

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 ЯДЕРНОЙ ФИЗИКИ И ТЕХНОЛОГИЙ

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

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

название дисциплины

для студентов направления подготовки

14.03.02 «Ядерные физика и технологии»

Шифр, название направления подготовки

образовательная программа

Инновационные ядерные технологии

г. Обнинск 2023 г.

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

- предоставить студенту совокупность химических знаний, соответствующих уровню образования специалиста по соответствующему направлению подготовки;
- сообщить студенту сведения о наиболее значимых химических знаниях, приобретенных человечеством на современном этапе его развития, и значении науки химии в жизни и практической деятельности человека;
- дать представления о многообразии химических веществ, их систематике, строении, свойствах веществ и закономерностях их превращений.

2. ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

- дать современные представления о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, от состава и строения;
- дать представление о кинетическом и термодинамическом подходах при изучении природы химических реакций, описании химических процессов. Применить термодинамический и кинетический методы для объяснения зависимости скорости химической реакции и химического равновесия от различных факторов.
- объяснить зависимость свойств веществ от природы химической связи (ионной, ковалентной, металлической);
- дать навыки безопасной работы с химическими веществами, сформировать представления о постановке и выполнении физико-химического эксперимента;
- выработать навыки самостоятельного поиска химической информации с использованием различных информационных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet);
- развить навыки системного подхода к решению учебных задач на примере освоения дисциплины;
- дать базовые знания необходимые для изучения специальных дисциплин, а также для использования приобретенных химических знаний в дальнейшей практической деятельности.

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

Дисциплина «Химия» реализуется в рамках обязательной части, формируемой участниками образовательных отношений, и относится к естественнонаучному 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.

4. 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 использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной	З- ОПК- 1 - Знать: роль естественных наук (химии в том числе) в выработке научного

	<p>деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.</p>	<p>мировоззрения; взаимосвязь между основными химическими открытиями и научными умозаключениями на их основе; границы применимости физических и математических моделей и теорий, их роль в выработке научного мировоззрения.</p> <p>У- ОПК- 1 - Уметь: использовать теоретические знания при объяснении результатов экспериментов; правильно соотносить содержание конкретных задач с общими законами физики, химии и математики; применять научные подходы в решении конкретных задач; ставить и решать простейшие экспериментальные задачи, обрабатывать, анализировать и оценивать точность и достоверность полученных результатов.</p> <p>В- ОПК-1- Владеть: теоретическим материалом по основным разделам дисциплины в объеме достаточном для идентификации, описания и объяснения явлений; теоретическими и экспериментальными методами исследования явлений; методологией научного познания.</p>
--	--	---

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)	32	48	80
В том числе:			
<i>лекции</i>	16	16	32
<i>практические занятия</i>		16	16
<i>лабораторные занятия</i>	16	16	32
Промежуточная аттестация			
В том числе:			
<i>Зачет</i>	+	-	+
<i>Экзамен</i>	-	36	36
Самостоятельная работа обучающихся	76	24	100
Всего (часы):	108	108	216
Всего (зачетные единицы):	3	3	6

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
1-2	1. Основные понятия в химии	2		6		12
3-8	2. Химическая кинетика и химическое равновесие	6				24
3-6	Химическая кинетика	4		4		12
7-8	Химическое равновесие	2				12
9-16	3. Растворы	10		6		40
9	Растворы. Общие свойства растворов.	1				12
10	Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов.	2				14
11-16	Истинные растворы. Общие свойства растворов электролитов. Равновесия в водных растворах электролитов	7		6		14
	Итого за I семестр	16		16		76
1-4	4. Основы химической термодинамики	5	4	4		6
1	Основные понятия и определения химической термодинамики.	2	1			2
2-3	Термохимия.	2	2	4		2
4	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов.	1	1			2
5-8	5. Основы электрохимии	3	4	4		8
5-6	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	1	2	2		4
7-8	Электрохимические процессы. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	2	2	2		4
9-14	6. Строение вещества и химическая связь	7	6	4		8
9-10	Строение атома	2	2			2
11-12	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	1	2			1

12-13	Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия	2				2
14	Строение вещества и его агрегатное состояние	1				1
14	Комплексные соединения	1	2	4		2
15-16	7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	2	2	4		2
15	Дисперсные системы.	1	2	4		1
16	Коллоидные растворы. Особенности свойств высокодисперсных систем.	1				1
Итого за II семестр		16	16	16		24

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		
1-2	1. Основные понятия в химии	Состав атома. Элементарные частицы. Состав ядра атома. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Основы атомно-молекулярного учения. Масса атомов. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Масса молекул. Относительная молекулярная масса. Количество вещества. Моль. Число Авогадро. Молярная масса. Молярный объём. Основные стехиометрические законы химии. Закон сохранения массы. Закон постоянства состава. Закон простых объёмных отношений. Закон сохранения энергии. Законы газового состояния. Химические реакции. Классификация химических реакций. Расчётные задачи на понятие моль, газовые законы, по уравнениям химических реакций.
3-8	2. Химическая кинетика и химическое равновесие	
3-6	Химическая кинетика	Гомогенные и гетерогенные реакции. Необратимые реакции. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Константа скорости реакции. Порядок реакции. Элементарные реакции. Молекулярность химической реакции. Закон действия масс для элементарной химической реакции. Реакции нулевого и первого порядка. Радиоактивный распад, как реакция первого порядка. Период полураспада. Кинетические уравнения и расчеты. Сложные реакции. Механизм химической реакции. Лимитирующая стадия процесса. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации и коэффициент Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Энергетическая диаграмма химической реакции. Катализ. Ингибирование. Гетерогенные химические реакции.

		Кинетика гетерогенных реакций.
7-8	Химическое равновесие	Химическое равновесие как частный случай общей проблемы равновесия. Обратимые химические реакции. Кинетический вывод закона действующих масс обратимой химической реакции. Константа химического равновесия. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия (концентрация, давление, температура, катализатор). Принцип Ле-Шателье. Типовые задачи на химическое равновесие.
9-16	3. Растворы	
9	Растворы. Общие свойства растворов.	Растворение как сложный физико-химический процесс. Сольватация (гидратация). Сольваты (гидраты). Кристаллогидраты. Термодинамика процесса растворения. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Классификация растворов. Истинный и коллоидный растворы. Концентрированный и разбавленный растворы. Насыщенный раствор. Растворы электролитов и неэлектролитов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая, мольная, объёмная доли. Молярная концентрация, нормальная (эквивалентная) концентрация.
10	Истинные растворы. Разбавленные растворы неэлектролитов	Растворимость веществ. Коэффициент растворимости. Растворимость газов, жидкостей и твёрдых тел. Модель идеального раствора. Закон Генри. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Изменение температур кипения и замерзания растворов. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные. Осмос. Осмотическое давление. Обратный осмос. Уравнение Вант-Гоффа. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
11-16	Истинные растворы. Свойства растворов электролитов. Равновесия в водных растворах электролитов	Свойства растворов электролитов и электролитическая диссоциация. Механизмы электролитической диссоциации и состояние ионов в растворе. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчёты водородного показателя (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований. Растворимость малорастворимых веществ. Произведение растворимости. Расчёты растворимости и произведения растворимости малорастворимых веществ. Влияние посторонних веществ на растворимость. Эффект общего иона. Обменные реакции в растворах. Реакции с образованием осадков малорастворимых веществ, слабых электролитов, газов, определение направления протекания реакций ионного обмена. Гидролиз солей. Написание реакций гидролиза. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчёт рН растворов солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Совместный гидролиз двух солей. Типовые задачи. Комплексные соединения; номенклатура, характеристика устойчивости. Задачи на равновесие при диссоциации комплексных соединений

2 семестр		
1-4	4. Основы химической термодинамики	
1	Основные понятия и определения химической термодинамики.	Основные понятия и определения химической термодинамики. Изолированные, замкнутые, открытые системы и их окружение. Параметры состояния и функции состояния термодинамической системы. Работа и теплота. Изохорные, изобарные, изотермические, адиабатические процессы. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Внутренняя энергия.
2-3	Термохимия.	Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпия образования и сгорания веществ. Стандартное состояние вещества. Расчёт тепловых эффектов химических реакций. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгофа.
4	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов.	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Особенности самопроизвольных процессов, поиск критерия протекания самопроизвольных процессов. Энтропия. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Зависимость энтропии от температуры, давления, объёма системы, сложности строения молекул. Изменение энтропии при протекании химических реакций и при фазовых переходах. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов. Энергия Гиббса (ΔG). Критерий осуществимости химического процесса. Энергия Гиббса и направление химического процесса. Влияние энтальпийного и энтропийного факторов на направление протекания процесса. Энергия Гиббса образования веществ. ΔG обратимых и необратимых реакций. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа). Расчёты ΔG химических реакций.
5-8	5. Основы электрохимии	
5-6	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	Окислитель. Восстановитель. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций. Степень окисления атомов в молекуле. Правила определения степени окисления атомов в молекулах и в сложных ионах. Зависимость ОВР от характера среды на примере перманганата калия и пероксида водорода. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярные, внутримолекулярные реакции. Реакции диспропорционирования. Типичные окислители и восстановители.
7-8	Электрохимические процессы	Двойной электрический слой. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Гальванический элемент. ЭДС. Связь ЭДС и изменения энергии Гиббса. Ряд напряжений металлов. Направление протекания ОВР. Электролиз.
9-14	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.
9-10	6. Строение вещества и химическая связь	
11-12	Строение атома	Электронное строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.

		Менделеева. Связь строения с физическими свойствами вещества.
12-13	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	Периодичность в изменении электронных конфигураций атомов. Периодический закон. 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.
14	Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия	Химическая связь. Определение пространственного строения молекул. Метод Гиллеспи и теория гибридизации.
14	Строение вещества и его агрегатное состояние	Агрегатные состояния вещества: твердое, жидкое, газообразное. Кристаллическое и аморфное состояния. Кристаллическая решетка, дефекты структуры.
15-16	7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	
15	Дисперсные системы.	Классификация дисперсных систем. Понятия гетерогенность и дисперсность. Способы получения высокодисперсных систем. Методы диспергирования и конденсации.
16	Коллоидные растворы.	Особенности свойств высокодисперсных систем. Особенности оптических свойств. Эффект Тиндаля. Рэлеевское рассеяние в коллоидных растворах. Коллигативные свойства. Электрокинетические явления. Электрофорез. Электроэндоосмос. Агрегативная и седиментационная устойчивость коллоидно-дисперсных систем. Коагуляция и коалесценция. Лиофобные золи. Понятие мицелла. Правило Панета-Фаянса. Строение мицеллы. Составление формулы мицеллы. Строение ДЭС. Межфазный и дзета- (электрокинетический) потенциалы. Устойчивость коллоидных растворов. Факторы, обуславливающие устойчивость коллоидных растворов. Правило Шульце – Гарди. Порог коагуляции.

Практические/семинарские занятия

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
Семестр 2		
1-4	4. Основы химической термодинамики.	
1-2	Термохимия.	Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпия образования и сгорания веществ. Стандартное состояние вещества. Расчёт тепловых эффектов химических реакций. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгофа.
3-4	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Критерии равновесия и	Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов. Энергия Гиббса (ΔG). Критерий осуществимости химического процесса. Энергия Гиббса и направление химического процесса. Влияние энтальпийного

	направления самопроизвольного протекания процессов.	и энтропийного факторов на направление протекания процесса. ΔG обратимых и необратимых реакций. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа). Расчёты ΔG химических реакций. Расчет константы равновесия из термодинамических данных
5-8	5. Основы электрохимии	
5-6	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций. Зависимость ОВР от характера среды на примере перманганата калия и пероксида водорода.
7-8	Электрохимические процессы	Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Гальванический элемент. ЭДС. Связь ЭДС и изменения энергии Гиббса. Ряд напряжений металлов. Направление протекания ОВР. Электролиз. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.
9-14	6. Строение вещества и химическая связь	
9-10	Строение атома	Электронное строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Связь строения с физическими свойствами вещества.
11-12	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	
13-14	Комплексные соединения (КС)	Строение КС. Химическая связь. Номенклатура. Диссоциация КС. Константа нестойкости.
15-16	7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	
15-16	Коллоидные растворы.	Строение мицеллы. Составление формулы мицеллы. Строение ДЭС. Межфазный и дзета- (электрокинетический) потенциалы. Устойчивость коллоидных растворов. Факторы, обуславливающие устойчивость коллоидных растворов. Правило Шульце – Гарди. Порог коагуляции.

Лабораторные занятия

Неделя	Наименование раздела / темы дисциплины	Содержание
1 семестр		
1	1. Основные понятия в химии	
1-4	Основные понятия в химии	Лабораторная работа. «Получение и свойства оксидов, гидроксидов и солей. Зависимость основно-кислотных свойств оксидов и гидроксидов от положения в ПСХЭ». Техника безопасности. Правила поведения в химической лаборатории. Правила выполнения и защиты работ. Основные понятия в химии. Основные классы неорганических соединений. Лабораторная работа «Титрование раствора гидроксида натрия раствором соляной кислоты заданной концентрации». Объемный анализ. Концентрации (ω , C_m , C_n). Основы объемного химического анализа Приготовление растворов заданной концентрации.
5-8	2. Химическая кинетика и химическое равновесие	

5-8	Химическая кинетика	Лабораторная работа «Исследование кинетических закономерностей разложения тиосерной кислоты»
9-16	3.Растворы	
9-12	Истинные растворы. Общие свойства растворов электролитов.	Лабораторная работа «Водородный показатель. Определение рН водных растворов (метод индикаторов, инструментальный метод)».
13-16	Равновесия в водных растворах электролитов.	Лабораторная работа «Обменные реакции в растворах. Производство растворимости. Условия и направление протекания реакций ионного обмена до конца».
2 семестр		
1-2	3.Растворы	Лабораторная работа «Гидролиз солей»
3-4	4.Основы химической термодинамики	
3-4	Термохимия	Лабораторная работа «Определение тепловых эффектов химических реакций нейтрализации сильной кислоты сильным основанием и определение теплот растворения солей в воде».
5-8	5.Основы электрохимии	
5-6	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции. Направление протекания ОВР. Расчет энергии Гиббса для ОВР.
7-8	Электрохимические процессы	Лабораторная работа «Изучение работы ГЭ с различными металлическими электродами. Изучение работы концентрационного ГЭ».
9-12	6.Строение вещества и химическая связь	Лабораторная работа «Комплексные соединения». Получение КС, исследование свойств КС.
12-16	7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	Лабораторная работа «Коллоидный растворы»». Получение коллоидных растворов и исследование их свойств.

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

1. Методические указания по организации самостоятельной работы по дисциплине «Химия», утверждено на заседании отделения ЯФиТ (протокол № 1 от «30» августа 2023 г.)

2. Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ, утвержденные отделением биотехнологий, протокол № 7 от 07.03.2023 г.

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. Химическая кинетика и	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство № 3.1 и 3.2 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>

	химическое равновесие		
2.	3. Растворы	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №3.3 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
Промежуточная аттестация, 1 семестр			
зачет		З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №2</i>
Текущая аттестация, 2 семестр			
3.	3. Растворы 4. Основы химической термодинамики 5. Основы электрохимии	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №3.4, 3.5– контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
4.	6. Строение вещества и химическая связь 7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №3.6, 3.7 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
Промежуточная аттестация, 2 семестр			
Экзамен		З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство № 1</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, 2 семестр:

1. Состав атома. Элементарные частицы. Характеристика электрона, протона, нейтрона. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Основы атомно-молекулярного учения. Масса атомов. Атомная единица массы. Понятие количества вещества, моль.
2. Строение атома. Ядерная модель атома. Квантово-механическое описание строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Орбиталь.
3. Электронное строение атома. Квантовые числа n , l , m_l , m_s . Значение и физический смысл. Электронный слой (уровень). Электронные подуровни.
4. Электронная формула. Правила заполнения электронных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Первое и второе правила Клечковского.
5. Электронное строение атомов и периодическое изменение свойств химических элементов. Периодическая система Д.И. Менделеева. s -, p -, d - и f - элементы, их расположение в периодической системе.
6. Понимание периодического закона с позиций современных представлений о строении атома. Закономерности изменения металлических и неметаллических свойств химических элементов в периодах и группах периодической системы (ПС). Закономерности в изменении радиусов атомов и ионов в ПС.
7. Энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности их изменения у элементов в периодах и группах.

8. Ковалентная химическая связь, её характеристики. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
9. Метод валентных связей (основные положения). Кривая $E=f(r)$ молекул.
10. Понятия валентность атомов, валентные электроны, степень окисления атомов. Правила определения степени окисления элементов. Валентность атомов в основном и возбуждённом состояниях.
11. Основные типы химической связи. Электронная природа химической связи. Основные характеристики химической связи: энергия связи; длина связи; направленность связи; полярность связи; насыщенность связи.
12. Водородная связь. Энергия водородной связи. Изменение физических свойств веществ вследствие образования водородных связей. Особенности свойств воды.
13. Межмолекулярные взаимодействия и агрегатное состояние веществ. Газообразное и конденсированное состояние веществ.
14. Особенности газообразного, жидкого и твердого агрегатных состояний вещества. Сравнение свойств твердого кристаллического и твердого аморфного состояний вещества.
15. Кристаллы. Основные типы кристаллических решёток: атомная, молекулярная, ионная и металлическая. Связь строения и свойств кристаллов.
16. Электроотрицательность и основные типы химической связи. Ионная связь. Основные характеристики ионной связи.
17. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Концепция гибридизации орбиталей для определения конфигурации молекул (на примере атома углерода).
18. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Оценка углов между связями и формы молекул. Метод Гиллеспи для определения конфигурации молекул.
19. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Энергия межмолекулярного взаимодействия.
20. Основные классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксосоединений s и p-элементов в зависимости от положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Схема Косселя. Связь с радиусами и степенями окисления. Амфотерные соединения.
21. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов. Свинцовый аккумулятор.
22. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
23. Скорость химической реакции. Закон действия масс для необратимых реакций. Механизм химических процессов. Элементарная реакция. Молекулярность реакции, порядок химической реакции.
24. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Энергетическая схема протекания химической реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Уравнение Аррениуса. Катализ. Ингибирование.
25. Обратимые химические реакции. Закон действия масс для обратимых реакций. Константа равновесия. Энергетическая схема обратимой реакции. Влияние изменения внешних условий (концентрации, давления, температуры, катализатора) на положение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
26. Первый закон термодинамики. Энтальпия и внутренняя энергия. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования веществ.
27. Закон Гесса и следствия из него. Тепловой эффект химических реакций и фазовых переходов. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов из стандартных теплот образования.
28. Энтропия. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Энтропия, как функция температуры, давления, объёма, фазового состояния вещества, строения молекул. Изменение энтропии при химических и фазовых превращениях.
29. Энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания необратимых химических процессов. Влияние температуры.

30. Энергия Гиббса для обратимых химических реакций. Связь с константой равновесия. Уравнение Вант-Гоффа.
31. Растворы. Классификация растворов. Термодинамика процесса растворения. Понятие идеального раствора.
32. Способы выражения состава растворов: массовая и мольная доли; молярная, моляльная и нормальная концентрации. Связь между молярной концентрацией и массовой долей, между моляльной и молярной концентрацией.
33. Понятие эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентное число, эквивалентная масса, закон эквивалентов. Правила определения фактора эквивалентности для кислот, оснований, оксидов, солей, для химических элементов. Расчет фактора эквивалентности для окислителя и восстановителя в ОВР.
34. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (степень диссоциации, константа диссоциации). Зависимость процесса диссоциации от температуры.
35. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчет водородного показателя (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований.
36. Зависимость степени диссоциации слабых электролитов от концентрации растворов. Закон разбавления Оствальда (вывод).
37. Растворимость веществ. Коэффициент растворимости. Ионное равновесие в системе раствор ↔ осадок. Произведение растворимости. Молярная растворимость. Связь между молярной растворимостью малорастворимых веществ и произведением растворимости. Влияние посторонних веществ на растворимость. Эффект общего иона.
38. Гидролиз солей. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчет водородного показателя (рН) растворов гидролизующихся солей.
39. Обменные реакции в растворах электролитов (реакции с образованием осадков малорастворимых веществ, слабых электролитов, газов). Направление протекания реакций обмена для случая, когда одновременно среди исходных веществ и продуктов реакции имеются малорастворимые вещества или слабые электролиты.
40. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Классификация ОВР. Межмолекулярные, внутримолекулярные реакции, реакции диспропорционирования. Окислитель. Восстановитель.
41. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Фазовая диаграмма воды. Изменение температур замерзания и кипения водных растворов. Явление осмоса. Уравнение Вант-Гоффа для осмотического давления. Изотонический коэффициент, учитывающий процессы диссоциации и ассоциации частиц в растворах.
42. Эквивалент веществ в кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессах. Фактор эквивалентности. Эквивалентная масса. Закон эквивалентов.
43. Комплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений. Строение, химическая связь. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных соединений.
44. Дисперсные системы и их классификация (в зависимости от соотношения агрегатного состояния дисперсная фаза/дисперсионная среда; характера взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой, структурно-механических свойств). Дисперсность и гетерофазность. Способы получения дисперсных систем (методы диспергирования и коденсации)
45. Коллоидные растворы как частный случай дисперсных систем. Особенности свойств коллоидных систем. Строение мицелл в лиофобных коллоидных растворах (агрегат, ядро, гранула, мицелла). Правило Панета – Фаянса.
46. Электрокинетические свойства коллоидных растворов. Строение двойного электрического слоя. Потенциалопределяющие ионы, противоионы. Электрокинетический (дзета-) потенциал. Электрофорез и электроэндоосмос – объяснение механизма с позиций строения мицеллы.

47. Агрегативная и кинетическая (седиментационная) неустойчивость коллоидных растворов. Коагуляция и коалесценция. Порог коагуляции, коагулирующее действие электролитов, правило Шульце – Гарди.
48. Жесткость воды. Методы ее устранения.

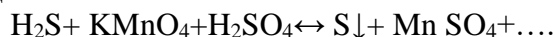
Примерные задачи, включенные в экзаменационные билеты

1. Задачи на основные законы химии (расчет по стехиометрии, газовые законы).
2. Написание электронных формул элементов Периодической системы.
3. Определение конфигураций простейших молекул, определение полярности связей в молекуле.
4. Задачи на приготовление растворов (с использованием понятий процентной, молярной и нормальной концентраций).
5. Задачи на вычисление тепловых эффектов реакций.
6. Задачи по кинетике реакций, связанные с использованием закона действия масс, правила Вант - Гоффа.
7. Задачи по равновесию реакций (определение констант равновесия, расчет равновесных концентраций). Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
8. Написание реакций гидролиза и определение среды раствора.
9. Написание окислительно - восстановительных реакций по методу полуреакций.
10. Написание формулы мицеллы.

Типовые задачи для зачета

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 $K_{d1}=7,9 \cdot 10^{-3}$; $K_{d2}=1 \cdot 10^{-7}$; $K_{d3}=4,5 \cdot 10^{-12}$.
2. Рассчитать pH 2 %-ного раствора $NaNO_2$ (плотность раствора 1,02 г/мл).
3. Написать схему гидролиза KF. Вычислить константу гидролиза KF. Определить степень гидролиза этой соли в 0,01M растворе и pH раствора, если $K_d(HF) = 6,6 \cdot 10^{-4}$.
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 25⁰C 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 $1 \cdot 10^{-17}$. Изменением объема 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 $1,8 \cdot 10^{-5}$.
8. Сравнить pH 1M растворов уксусной кислоты (CH_3COOH) и соляной кислоты (HCl). $K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, Рассчитать степень диссоциации уксусной кислоты.
9. Какую массу гидроксида натрия необходимо растворить в 3 л воды, чтобы pH полученного раствора стал равен 11?
10. Константа нестойкости иона $[Ag(CN)_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05M растворе $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 моля KCN в литре раствора.
11. Константа нестойкости иона $[Cd(CN)_4]^{2-}$ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 M- растворе $K_2[Cd(CN)_4]$, содержащем в избытке 0,1 моля KCN в литре раствора.
12. Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2A(g)+B(g) \leftrightarrow C(g)$ при уменьшении парциального давления всех веществ в системе в три раза и одновременном понижении температуры системы на 30⁰C? Температурный коэффициент скорости реакции - 2.
13. Вычислите температурный коэффициент и энергию активации химической реакции, если константа скорости этой реакции при 120⁰C равна $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170⁰C равна $6,7 \cdot 10^{-2}$.
14. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298⁰K, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?
15. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель.

Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции



16. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции



17. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции



18. Вычислить изменение энергии Гиббса в реакции димеризации диоксида азота $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ при стандартной температуре. Сделать вывод о направлении протекания процесса, определить константу равновесия реакции димеризации.

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

20. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при концентрациях $[\text{NO}] = 0.4$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0.2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0.1$ 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.

21. В какую сторону протекает реакция $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ в стандартных условиях? Чему равна константа равновесия данной реакции?

22. Составить формулы мицелл образованных а) добавлением (по каплям) раствора хлорида бария (BaCl_2) к раствору сульфата натрия (Na_2SO_4), находящемуся в избытке; а) добавлением (по каплям) раствора сульфата натрия Na_2SO_4 к раствору хлорида бария (BaCl_2), находящемуся в избытке. Объяснить различие в знаках зарядов гранул.

Оценочное средство №2

вопросы (задания) к зачету, 1 семестр:

Вариант 1

1. Какие из перечисленных веществ являются гидроксидами?

1) HCl ; 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 3) MnO_2 ; 4) MgOHNO_3 .

Какие кислоты могут образовывать кислые соли?

1) HCl ; 2) HClO ; 3) H_3PO_4 ; 4) HNO_3 .

Основные соли – это

- 1) продукты неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки;
- 2) продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла;
- 3) продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла;
- 4) продукты полного замещения гидроксогрупп основания кислотными остатками.

NaHSO_3 является:

1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) кислотой.

$(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$ является:

1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) основной солью.

Кислые соли могут быть получены:

1) основание + кислота (избыток); 2) кислота + основание (избыток); 3) кислая соль + щелочь.

Молярная концентрация определяется по формуле:

1) $C_M = v / V$; 2) $C_M = V / v$; 3) $C_M = n / V$; 4) $C_M = n / v$.

Процентная концентрация (ω) представляет собой:

1) $\omega = m_{\text{вещества}} / m_{\text{воды}}$; 2) $\omega = m_{\text{вещества}} / m_{\text{раствора}}$;

3) $\omega = m_{\text{воды}} / m_{\text{вещества}}$.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации определяется:

1) законом эквивалентов; 2) законом действующих масс; 3) правилом Вант-Гоффа.

В соответствии с правилом Вант-Гоффа, с ростом температуры скорость реакции

1) возрастает; 2) уменьшается; 3) не изменяется.

Один катализатор снижает энергию активации на 4 кДж, другой – на 10 кДж. Какой эффективнее?

1) 1; 2) 2.

Процесс диссоциации серной кислоты описывается уравнением:

1) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Константа диссоциации уксусной кислоты выражается соотношением:

1) $K = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$;

2) $K = [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]$;

3) $K = [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}^+]$.

Какие из перечисленных кислот являются сильными?

1) HCl ; 2) H_2SO_3 ; 3) H_3PO_4 ; 4) CH_3COOH .

Какие из перечисленных оснований являются сильными?

1) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 2) NaOH ; 3) NH_4OH ; 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

В кислой среде pH имеет значение:

1) < 7 ; 2) > 7 ; 3) $= 7$.

Водородный показатель это:

1) $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$; 2) $\text{pH} = -\ln[\text{H}^+]$; 3) $\text{pH} = -\lg[\text{OH}^-]$.

Гидроксильный показатель это:

1) $\text{pOH} = -\lg[\text{H}^+]$; 2) $\text{pH} = -\ln[\text{H}^+]$; 3) $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.

Степень диссоциации (α) для слабых электролитов равна:

$\alpha = 1$; 2) $\alpha \geq 1$; 3) $\alpha < 1$.

При увеличении концентрации уксусной кислоты в 100 раз степень диссоциации

1) увеличится в 10 раз; 2) уменьшится в 10 раз; 3) увеличится в 100 раз; 4) уменьшится в 100 раз.

pH раствора равен 3. Концентрация ионов OH^- в этом растворе равна:

1) 11 М; 2) 10^{-3} М; 3) 3М; 4) 10^{-11} М.

Константа диссоциации воды определяется уравнением:

$K = [\text{H}^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{OH}^-]$; 2) $K = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$; 3) $K = [\text{H}_2\text{O}] / [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$.

Сколько мл 0,1М раствора кислоты потребуется для нейтрализации 10 мл 0,05 М раствора NaOH ?

1) 10 мл; 2) 20 мл; 3) 5мл; 4) 25мл.

50 г Na_2SO_4 добавили к 500 г воды. Массовая доля получившегося раствора равна:

1) 0,1; 2) 0,09; 3) 0,5; 4) 0,15.

В 400 г раствора содержится 40 г KCl . Массовая доля раствора равна:

9%; 2) 10%; 3) 4%; 4) 12%.

Закон действующих масс для реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$:

1) $K_c = [\text{A}] \cdot [\text{B}] / [\text{C}] \cdot [\text{D}]$; 2) $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$;

3) $v = k \cdot [\text{C}] \cdot [\text{D}]$; 4) $K_c = [\text{C}] \cdot [\text{D}] / [\text{A}] \cdot [\text{B}]$.

При увеличении температуры на 20^0 С скорость реакции выросла в 9 раз. Температурный коэффициент равен:

1) 4,5; 2) 3; 3) 2; 4) 0,5.

Как изменится скорость реакции при снижении температуры на 20^0 С? Температурный коэффициент равен 2:

1) увеличится в 2 раза; 2) уменьшится в 4 раза; 3) уменьшится в 2 раза.

Как изменится скорость химической реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$, если концентрацию вещества В увеличить в 2 раза?

1) увеличится в 2 раза; 2) уменьшится в 2 раза; 3) не изменится; 4) увеличится в 4 раза.

Увеличение давления в системе $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ сместит равновесие

1) вправо; 2) влево; 3) не сместит

Оценочное средство № 3.1

Контрольная работа по теме: «Основные понятия в химии», «Химическая кинетика»

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 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°C реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта реакция: а) при 50°C, б) при 0°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?
4. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{C}(\text{г})$ при уменьшении давления всех веществ в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент реакции 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 по теме: «Растворы».

типовые задания (вопросы) - образец:

1. Исходя из произведения растворимости CaCO_3 , найти массу CaCO_3 , содержащую в 100мл 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 NH_4Cl .
4. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:
 а) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \dots$ б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ г) $\text{SrSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$ д) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
5. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,02М растворе $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
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», «Гидролиз».

типовые задания (вопросы) - образец:

Контрольная работа 1.

Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

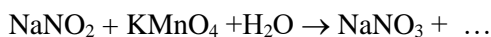
Перманганат калия, сероводород, пероксид водорода, бромная вода, нитрит калия.

NO_3^- , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^{2-} , BrO_3^- .

2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только

восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



4. Рассчитать pH 0,01 M раствора фторида натрия ($K_d(HF) = 10^{-4}$).

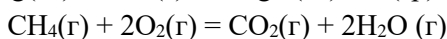
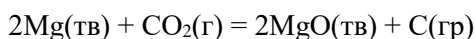
5. Написать уравнения гидролиза солей: карбоната натрия, хлорида меди (II).

Оценочное средство № 3.5

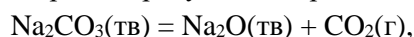
Контрольная работа по теме: «Химическая термодинамика».

Контрольная работа 1.

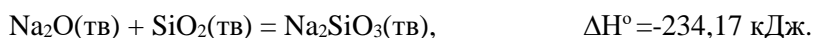
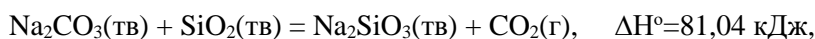
Вычислить ΔH°_{298} реакций и фазовых переходов, воспользовавшись справочными данными о ΔH°_{f298} веществ.



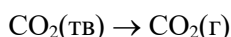
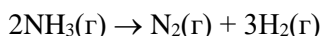
2. Вычислить количество теплоты, которое потребуется для разложения 10 кг карбоната натрия



если известно, что



3. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:



4. Можно ли получить при стандартных условиях пероксид водорода по реакции $2H_2O(ж) + O_2(г) = 2H_2O_2(ж)$?

5. В каком из следующих случаев возможно протекание реакции при любых температурах: а). $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$; б). $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; в). $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$?

6. Рассчитать энергию Гиббса и определить направление протекания реакция $CO + Cl_2 = COCl_2$ при 700 К из стандартного состояния, если константа равновесия реакции равна $1,0685 \cdot 10^{-4}$.

Оценочное средство № 3.6

Контрольная работа 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_n);

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.

№	Уравнение реакции получения комплексного иона
---	---

варианта	
1	$\text{Be}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$
2	$\text{Zn}^{2+} + \text{OH}^-$

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 соединение	КЧ	Примечание
1	$\text{KPt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5$	6	
2	$\text{PdCl}_2(\text{NH}_3)_3$	4	

3. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения (1)

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

4. Составить уравнения реакций обмена в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используя справочные значения K_n и Pr , определить направление реакции или образование малорастворимого вещества (\downarrow).

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

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

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

Оценочное средство № 3.7

Контрольная работа по теме: «Электронное строение атома».

Контрольная работа №1

- 1) Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 30, 35, 81. Для последнего электрона этих атомов указать значения всех квантовых чисел.
- 2) К какому типу элементов (s, p, d, f) они относятся?
- 3) Описать их положение в периодической системе элементов.
- 4) Привести примеры электронных аналогов этих элементов.
- 5) Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^25p^4$; б) $3d^24s^1$, в) $6s^24f^4$. Определить порядковый номер и название элемента.
- 6) Какие валентности и в основном и возбужденном состоянии возможны для элементов с порядковыми номерами 5, 16 и определить высшую и низшую степени окисления для этих элементов.

Оценочное средство № 4

Защита лабораторных работ

типовые задания (вопросы) - образец:

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

Основные классы неорганических веществ:

1. Оксиды – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
2. Кислоты – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
3. Основания – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
4. Соли – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
5. Оформление отчета и составление выводов.

Химическая кинетика:

1. Определение скорости химической реакции.
2. Гомогенные и гетерогенные реакции.
3. Простые и сложные реакции.
4. Зависимость скорости химической реакции от температуры.
5. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.
6. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Активированный комплекс.
7. Энергетическая диаграмма химической реакции.
8. Катализ. Катализатор. Механизм катализа.
9. Оформление отчета и составление выводов.

Объемный химический анализ:

1. Массовая доля, молярная концентрация.
2. Решение задач на расчет массовой доли, молярной концентрации растворов.
3. Разбавление растворов. Решение задач.

Водородный показатель:

1. Электролит. Электролитическая диссоциация.
2. Слабые и сильные электролиты. Примеры.
3. Степень и константа диссоциации.
4. Диссоциация кислот, оснований, солей. Примеры.
5. Закон разбавления Освальда.
6. Ионное произведение воды.
7. pH, pOH.
8. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.
9. Оформление отчета и составление выводов.

Реакции ионного обмена:

1. Написание реакций ионного обмена.
2. Решение задач на ПР и растворимость.
3. Оформление отчета и составление выводов.

Гидролиз солей:

1. Уметь писать уравнения гидролиза различных солей.
2. Рассчитывать pH растворов солей.
3. Писать уравнения гидролиза многоосновных солей.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Окислительно- восстановительные реакции:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными.
2. Окислитель, восстановитель.
3. Уметь расставлять коэффициенты методом ионно-электронного баланса. Уметь рассчитывать эдс и изменение Гиббса.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Химическая термодинамика

1. Термодинамическая система. Типы систем.
2. Термодинамические параметры, функции. Функции состояния
3. Термодинамический процесс. Обратимый, необратимый процесс. Равновесный, неравновесный процесс. Самопроизвольный процесс.
4. Внутренняя энергия.
5. Работа, теплота.
6. Первый закон термодинамики.
7. Энтальпия.
8. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Теплота образования. Теплота сгорания.
9. Задачи на расчет тепловых эффектов химических реакций.
10. Оформление отчета и составление выводов.

Основы электрохимии

1. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный потенциал.
2. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы.
3. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Комплексные соединения

1. Строение комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.
2. Химическая связь в комплексных соединениях.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Диссоциация комплексных соединений.
5. Решение задач.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Коллоидные растворы

1. Какие системы называются дисперсными.
2. Классификация дисперсных систем.
3. Коллоидные растворы. Получение, оптические и электрокинетические свойства.
4. Строение мицеллы.
5. Устойчивость дисперсных систем. Коагуляция.
6. Правила коагуляции.
7. 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 1			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3.1</i>	8	9	15
<i>Оценочное средство № 4</i>	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3.2</i>	16	5	8
<i>Оценочное средство № 3.3</i>	16	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Зачет	-		
<i>Оценочное средство № 2</i>	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100
Семестр 2			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3.4</i>	8	5	8
<i>Оценочное средство № 3.5</i>	8	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3.6</i>	15	5	8
<i>Оценочное средство № 3.7</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

* - 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	5- «отлично»/ «зачтено»	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. Глинка Н.Л. Общая и неорганическая химия/под ред. А.И. Ермакова. - изд.30-е, перераб. и доп. М.Интеграл-пресс. 2005. - 728 с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия: учебник / Н. Л. Глинка; ред.: В. А. Попков, А. В. Бабков. - М.: Юрайт, 2011.
3. 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.
4. 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.
5. Ткачев, С. В. Общая химия : учебное пособие / С. В. Ткачев, В. В. Хрусталеv. - Минск : Высшая школа, 2020. - 495 с. - URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9789850632722.html>

б) дополнительная учебная литература:

1. 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.
2. Мачула А.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Лабораторный практикум по курсу «Общая и неорганическая химия». – Обнинск: ИАТЭ. 2004.- 44с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 2011. - 240 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия. - изд.2-е., испр. и доп.- М.: Высшая школа, 2000. - 558 с.
5. 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 «Общая и неорганическая химия» предусматривает: лекции (32 часа), семинарские занятия (16 часов), лабораторные работы (16 часа), текущий контроль в виде выполнения контрольных работ, защит лабораторных работ, промежуточный контроль - экзамен.

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	Студент должен иметь лекционную тетрадь, где оформляет конспект лекций. Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометать важные мысли, выделять

	<p>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>
<p>Практические занятия</p>	<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 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>
<p>Самостоятельная работа</p>	<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</p>

	<p>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>
<p>Лабораторная работа</p>	<p>Подготовка к лабораторной работе включает в себя работу с конспектом лекций, рекомендуемой литературой, подготовку ответов к контрольным вопросам для допуска к выполнению лабораторной работы, решение задач.</p> <p>Лабораторные занятия проводятся в специализированных лабораториях факультета.</p> <p>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</p>

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:

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.

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.

Лабораторные занятия проводятся индивидуально. Студент получает допуск на лабораторную работу при наличии конспекта и устных

	<p>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>
Подготовка к экзамену (зачету)	<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.</p> <p>При подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, отчеты по лабораторным работам, примеры выполнения заданий, рассматриваемых на занятиях, рекомендуемую литературу. Экзамен по дисциплине «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.

проекционный 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.

На самостоятельное изучение студентам выносятся следующие темы:

1. Основные классы неорганических соединений;
2. Коррозия. Электрохимическая коррозия.
3. Жесткость воды. Типы жесткости, методы устранения жесткости.

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.

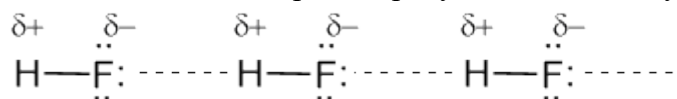
Атомный вес - то же, что порядковый номер элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева. Атомный номер численно равен положительному заряду ядра этого элемента, т.е. числу протонов в ядре данного элемента.

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 неподделенные 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 нескольких 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 разность 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 ($1, 2, 3, \dots$) 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, состоящие 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 CaCl₂), O=C=O (молекула CO₂) 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:

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

С.Б. Бурухин – доцент отделения биотехнологий, кандидат химических наук

Рецензент:

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