 2014.-752 с. 22 экз.
3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. 6-е изд., стер., М.:Высш. шк., 2014.-368 с. 20 экз.
4. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие для хим.-технол. вузов.- 6-е изд.- М.:АСТ: Астрель,2004.-383с. 38 экз.

4. Глинка Н.Л. Общая химия: - М.: КноРус, 2009. - 752 с.14 экз.
5. Глинка Н.Л. Общая химия: - М.: КноРус, 2011. - 752 с.13 экз.
6. Глинка Н.Л. Общая химия: - М.: КноРус, 2012. - 752 с.12 экз.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. Пособие.- стер. изд. - М.: КноРус, 2011. - 240 с.26 экз.
8. Общая химия. Теория и задачи / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук [и др.] ; под редакцией Н. В. Коровина и Н. В. Кулешова. — 7-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 492 с. — ISBN 978-5-507-45895-0. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/291182>. — Режим доступа: для авториз. пользователей.
9. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учебное пособие / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадьгина. — 6-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 368 с. — ISBN 978-5-8114-1716-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/211658> (дата обращения: 16.09.2023). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
10. Ананьева О.А., Бурухин С.Б., Мачула А.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Лабораторный практикум по курсу «Общая химия». – Обнинск: ИАТЭ.2005.- 60 с. 200 экз.
11. С.Б. Бурухин, О.А. Ананьева Введение в электрохимию. Окислительно-восстановительные реакции в водных растворах электролитов : учеб. пособие по курсу "Общая химия" / - Обнинск : ИАТЭ НИЯУ МИФИ, 2011. - 104 с.

б) дополнительная учебная литература:

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. Для вузов. 2-е изд. испр.- М.:Высшк. шк. 2000.-527с. 16 экз.
2. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технич. направ. и спец. вузов. - М.: Высш.шк.,2000-558 с. 41 экз.
3. В.И.Фролов, Т. М. Курохтина, З. Н. Дымова и др. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / Под ред. Н. Н. Павлова, В. И. Фролова.-2-е изд., перераб. и доп. - М.: Дрофа, 2002.- 304 с. 22 экз.
4. Мачула А.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Лабораторный практикум по курсу «Общая и неорганическая химия».- Обнинск: ИАТЭ. 2004.- 44 с.200 экз.
5. Мачула А.А., Ананьева О.А., Бурухин С.Б., Колодяжный В.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Сборник задач и упражнений по курсу «Общая и неорганическая химия».- Обнинск: ИАТЭ. 2002.- 124 с. 200 экз.
- 6.Мифтахова, Н. Ш. Общая и неорганическая химия. Теория и практика : учебное пособие / Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова. -2-е изд. , испр. и доп. - Казань : КНИТУ, 2019. - 336 с. <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788226514.html>

10. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО-ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ» (ДАЛЕЕ - СЕТЬ «ИНТЕРНЕТ»), НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

- <http://www.window.edu.ru/window/library> Федеральный портал. Российское образование.
<http://www.cir.ru/index.jsp> Университетская информационная система России.
<http://www.diss.rsl.ru> Российская государственная библиотека. Электронная библиотека диссертаций.
<http://www1.fips.ru> Информационные ресурсы Роспатента.
<http://www.studentlibrary.ru> ЭБС «Консультант Студента»

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Освоение программы дисциплины «Неорганическая химия» предусматривает:

лекции (136 часов), семинарские занятия (80 часов), лабораторные работы (64 часов), текущий контроль в виде выполнения контрольных работ, защит лабораторных работ, промежуточный контроль - экзамен.

вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	<p>Студент должен иметь лекционную тетрадь, где оформляет конспект лекций. Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометить важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Конспект лекций необходимо проработать перед следующей лекцией, поставив вопросы там, где встречаются непонятные места. Ответы на эти вопросы следует найти в рекомендованной литературе или выяснить на консультации у преподавателя. Конспект лекций необходимо дополнять вставками, особенно по вопросам, вынесенным на самостоятельное изучение.</p> <p>по подготовке к практическим занятиям</p> <p>Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, практическом занятии.</p>
Практические занятия	<p>Семинарские занятия призваны научить студента самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу, разбираться в проблемных вопросах физической химии, способствовать обретению навыков анализа текстов источников информации, решению типовых задач физической химии</p> <p>При подготовке к практическим занятиям студент должен ознакомиться с темой занятия, проработать соответствующий лекционный материал и материал в учебной литературе.</p> <p>Сформулировать проблемные для восприятия вопросы с целью их обсуждения в формате семинарского занятия. Занятия проводятся в форме активной работы студенческой группы под контролем и руководством преподавателя.</p> <p>Кроме этого необходимо решить домашние задачи, заданные на предыдущем занятии. Для успешного решения домашних задач необходимо просмотреть записи решений задач, выполненных в аудитории.</p> <p>Приступая к решению любой задачи, следует выполнять определенные правила: Внимательно прочитать условие задачи. Решение задач рекомендуется проводить в общем виде. Вычисляются, как правило, только те величины, которые требуются для ответа на вопрос задачи. Прежде чем подставлять данные в расчетную формулу необходимо проверить размерность вычисляемой величины. Если размерность вычисляемой величины правильная – можно проводить вычисления, если нет - следует найти ошибки. После проведения вычислений необходимо оценить разумность полученного результата (значение скорости движения тела близкой к скорости света в вакууме – неразумно, неразумно отрицательное</p>

	<p>значение абсолютной температуры и так далее). Если получен неразумный результат, необходимо проверить правильность вычислений. Если вычисления правильные, следует искать ошибки в решении. При записи решения задачи необходимо делать пояснения. В конце решения должен быть записан ответ на вопрос задачи.</p>
Самостоятельная работа	<p>Каждый студент должен индивидуально готовиться по темам дисциплины, читая конспекты лекций и рекомендуемую литературу. Самостоятельная работа позволяет студенту в спокойной обстановке подумать, разобраться с информацией по теме, при необходимости обратиться к справочной литературе. Внимательное чтение и повторение прочитанного помогает в полном объеме усвоить содержание темы, структурировать знания.</p> <p>Чтобы содержательная информация по дисциплине запоминалась надолго, целесообразно изучать ее поэтапно - по темам и в строгой последовательности, поскольку последующие темы, как правило, опираются на предыдущие. Именно поэтому большая часть самостоятельной работы предполагает подготовку к семинарским занятиям, выполнения рекомендованных для решения задач, подготовку к коллоквиумам, выполнению и защите индивидуального домашнего задания, а также подготовку к лабораторным работам. Для успешного выполнения этих задач каждый студент имеет возможность пользоваться разработанным на кафедре методическим обеспечением.</p> <p>Планирование времени на самостоятельную работу, необходимого на изучение настоящей дисциплины, студентам лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала. Материал, законспектированный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных источников, представленных в рабочей программе дисциплины. По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе дисциплины, следует сначала прочитать рекомендованную литературу и, при необходимости, составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме и для освоения последующих разделов курса. Для расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы.</p> <p>При самостоятельной работе рекомендуется конспектировать изучаемый (прорабатываемый) материал. Конспект может быть опорным, содержать лишь основные ключевые позиции, но при этом достаточным для полного ответа по вопросу. Конспект может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.</p> <p>В процессе работы с учебной/научной литературой студенту рекомендуется делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана, составлять тезисы, готовить аннотации прочитанного. Наличие таких конспектов могут дать дополнительные баллы за активность.</p>
Лабораторная работа	<p>Подготовка к лабораторной работе включает в себя работу с конспектом лекций, рекомендуемой литературой, подготовку</p>

ответов к контрольным вопросам для допуска к выполнению лабораторной работы, решение задач.

Лабораторные занятия проводятся в специализированных лабораториях факультета.

Прежде чем начать занятия в данной лаборатории студент знакомится с правилами техники безопасности, о чем расписывается в журнале. В лабораториях кафедры запрещается находиться в верхней одежде. На рабочем столе должно находиться только необходимое оборудование и приборы для записей и расчетов. Запрещается класть на рабочий стол сумки, пакеты, шапки и другие посторонние предметы. Студент приступает к выполнению лабораторной работы только после ознакомления с описанием работы и подготовки к ней. Запрещается включать какие-либо приборы или без предварительной проверки их преподавателем или лаборантом. После окончания работы студент должен сдать лаборанту выданные принадлежности, привести в порядок рабочее место, получить отметку в журнале о выполнении работы, предъявив для этого полученные результаты преподавателю.

Не начинайте выполнение опыта пока не уясните себе полностью его цель, метод и не составите план проведения опыта. Так как время проведения опыта ограничено учебными часами, отведенными на него, то всю подготовку необходимо провести самостоятельно до занятий.

Для подготовки к опыту:

1. Прочтите руководство к работе. Выясните в процессе чтения, а в случае необходимости на консультации с преподавателем, какие закономерности лежат в основе расчетных формул. Ознакомьтесь со списком рекомендованной литературы.
2. Самостоятельно или с помощью учебных пособий выведите формулы, которые используются в работе.
3. Еще раз прочтите руководство, но теперь в лаборатории, имея перед глазами установку для проведения опыта. При этом уясните себе, как в особенностях конструкции установки обеспечивается выполнение условий, в которых справедливы законы и формулы, используемые в задаче.
4. Разберитесь в принципах работы измерительных приборов, с которыми имеете дело в первый раз.
5. Разберитесь в требованиях, которые надо предъявить к настройке приборов и установке в целом, чтобы обеспечить наилучшие результаты опыта.

Каждым студентом должна быть заведена специальная тетрадь для выполнения лабораторных работ, в которую при подготовке заносятся краткие сведения из теории, схема опыта и т.д., а в дальнейшем полученные результаты измерений, их обработка и конечный результат. Для записи результатов измерения должны быть заранее подготовлены таблицы, включающие как сами измерения, так и их погрешности.

К следующему занятию студент готовит очередную работу и предъявляет отчет о работе, выполненной на предыдущем занятии. Работа считается окончательно сданной после защиты отчета. Студент должен оформить отчет по прилагаемой форме: Отчета по выполненной лабораторной работе в качестве обязательных включает в себя следующие разделы:

	<ol style="list-style-type: none"> 1. Название работы. 2. Цель работы, оборудование. 3. Краткие сведения из теории, схема установки и основные рабочие формулы. 4. Краткое описание хода работы. 5. Результаты измерений, представленные в виде таблиц и графиков. 6. Расчет искомой величины и ее значение. 7. Расчет ошибки измерения. 8. Окончательный результат, полученный после округления, с указанием абсолютной и относительной ошибок измерения. 9. Выводы, заключение о достижении цели, поставленной данной работой, с анализом полученного результата. <p>При пропуске занятия данная лабораторная работа выполняется в часы самоподготовки к следующему занятию по согласованию и допуску преподавателя. По окончании работы лаборант делает отметку в тетради студента с обязательным указанием фамилии студента, названия работы, даты ее выполнения и ставит свою подпись.</p> <p>Лабораторные занятия проводятся индивидуально. Студент получает допуск на лабораторную работу при наличии конспекта и устных ответов на вопросы преподавателя. Текущий контроль знаний осуществляется по системе «зачтено – не зачтено».</p> <p>Лабораторные занятия проводятся по разделам курса согласно календарному плану. В начале семестра преподаватель проводит подробный разбор некоторых из выполняемых работ, чтобы подготовить студента к их выполнению. При подготовке к лабораторным работам целесообразно за несколько дней до занятия внимательно 1-2 раза прочитать нужную тему, разобраться со всеми теоретическими положениями и предстоящим экспериментом. Если возникли трудности, обратиться за помощью к учебной, справочной литературе или к преподавателю за консультацией. За день до лабораторной работы необходимо изучить методические указания к выполнению лабораторных работ и составить конспект.</p>
<p>Подготовка к экзамену (зачету)</p>	<p>Вопросы к экзамену выдаются студентам в электронном и распечатанном виде в начале семестра. Подготовка к экзамену требует тщательное изучение материала по теме или блоку тем, акцентирование на определениях, терминах, содержании понятий. При подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, отчеты по лабораторным работам, примеры выполнения заданий, рассматриваемых на занятиях, рекомендуемую литературу. Экзамен по дисциплине «Неорганическая химия» проводится в устной форме по разделам, изучаемым в соответствующем семестре.</p>

12. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ, ВКЛЮЧАЯ ПЕРЕЧЕНЬ ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ И ИНФОРМАЦИОННЫХ СПРАВОЧНЫХ СИСТЕМ (ПРИ НЕОБХОДИМОСТИ)

Использование информационных технологий при осуществлении образовательного процесса по дисциплине осуществляется в соответствии с утвержденным Положением об Электронной информационно-образовательной среде ИАТЭ НИЯУ МИФИ.

Электронная система управления обучением (LMS) используется для реализации образовательных программ при очном, дистанционном и смешанном режиме обучения. Система реализует следующие основные функции:

- 1) Создание и управление классами,
- 2) Создание курсов,
- 3) Организация записи учащихся на курс,
- 4) Предоставление доступа к учебным материалам для учащихся,
- 5) Публикация заданий для учеников,
- 6) Оценка заданий учащихся, проведение тестов и отслеживание прогресса обучения,
- 7) Организация взаимодействия участников образовательного процесса.

Система интегрируется с дополнительными сервисами, обеспечивающими возможность использования таких функций как рабочий календарь, видео связь, многопользовательское редактирование документов, создание форм опросников, интерактивная доска для рисования. Авторизация пользователей в системе осуществляется посредством корпоративных аккаунтов, привязанных к домену oiate.ru.

12.1. Перечень информационных технологий

При осуществлении образовательного процесса по дисциплине используются следующие информационные технологии:

- проведение лекций с использованием слайд-презентаций;
- использование обучающих видеофильмов;
- использование текстового редактора Microsoft Word;
- использование табличного редактора Microsoft Excel;
- использование текстового редактора NoteBook (Блокнот);
- организация взаимодействия с обучающимися посредством электронной почты и ЭИОС.

12.2. Перечень программного обеспечения

1. Текстовый редактор Microsoft Word;
2. Табличный редактор Microsoft Excel;
3. Редактор презентаций Microsoft PowerPoint;
4. Текстовый редактор NoteBook (Блокнот);
5. Браузеры: Google Chrome, Internet Explorer, Yandex, Mozilla Firefox, Opera.

12.3. Перечень информационных справочных систем

Доступ к электронным библиотечным ресурсам и электронной библиотечной системе (ЭБС) осуществляется посредством специальных разделов на официальном сайте ИАТЭ НИЯУ МИФИ. Обеспечен доступ к электронным каталогам библиотеки ИАТЭ НИЯУ МИФИ, а также электронным образовательным ресурсам (ЭИОС), сформированным на основании прямых договоров с правообладателями учебной и учебно-методической литературы, методических пособий:

- 1) Информационные ресурсы Сети Консультант Плюс, www.consultant.ru (информация нормативно-правового характера на основе современных компьютерных и телекоммуникационных технологий);
- 2) Электронно-библиотечная система НИЯУ МИФИ, http://libcatalog.mephi.ru/cgi/irbis64r/cgiirbis_64.exe?C21COM=F&I21DBN=BOOK&Z21ID=&P21DBN=BOOK;

- 3) ЭБС «Издательства Лань», <https://e.lanbook.com/>;
- 4) Электронно-библиотечная система BOOK.ru, www.book.ru;
- 5) Базы данных «Электронно-библиотечная система elibrary» (ЭБС elibrary);
- 6) Базовая версия ЭБС IPRbooks, www.iprbooks.ru;
- 7) Базы данных «Электронная библиотека технического ВУЗа» www.studentlibrary.ru;
- 8) Электронно-библиотечная система «Айбукс.ру/ibooks.ru»,
- 9) <http://ibooks.ru/home.php?routine=bookshelf>
- 10) Электронно-библиотечная система «ЭБС ЮРАЙТ», <http://urait.ru/>.

13. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Лаборатория общей химии (№ 613-615)

Аудитория для проведения лабораторных работ

Доска для написания мелом – 1 шт.

проекторный экран, ноутбук, акустическая система, схемы и таблицы,

анализатор многоканальный Анион 4151 1 шт. ;

весы ACCULAR ALC-210 аналитические – 2 шт.,

весы аналитические ВЛР—2 шт. ;

вытяжные шкафы ШВ – 2 шт. ;

милливольтметр рН-метр – 1 шт.;

весы аналитические RV-214 – 1 шт.;

наборы химической посуды,

лабораторная мебель, столы на 2 рабочих места – 12шт., с водоподведением.

14. ИНЫЕ СВЕДЕНИЯ И (ИЛИ) МАТЕРИАЛЫ

14.1. Перечень образовательных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

№ пп	Наименование темы дисциплины	Вид занятий	Количество ак. ч.	Наименование активных и интерактивных форм проведения занятий
1	Основные понятия в химии	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция-беседа, лекция с разбором конкретных ситуаций)
2	Электронное строение атома	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками)

3	Химическое равновесие	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция-беседа лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками)
4	Растворы	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция-беседа, лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками)
5	Окислительно-восстановительные реакции	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция-беседа, лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками)
6	Химическая термодинамика	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция-беседа, лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками)
7	Электрохимия	лекция	1	изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция-беседа, лекция – дискуссия, лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками)

14.2. *Формы организации самостоятельной работы обучающихся (темы, выносимые для самостоятельного изучения; вопросы для самоконтроля; типовые задания для самопроверки)*

Самостоятельная работа студентов - способ активного, целенаправленного приобретения студентом новых для него знаний и умений без непосредственного участия в этом процессе преподавателей.

Контроль самостоятельной работы и оценка ее результатов организуется как единство двух форм:

- самоконтроль и самооценка студента;

- контроль и оценка со стороны преподавателей, экзаменационных комиссий.

Самостоятельная работа студентов контролируется по темам, которые в начале семестра предлагаются для углубленного самостоятельного изучения.

Основными формами контроля самостоятельной работы студентов являются:

1. Контроль знаний преподавателем при допуске студента к лабораторным работам, защите лабораторных работ.
2. Индивидуальное домашнее задание.
3. Коллоквиум.
4. Работа с тестами.

На самостоятельное изучение студентам выносятся следующие темы:

1. Химия элементов V Б - группы. Общая характеристика элементов: лантаноиды и актиноиды; физико-химические свойства, основные минералы; применение.
2. Нестехиометрические соединения. Кристаллическая решетка и ее дефекты. Дальтониды и бертоллиды. Нестехиометрические фазы, обладающие сверхпроводимостью.
3. Неорганическая химия и окружающая среда. Круговороты азота, кислорода, углерода в природе. Экологические проблемы общества. Охрана воздушного бассейна; охрана водного бассейна. Твердые отходы, безотходные производства.

14.3. Краткий терминологический словарь

Авогадро число (или постоянная Авогадро): $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частиц вещества

Адсорбция - концентрирование какого-либо вещества на поверхности раздела фаз. Например, концентрирование молекул газа (адсорбата) на твердой поверхности (адсорбенте). В качестве адсорбентов используют, как правило, пористые тела с сильно развитой поверхностью (пример - активированный уголь). Адсорбция может быть результатом действия только физических сил между частицами вещества, но может сопровождаться и химическим взаимодействием адсорбата с адсорбентом (хемосорбция).

Аллотропия - явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями. Например, графит и алмаз - две аллотропные формы (модификации) углерода, молекулярный кислород и озон - две аллотропные модификации кислорода. При определенных условиях аллотропные модификации могут переходить друг в друга.

Аморфное вещество - не кристаллическое вещество, т.е. вещество, не имеющее кристаллической решетки. Примеры: бумага, пластмассы, резина, стекло, а также все жидкости.

Амфотерность - способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания - по отношению к кислотам.

Анионы - отрицательно заряженные ионы.

АТОМ - наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Атом построен из субатомных частиц - протонов, нейтронов, электронов.

Атомная единица массы (а.е.м.) - ровно 1/12 часть массы атома углерода $^{12}_6\text{C}$, в ядре которого 6 протонов и 6 нейтронов, а в электронной оболочке 6 электронов. Другое название - углеродная единица. Единица, в которой измеряют массу атомов, молекул и субатомных частиц.

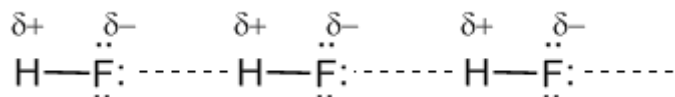
Атомный вес - масса атома какого-либо элемента, выраженная в атомных единицах массы (углеродных единицах). Атомный вес элемента равен среднему значению из атомных весов всех его природных изотопов с учетом их распространенности.

Атомный вес - то же, что порядковый номер элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева. Атомный номер численно равен положительному заряду ядра этого элемента, т.е. числу протонов в ядре данного элемента.

Валентность - число электронных пар, с помощью которых атом данного элемента связан с другими атомами.

Вещество - в естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество - одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле - вещество это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества - хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т.д. См. также "простое вещество", "сложное вещество", "смесь".

Водородная связь - один из видов межмолекулярных связей. Обусловлена в основном электростатическими силами. Для возникновения водородной связи нужно, чтобы в молекуле был один или несколько атомов водорода, связанных с небольшими, но электроотрицательными атомами, например: O, N, F. Важно, чтобы у этих электроотрицательных атомов были неподеленные электронные пары. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода H_2O , аммиак NH_3 , фтороводород HF . Например, молекулы HF связаны между собой водородными связями, которые на рисунке показаны пунктирными линиями:



Водородная связь приблизительно в 20 раз менее прочная, чем ковалентная. При её возникновении число связей, образуемых атомом H, превышает его формальную валентность.

Восстановление - химическая реакция, при которой электроны передаются данному веществу.

Восстановитель - вещество, способное отдавать электроны другому веществу (окислителю).

Гетерогенные реакции - химические реакции между веществами, находящимися в разных фазах (разных агрегатных состояниях вещества). Например, реакция горения угля - гетерогенная реакция между твердым углеродом и газообразным кислородом. Реакция взаимодействия цинка с соляной кислотой - гетерогенная реакция между твердым цинком и раствором HCl . Гетерогенные реакции протекают не в объеме, а на границе раздела фаз - в этом их принципиальное отличие от гомогенных реакций.

Гидратации - связывание молекул (атомов, ионов вещества) с водой, не сопровождающееся разрушением молекул воды.

Гидраты - соединения вещества с водой, имеющие постоянный или переменный состав и образующиеся в результате гидратации.

Гидроксидная группа - группа OH .

Горение - быстрый процесс окисления вещества, сопровождающийся выделением большого количества теплоты и, как правило, света.

Гомогенные реакции - химические реакции, протекающие в однородной фазе. Обычно это реакции либо в газовой фазе (реакции между газами), либо в жидкой фазе (реакции между растворами). Гомогенные реакции протекают во всем объеме реакционного сосуда - в этом их принципиальное отличие от гетерогенных реакций.

Диффузия - самопроизвольное выравнивание концентрации веществ в смеси, обусловленное тепловым движением молекул. Перенос частиц вещества, приводящий к выравниванию его концентрации в первоначально неоднородной системе. Искусственное перемешивание смеси действует в том же направлении.

Закон Авогадро - равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Заряд ядра - положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

Изотопы - атомные разновидности одного и того же элемента. Изотопы состоят из атомов с одинаковым зарядом ядра (то есть с одинаковым числом протонов), но с разными

относительными атомными массами (то есть с разным числом нейтронов в ядре). Очень многие элементы в природе находятся в виде смеси из несколько изотопов.

Ингибиторы - вещества, замедляющие химические реакции.

Индикаторы (кислотно-основные) - вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кислотно-основные). Например, крахмал - индикатор на появление в растворе иода (дает синюю окраску).

Ионная связь - предельный случай полярной ковалентной связи. Связь между двумя атомами считается ионной, если разница электроотрицательностей этих атомов больше или равняется 2,1.

Ионы - отрицательно или положительно заряженные частицы, образующиеся при присоединении или отдаче электронов атомами элементов (или группами атомов). Ионы бывают однозарядные ($1+$ или $1-$), двухзарядные ($2+$ или $2-$), трехзарядные и т.д. "

Катализаторы - вещества, способные ускорять химические реакции, сами оставаясь при этом неизменными.

Катионы - положительно заряженные ионы.

Квантовые числа - описывают состояние конкретного электрона в электронном облаке атома:

- главное (n) - показывает, на каком электронном уровне, начиная от ближайшего к ядру (1, 2, 3, ...) находится данный электрон;

- орбитальное (l) - показывает вид подуровня (s -подуровень, p -подуровень, d -подуровень, f -подуровень);

- магнитное (m) - указывает конкретную орбиталь (s -орбиталь, p_x -орбиталь, p_y -орбиталь и т.д.);

- спиновое (s) - показывает, какое из двух возможных (разрешенных) состояний занимает электрон на данной орбитали.

Кислота - сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода, которые могут быть замещены атомами (ионами) металлов. Оставшаяся часть молекулы кислоты называется кислотным остатком. Еще одно определение: кислоты – вещество, распадающееся в растворе с образованием ионов водорода H^+ .

Ковалентная связь - связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар. неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида. Полярная ковалентная связь существует между двумя атомами в том случае, если их электроотрицательности не одинаковы.

Концентрация - относительное количество какого-либо вещества в растворе. Например, процентная концентрация - то же, что и массовая доля растворенного вещества - отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах. Молярная концентрация - отношение числа молей растворенного вещества к общему объему раствора (единица - моль/л).

Координационное число - к каждой частице, находящейся в кристалле, примыкает вплотную только определенное число соседних частиц. Это различное для разных кристаллов число соседних частиц называется координационным числом.

Кристалл - твердое вещество, в котором атомы, ионы или молекулы расположены в пространстве регулярно, практически бесконечно повторяющимися группами.

Кристаллизация - способ очистки вещества путем осаждения его из насыщенного раствора. Обычно насыщенный раствор вещества готовится при повышенной температуре. При охлаждении раствор становится пересыщенным и чистые кристаллы выпадают в осадок.

Кристаллическая решетка. Кристаллическая структура характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных точках пространства кристалла. При мысленном соединении этих точек линиями получают пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой. Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В узлах могут находиться ионы, атомы или молекулы. Кристаллическая решетка состоит из совершенно одинаковых элементарных ячеек (см. "элементарная ячейка").

Кристаллогидраты - кристаллические гидраты (соединения вещества с водой), имеющие постоянный состав. Выделяются из растворов многих веществ, особенно солей

Массовое число(A) - сумма числа протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре атома какого-либо элемента ($A = Z + N$).

Металлическая связь- химическая связь в кристалле между положительно заряженными ионами металла посредством свободно перемещающихся (по всему объему кристалла) электронов с внешних оболочек атомов металла.

Молекула - наименьшая частица какого-либо вещества, определяющая его химические свойства и способная к самостоятельному существованию. Молекулы состоят из атомов.

Молекулярность реакции - число исходных частиц (например молекул, ионов), одновременно взаимодействующих друг с другом в одном элементарном акте реакции. Молекулярность реакции может составлять 1, 2 или 3. Соответственно различают мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные реакции.

Нейтрон - электрически нейтральная элементарная (т.е. неразделимая) частица с массой примерно $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг или 1,00867 а.е.м. Нейтроны вместе с протонами входят в состав атомных ядер.

Неподеленная пара электронов - внешняя электронная пара атома, не участвующая в образовании химической связи.

Нормальные условия (н.у.) называют температуру 0°C (273 К) и давление 1 атм (760 мм ртутного столба или 101 325 Па).

Нуклоны - элементарные частицы (протоны и нейтроны), входящие в состав ядра атома.

Окисление (вещества) - химическая реакция, при которой электроны отбираются у данного вещества окислителем.

Окислитель - вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

Оксиды - сложные вещества, состоящее из атомов двух элементов, один из которых - кислород.

Оксиды кислотные - оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и

Оксиды основные- оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды.

Орбиталь - пространство около ядра, в котором можно обнаружить электрон. За пределами этого пространства вероятность встретить электрон достаточно мала (менее 5%).

Основание - сложное вещество, в котором атом (или атомы) металла связаны с гидроксигруппами (ОН-группами). Растворимые основания могут распадаться в растворе с образованием гидроксид-ионов OH^- .

Основание амфотерное- сложное вещество, способное проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от партнера по реакции. Амфотерное основание способно отдавать как ионы водорода H^+ в реакциях с обычными основаниями, так и гидроксигруппы OH^- в реакциях с обычными кислотами.

Относительная атомная масса - обозначается символом A_r ("r" - от английского "relative" - относительный) - отношение массы атома к массе $1/12$ атома углерода-12

Переходное состояние(то же, что активированный комплекс) - короткоживущая молекула, возникающая в химической реакции при переходе от начального состояния (реагенты) в конечное (продукты). Энергия и геометрия переходного состояния соответствуют вершине энергетического барьера, разделяющего реагенты и продукты

Периодический закон Д.И. Менделеева: свойства элементов периодически изменяются в соответствии с зарядом ядер их атомов.

Порядок реакции - по данному веществу - показатель степени при концентрации этого вещества в кинетическом уравнении. Сумма порядков по всем веществам называется общим или суммарным порядком реакции. Например, для реакции $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2$: кинетическое уравнение $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$; второй порядок по NO, первый порядок по O_2 , общий (суммарный) порядок реакции 3. Для элементарных реакций порядок - целочисленная величина, совпадающая с молекулярностью реакции. Для других реакций порядки определяются только

экспериментально, причем они могут иметь как целочисленное, так и дробные (и даже нулевое) значение.

Правило Гунда: при заселении орбиталей с одинаковой энергией (например, пяти d-орбиталей) электроны в первую очередь расселяются поодиночке на вакантных ("пустых") орбиталях, после чего начинается заселение орбиталей вторыми электронами.

Правило октета: атомы элементов стремятся к наиболее устойчивой электронной конфигурации. Самая распространенная устойчивая электронная конфигурация – с завершенной внешней электронной оболочкой из 8 электронов (с *октетом* электронов).

Принцип Паули: никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел n , l , m и s .

Проскок электрона - отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d и так далее), связанные с тем, что эти "нарушения правил" обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек "по правилам".

Простое вещество - вещество, которое состоит из атомов только одного элемента или из молекул, построенных из атомов одного элемента. Примеры: железо, кислород, алмаз, аргон, медь и т.д.

Протон - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) положительным электрическим зарядом и массой $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг (или 1,00728 а.е.м.). Протоны вместе с нейтронами входят в состав атомных ядер. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется числу протонов в ядре атома этого элемента.

Растворимость - способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

Растворитель: из двух или нескольких компонентов раствора растворителем называется тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и у раствора в целом.

Раствор насыщенный - раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется. Насыщенный раствор находится в динамическом равновесии с нерастворившимся веществом.

Растворы - физико-химические однородные смеси переменного состава, состоящие из двух или нескольких веществ и продуктов их взаимодействия.

Реагенты - исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

Скорость химической реакции- количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы. Имеет размерность моль/л сек⁻¹.

Сложное вещество- вещество, которое состоит из молекул, построенных из атомов разных элементов. Примеры: соль, сахар, диоксид углерода, бензин, вода и т.д.

Соли - сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Соли кислые - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат ионы водорода.

Соли основные - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксильные группы (ОН-группы).

Стандартная энтальпия образования вещества - тепловой эффект реакции образования данного вещества из элементов при определенных условиях.

Степень окисления: при образовании химических связей между атомами электроны частично передаются от менее электроноакцепторных атомов к более электроноакцепторным атомам. Количество отданных или принятых атомом электронов называется степенью окисления атома в молекуле. При связывании разных атомов степень окисления равна заряду, который приобрел бы атом в этом соединении, если бы оно могло состоять из одних ионов. Описывает состояние атома в молекуле.

Структурные формулы - изображение молекулы, в котором показан порядок связывания атомов между собой. Химические связи в таких формулах обозначаются черточками. Например,

структурные формулы: Cl-Ca-Cl (молекула CaCl_2), O=C=O (молекула CO_2) и т.д. Рекомендуется в структурных формулах изображать также и неподелённые пары электронов.

Тепловой эффект реакций- теплота, выделенная или поглощенная при протекании химической реакции. Обычно обозначается символами Q . При постоянном давлении Тепловой эффект реакций равен изменению энтальпии. В термохимической системе знаков положительным считается тепловой эффект экзотермической реакции (в которой тепло выделяется "наружу"). В термодинамической системе знаков тепловой эффект экзотермической реакции считается отрицательным ($Q = -\Delta H$).

Типы химических реакций:

-соединения- когда два (или более) вещества-реагента соединяются в одно, более сложное вещество;

-разложения- когда одно сложное исходное вещество разлагается на два или несколько более простых;

-обмена- когда реагенты обмениваются между собой атомами или целыми составными частями своих молекул.

-замещения- реакции обмена, в которых участвует какое-либо простое вещество, замещающее один из элементов в сложном веществе;

-нейтрализации- (важная разновидность реакций обмена): реакции обмена между кислотой и основанием, в результате которых образуется соль и вода;

-окислительно-восстановительные реакции - реакции всех перечисленных выше типов, в которых происходит изменение степени окисления каких-либо атомов в реагирующих молекулах.

Титрование - способ определения концентрации раствора вещества A с помощью раствора вещества B , которое реагирует с веществом A . К точно отмеренному объему исследуемого раствора A по каплям добавляют раствор B известной концентрации. Окончание реакции определяют с помощью индикатора. По объему израсходованного раствора B судят о числе молей вещества A в отобранной пробе и во всем растворе A .

Физические явления- явления, не сопровождающиеся превращением одних веществ в другие путем разрыва и образования связей в их молекулах.

Химические явления - явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества - с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют иначе химическими реакциями.

Химия - наука о веществах и законах, по которым происходят их превращения в другие вещества.

Щелочь- растворимое в воде сильное основание. Все щелочи (NaOH , KOH , Ba(OH)_2) в растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы OH^- .

Экзотермические реакции(от греческого $\epsilon\chi\omicron$ - вне, снаружи) - химические реакции, протекающие с выделением тепла.

Электрон - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Электроны являются составной частью атомов всех элементов. Обладают свойствами как частиц, так и волн.

Электронная конфигурация- распределение электронов по энергетическим уровням, существующим в электронном облаке атома. Электронную конфигурацию описывают разными способами: а) с помощью электронных формул, б) с помощью орбитальных диаграмм (см. "электронная формула", электронная ячейка").

Электронная формула- запись распределения имеющихся в атоме электронов по энергетическим уровням и орбиталям. Например, электронная формула кислорода (элемент номер 8, атом содержит 8 электронов): $1s^2 2s^2 2p^4$.

Электроотрицательность - относительная способность атомных ядер притягивать к себе электроны, образующие химическую связь. Характеризует способность атома к поляризации химических связей.

Элемент - вещество, состоящее из атомов одного вида (из атомов с одинаковым зарядом ядра). Часто элемент содержит в своем составе несколько изотопов.

Эндотермические реакции (от греческого *endon* - внутри) - химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

Энергия активации (E_a , иногда обозначается как ΔE^\ddagger) - это та дополнительная энергия (к средней энергии E сталкивающихся частиц), которая необходима, чтобы столкновение привело к химической реакции. Энергию активации иногда называют также энергетическим барьером. Каждая химическая реакция имеет свою энергию активации. Значения E_a для реакций между нейтральными молекулами составляют, как правило, от 80 до 240 кДж/моль. На величину E_a не влияет температура, но может повлиять присутствие катализатора.

Энтальпия - "теплосодержание" реагирующих веществ. Обозначается как ΔH . При постоянном давлении (если реакция идет не в замкнутом сосуде) изменение энтальпии в процессе химической реакции равно её тепловому эффекту.

Ядерные реакции - превращение одних веществ в другие, но не путем разрыва и образования химических связей, а путем изменения строения ядер элементов, участвующих в таких реакциях.

15. ОСОБЕННОСТИ РЕАЛИЗАЦИИ ДИСЦИПЛИНЫ ДЛЯ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

В соответствии с методическими рекомендациями Минобрнауки РФ (утв. 8 апреля 2014 г. № АК-44/05вн) в курсе предполагается использовать социально-активные и рефлексивные методы обучения, технологии социокультурной реабилитации обучающихся с ОВЗ с целью оказания помощи в установлении полноценных межличностных отношений.

Обучение лиц с ограниченными возможностями здоровья осуществляется с учетом индивидуальных психофизических особенностей, а для инвалидов также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида.

Для лиц с нарушением слуха возможно предоставление информации визуально (краткий конспект лекций, основная и дополнительная литература), на лекционных и практических занятиях допускается присутствие ассистента, а так же, сурдопереводчиков и тифлосурдопереводчиков.

Оценка знаний студентов на практических занятиях осуществляется на основе письменных конспектов ответов на вопросы, письменно выполненных практических заданий.

Доклад так же может быть предоставлен в письменной форме (в виде реферата), при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и т.д.)

С учетом состояния здоровья просмотр кинофильма с последующим анализом может быть проведен дома (например, при необходимости дополнительной звукоусиливающей аппаратуры (наушники)). В таком случае студент предоставляет письменный анализ, соответствующий предъявляемым требованиям.

Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями слуха проводится в письменной форме, при этом используются общие критерии оценивания. При необходимости, время подготовки на зачете может быть увеличено.

Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации (например, с использованием программ-синтезаторов речи), а так же использование на лекциях звукозаписывающих устройств (диктофонов и т.д.). Допускается присутствие на занятиях ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь.

Оценка знаний студентов на семинарских занятиях осуществляется в устной форме (как ответы на вопросы, так и практические задания). При необходимости анализа фильма может быть заменен описанием ситуации межэтнического взаимодействия (на основе опыта респондента, художественной литературы и т.д.), позволяющим оценить степень сформированности навыков

владения методами анализа и выявления специфики функционирования и развития психики, позволяющими учитывать влияние этнических факторов. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование по вопросам.

Лица с нарушениями опорно-двигательного аппарата не нуждаются в особых формах предоставления учебных материалов. Однако, с учетом состояния здоровья часть занятий может быть реализована дистанционно (при помощи сети «Интернет»). Так, при невозможности посещения лекционного занятия студент может воспользоваться кратким конспектом лекции.

При невозможности посещения практического занятия студент должен предоставить письменный конспект ответов на вопросы, письменно выполненное практическое задание. Доклад так же может быть предоставлен в письменной форме (в виде реферата), при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и т.д.).

Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата проводится на общих основаниях, при необходимости процедура зачета может быть реализована дистанционно (например, при помощи программы Skype).

Для этого по договоренности с преподавателем студент в определенное время выходит на связь для проведения процедуры зачета. В таком случае зачет сдается в виде собеседования по вопросам (см. формы проведения промежуточной аттестации для лиц с нарушениями зрения). Вопрос и практическое задание выбираются самим преподавателем.

Примечание: Фонды оценочных средств, включающие типовые задания и методы оценки, критерии оценивания, позволяющие оценить результаты освоения данной дисциплины обучающимися с ОВЗ могут входить в состав РПД на правах отдельного документа.

Программу составили:

В.А. Колодяжный – доцент отделения биотехнологий, кандидат химических наук, доцент

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

Рецензент:

С.Б. Бурухин – профессор отделения биотехнологий, доктор химических наук

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ

Рассмотрена на заседании отделения
биотехнологий и рекомендована к одобрению
Ученым советом ИАТЭ НИЯУ МИФИ

(протокол № 9/1 от «21» 04 2023г.)

Начальник отделения биотехнологий ИАТЭ
НИЯУ МИФИ

А.А. Котляров

