

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Железнов Лев Михайлович

Должность: ректор

Дата подписания: 29.03.2025

Уникальный программный ключ:

7f036de85c233e341493b4c0e48bb3a18c939f51

Федеральное государственное бюджетное

образовательное учреждение высшего образования

«Кировский государственный медицинский университет»

Министерства здравоохранения Российской Федерации

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Специальность: 30.05.01 МЕДИЦИНСКАЯ БИОХИМИЯ

Направленность (профиль) ОПОП: МЕДИЦИНСКАЯ БИОХИМИЯ

Форма обучения: очная

Срок освоения ОПОП: 6 лет

Кафедра химии

Рабочая программа дисциплины (модуля) разработана на основе:

1) ФГОС ВО по специальности: 30.05.01 Медицинская биохимия, утверждённого Министерством образования и науки РФ «13» августа 2020 г., № 998.

2) Учебного плана по специальности: 30.05.01 Медицинская биохимия, одобренного учёным советом ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России 30.04.2021 г. протокол № 4.

3) Профессионального стандарта "Врач-биохимик", утверждённого Министерством труда и социальной защиты РФ «4» августа 2017 г., приказ № 613н

Рабочая программа дисциплины (модуля) одобрена:

кафедрой химии «13» мая 2021 г. (протокол № 7)

Заведующий кафедрой С.А. Куклина

ученым советом педиатрического факультета «19» мая 2021 г. (протокол № 3/1)

Председатель совета педиатрического факультета Е.С. Прокопьев

Центральным методическим советом «20» мая 2021 г. (протокол № 6)

Председатель ЦМС Е.Н. Касаткин

Разработчик:

Доцент кафедры химии А. Н. Лямин

ОГЛАВЛЕНИЕ

Раздел 1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесённых с планируемыми результатами освоения ОПОП	4
1.1. Цель изучения дисциплины	4
1.2. Задачи изучения дисциплины	4
1.3. Место дисциплины в структуре ОПОП	4
1.4. Объекты профессиональной деятельности	4
1.5. Типы задач профессиональной деятельности	5
1.6. Планируемые результаты освоения программы - компетенции выпускников, планируемые результаты обучения по дисциплине, обеспечивающие достижение планируемых результатов освоения программы	5
Раздел 2. Объем дисциплины и виды учебной работы	8
Раздел 3. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам)	8
3.1. Содержание разделов дисциплины	8
3.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами	9
3.3. Разделы дисциплины и виды занятий	9
3.4. Тематический план лекций	9
3.5. Тематический план лабораторных занятий	12
3.6. Самостоятельная работа обучающегося	14
3.7. Лабораторный практикум	14
3.8. Примерная тематика курсовых проектов (работ), контрольных работ	14
Раздел 4. Перечень учебно-методического и материально-технического обеспечения дисциплины (модуля)	14
4.1. Перечень основной и дополнительной литературы, необходимой для освоения дисциплины	14
4.1.1. Основная литература	14
4.1.2. Дополнительная литература	15
4.2. Нормативная база	15
4.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)	15
4.4. Перечень ресурсов информационных технологий, используемых для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю), программного обеспечения и информационно-справочных систем	15
4.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине	16
Раздел 5. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины	17
5.1. Методика применения электронного обучения и дистанционных образовательных технологий при проведении занятий и на этапах текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине	18
Раздел 6. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины	21
Раздел 7. Оценочные средства для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине	21
Раздел 8. Особенности учебно-методического обеспечения образовательного процесса по дисциплине для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья	22
8.1. Выбор методов обучения	22
8.2. Обеспечение обучающихся инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья печатными и электронными образовательными ресурсами в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья	22
8.3. Проведение текущего контроля и промежуточной аттестации с учётом особенностей нозологий инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья	22
8.4. Материально-техническое обеспечение образовательного процесса для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья	23

Раздел 1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесённых с планируемыми результатами освоения ОПОП

1.1. Цель изучения дисциплины.

Формирование у студентов знаний базовых теорий и законов химии, а также, умений использования полученных знаний и компетентных практических действий, необходимых для успешного освоения медико-биологических и химических профессионально-специфических дисциплин получения будущей профессии врача-биохимика

1.2. Задачи изучения дисциплины.

Провести качественный отбор теоретического содержания неорганической химии, обеспечивающего необходимые знания студента для:

- успешного освоения специальности — медицинская биохимия;
- внутренней мотивации и компетентного участия специалиста в решении отдельных задач по диагностике заболеваний и патологических состояний пациентов, лечению, медицинской реабилитации и профилактике возникновения заболеваний, и укреплению здоровья.

Использовать качественные дидактические контрольно-измерительные материалы, в т.ч. проблемного характера, по неорганической химии для:

- формирования и контроля необходимых умений студентов по применению полученных знаний в учебных, профессиональных и жизненных ситуациях;
- способности и готовности студентов к проектной деятельности, направленной на изучение биохимических и физиологических процессов и явлений, происходящих в клетке человека, и на повышение качества диагностической работы и обеспечение благополучия человека и общества;

Разработать лабораторно-практические работы, позволяющие формировать практические действия студентов по использованию химического оборудования и проведению химического эксперимента, являющихся интегративным выражением знаний и умений по общей и неорганической химии, а также, профессиональной компетенцией — выполнение, организация и аналитическое обеспечение клинических лабораторных исследований.

1.3. Место дисциплины в структуре ОПОП.

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к блоку Б1. Дисциплины (модули), обязательной части.

Основные знания, необходимые для изучения дисциплины, формируются при изучении дисциплин школьного курса химии.

Является предшествующей для изучения дисциплин: Биология; Физическая и коллоидная химия; Оптика, атомная физика; Органическая химия; Физиология; Общая биохимия; Фармакология.

1.4. Объекты профессиональной деятельности.

Объектами профессиональной деятельности выпускников, освоивших рабочую программу дисциплины, являются:

- физические лица (пациенты);
- население;
- совокупность средств и технологий, предусмотренных при оказании диагностической помощи и направленных на создание условий для охраны здоровья граждан.

1.5. Типы задач профессиональной деятельности

Изучение данной дисциплины направлено на подготовку к решению задач профессиональной деятельности следующих типов: медицинский.

1.6. Планируемые результаты освоения программы — компетенции выпускников, планируемые результаты обучения по дисциплине, обеспечивающие достижение планируемых результатов освоения программы

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование у выпускника следующих компетенций:

№ п/п	Результаты освоения ОПОП (индекс и содержание компетенции)	Индикатор достижения компетенции	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине			Оценочные средства		№ раздела дисциплины, № семестра, в которых формируется компетенция
			Знать	Уметь	Владеть	для текущего контроля	для промежуточной аттестации	
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий	ИД УК 1.2. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения задачи.	Методы сбора и анализа существенной информации;	Критически анализировать массив информации по данной проблеме	Действиями по нахождению информации, в т.ч. с использованием цифровых средств	Задания тестового характера разного вида; интегральные задания; собеседование по письменным работам.	Тестирование в режиме онлайн; ; экзаменационное собеседование, приём практических навыков	Раздел № 1, 2 Семестр № 1
3	ОПК-1. Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности	ИД ОПК 1.1. Использует естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности.	Базовые теории, законы и понятия химии. Химию веществ и процессов, играющие роль в организме человека. Термодинамические и кинетические закономерности физико-химических процессов в биосистемах.	Использовать знания химии веществ и процессов для решения задач и прогнозирования гипотез для решения проблемных ситуаций. Рассчитывать термодинамические характеристики химического процесса.	Действиями планирования и практического осуществления химических процессов с целью анализа веществ. Навыками безопасной работы в химической лаборатории.	Задания тестового характера разного вида; интегральные задания; собеседование по письменным работам; протоколы лабораторных работ	Тестирование в режиме онлайн; экзаменационное собеседование, приём практических навыков	Раздел № 1, 2 Семестр № 1

Раздел 2. Объем дисциплины и виды учебной работы

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 5 зачётных единиц, 180 час.

Вид учебной работы		Всего часов	Семестры
1			№ 1
2		3	3
Контактная работа (всего)		96	96
в том числе:			
Лекции (Л)		28	28
Лабораторные занятия (ЛР)		68	68
Самостоятельная работа (всего)		48	48
в том числе:			
подготовка учебных материалов к занятиям		10	10
выполнение интегральных заданий внеаудиторной работы		20	20
оформление отчётов по лабораторным работам		12	12
подготовка к текущему и промежуточному контролю		6	6
Вид промежуточной аттестации	экзамен	контактная работа	3
		самостоятельная работа	33
Общая трудоёмкость (часы)		180	180
Зачётные единицы		5	5

Раздел 3. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам)

3.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Код компетенции	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела (темы разделов)
1	2	3	4
1	УК-1; ОПК-1	Теоретические основы неорганической химии	<p>Лекции: введение в химию живых систем.</p> <p>Лекции: термодинамика химических процессов.</p> <p>Лекции: кинетика химических процессов; химическое равновесие.</p> <p>Лекции: растворимость веществ, коллигативные свойства растворов, осмос.</p> <p>Лекции: ионное равновесие в растворах, ионное произведение воды, гидролиз солей.</p> <p>Лекции: кислотно-основные теории растворов, буферные системы.</p> <p>Лекции: образование осадков, произведение растворимости мало-растворимых ионных соединений.</p> <p>Лекции: комплексные соединения.</p> <p>Лекции: окислительно-восстановительные реакции.</p> <p>Лекции: титриметрические методы анализа.</p> <p>Лабораторные работы: количественные отношения в химии; «Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей растворённого вещества методом разбавления».</p> <p>Лабораторные работы: термодинамика химических процессов; «Определение энтальпии реакции нейтрализации».</p> <p>Лабораторные работы: кинетика химическая; химическое равновесие; «Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ».</p> <p>Лабораторные работы: растворимость веществ; коллигативные свойства растворов, осмос; «Гемолиз эритроцитов».</p> <p>Лабораторные работы: протолитическое равновесие в растворах, pH водных растворов электролитов; «Определение pH среды».</p>

			<p>Лабораторные работы: буферные системы; «Приготовление буферных растворов, исследование их свойств и определение буферной ёмкости».</p> <p>Лабораторные работы: условия образования осадков в растворах электролитов; «Образование и растворение осадков».</p> <p>Лабораторные работы: комплексные соединения; «Получение комплексных соединений и изучение их устойчивости».</p> <p>Лабораторные работы: окислительно-восстановительные реакции; «Изучение факторов, влияющих на направление и глубину протекания ОВР».</p> <p>Лабораторные работы: титриметрические методы анализа; «Кислотно-основное титрование и перманганатометрия».</p>
2	УК-1; ОПК-1	Химия элементов	<p>Лекции: периодическая система Д. И. Менделеева; химическая связь.</p> <p>Лекции: химия и медико-биологическое значение s-элементов.</p> <p>Лекции: химия и медико-биологическое значение p-элементов.</p> <p>Лекции: химия и медико-биологическое значение d-элементов.</p> <p>Лабораторные работы: электронное строение частиц и химическая связь.</p> <p>Лабораторные работы: химия s-элементов. «Идентификация катионов s-элементов».</p> <p>Лабораторные работы: химия p-элементов, «Качественные реакции ионов p-элементов».</p> <p>Лабораторные работы: химия d-элементов, «Качественные реакции на ионы d-элементов».</p>

3.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ раздела данной дисциплины, необходимый для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин	
		1	2
1	Физическая и коллоидная химия	+	+
2	Органическая химия	+	+
3	Общая биохимия	+	+
4	Биология	+	+
5	Оптика, атомная физика	+	
6	Фармакология	+	+
7	Физиология	+	+

3.3. Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины		Л	ПЗ	ЛЗ	Сем	СРС	Всего часов
1	2		3	4	5	6	7	8
1	Теоретические основы неорганической химии		20	-	40	-	24	84
2	Химия элементов		8	-	28	-	24	60
вид промежуточной аттестации:	экзамен	контактная работа						3
		самостоятельная работа						33
Итого:			28	-	68	-	48	180

3.4. Тематический план лекций

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика лекций	Содержание лекций	Трудоёмкость (час)
				сем. № 1
1	2	3	4	5
1	1	введение в химию живых систем	Система, виды и типы систем. Окружающая среда. Биосистема. Жизнь. Химические элементы в природе. Макро- и микроэлементы в живых организмах. Метаболизм. Лекарственные средства.	2
2	1	термодинамика химических процессов	Энергия и её виды. Параметры системы. Первое начало термодинамики. Энтальпия и её виды. Закон Гесса и его следствия. Закон Кирхгофа. Энтропия тепловая и структурная. Второе начало термодинамики. Вероятность химического процесса. Третье начало термодинамики. Максимальная полезная работа системы. Изобарно-изотермический потенциал. Термодинамическая возможность химического процесса. Состояние химического равновесия. Особенности термодинамики живых организмов. Энергоэнтропика.	2
3	1	кинетика химических процессов; химическое равновесие	Химическая кинетика. Скорость и механизм химической реакции. Простые и сложные химические реакции. Закон действующих масс и кинетическое уравнение химической реакции. Порядок и константа скорости химической реакции. Энергия активации химической реакции и уравнение Аррениуса. Катализ. Константа химического равновесия и её виды. Условия смещения химического равновесия, принцип Ле-Шателье — Брауна	2
4	1	растворимость веществ, коллигативные свойства растворов, осмос	Термодинамика растворения веществ. Растворы и их виды. Растворы в биосистемах. Закон Сеченова. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля и его следствия. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа. Обратный осмос. Тургор, гемолиз, плазмолиз, изотонический раствор. Осморегуляция.	2
5	1	ионное равновесие в растворах, ионное произведение воды, гидролиз солей	Теория электролитической диссоциации и ионное равновесие в растворах электролитов. Сила электролита. Константа диссоциации электролита. Степень диссоциации электролита и закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты, теория Дебая-Хюккеля. Активности ионов, коэффициент активности, ионная сила раствора. Изотонический коэффициент электролита. Самоионизация воды и водородный показатель растворов. Кислотно-основные индикаторы и рН-переход. Гидратация ионов. Гидролиз солей как равновесный процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды. Степень и константа гидролиза	2
6	1	кислотно-основные теории растворов; буферные системы	Кислотно-основные теории Аррениуса — Оствальда, Бренстеда — Лаури, Льюиса, Усановича. Сопряжённые кислоты и основания. Ионные равновесия в кислотно-основной системе. Буферные системы и их виды. Механизм действия буферных систем разных видов. Буферная ёмкость. рН-показатель буферных систем	2
7	1	образование осадков, произведение растворимости	Растворимость электролитов. Ионные равновесия в растворах малорастворимых ионных соединений. Произведение растворимости малорастворимых ионных соединений. Условия образования и растворения осадков в растворах электролитов. Жёсткость воды и её минерализация.	2
8	1	комплексные соединения	Комплексные соединения и координационная теория Вернера. Строение, изомерия и номенклатура комплексных соединений. Дентанетность лигандов, хелаты. Внутрикомплексные соединения. Термодинамическая устойчивость комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений в водном растворе. Константа устойчивости комплексных соединений и комплексообразование. Комплексные соединения в биосистемах и фармакологии.	2

№ п/п	№ раз-дела дисциплины	Тематика лекций	Содержание лекций	Трудоём-кость (час)
				сем. № 1
9	1	окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель. Гальванический элемент и стандартный редокс-потенциал. Уравнение Нернста и направление окислительно-восстановительной реакции. Составление уравнения окислительно-восстановительной реакции методом ионно-электронного баланса. Окислительно-восстановительные реакции в живом организме.	2
10	1	титриметрические методы анализа	Закон эквивалентов. Титриметрические методы количественного анализа: окислительно-восстановительное титрование, кислотно-основное титрование, осадительное титрование, комплексонометрическое титрование. Прямое, обратное и заместительное титрование. Оборудование и посуда для титриметрического анализа. Аликвота и титрант. Подготовка и этапы титрования, фиксанал. Построение кривой титрования. Определение индикатора титрования.	2
11	2	периодическая система Д. И. Менделеева; химическая связь.	Историческая справка создания периодической системы химических элементов как выражения периодического закона. Графическое отображение периодической системы химических элементов в короткой и длинной формах. Химический элемент и формы его реального существования. Атомы, ионы, молекулы и радикалы. Энергетический принцип заполнения электронных орбиталей частиц, принцип Паули и правило Хунда. Электронные конфигурации и электронные диаграммы реальных частиц. Эффективный заряд ядра частицы. Размеры (радиусы) частиц. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность как базовая энергетическая характеристика реальной частицы. Поляризация и поляризующая способность реальных частиц. Теория ковалентной двухцентровой связи, обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Энергетические характеристики, типы и виды химической связи. Метод описания химической связи (ВС), теория гибридизации атомных орбиталей. Теория отталкивания электронных пар Гиллеспи и Найхолма, геометрия молекулы. Теория молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Многоцентровая связь. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярное взаимодействие.	2
12	2	химия и медико-биологическое значение s-элементов.	Водород, строение атома, изотопы, особое положение в периодической системе. Строение молекулы. Нахождение в природе, получение и свойства водорода. Гидриды. Вода, строение молекулы. Структура льда и жидкой воды. Гидраты и кристаллогидраты. Диаграмма состояния воды, свойства воды. Природные воды, очистка воды. Обзор по химии s-элементов. I-A группа, щелочные металлы в природе, их свойства, оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Биологическая роль натрия и калия. II-A группа, кальций и магний в природе, их свойства и соединения. Временная и постоянная жёсткость воды и её устранение. Биологическая роль кальция и магния	2
13	2	химия и медико-биологическое значение p-элементов.	VII-A группа, особенности фтора, галогены в природе, их свойства и получение, галогеноводороды и их кислоты, галогениды, оксокислоты галогенов, их свойства и соли, биологическая роль галогенов. VI-A группа, кислород и озон, аллотропия, строение молекул, нахождение в природе, получение и свойства, оксиды, пероксиды, озониды, строение молекулы пероксида водорода и его свойства. Сера, аллотропия, нахождение в природе, получение и свойства, сероводород и сероводородная кислота сульфиды, полисульфиды, сернистая и серная кислоты их свойства и соли, тиосульфаты, тиокислоты, биохимическая роль кислорода и серы, применение кислорода в медицине, селен и теллур, их свойства и важнейшие соедине-	2

№ п/п	№ раз-дела дисциплины	Тематика лекций	Содержание лекций	Трудоём-кость (час)
				сем. № 1
			ния. V-A группа, азот — нахождение в природе, строение молекулы, свойства и биохимическая роль, аммиак, строение молекулы, свойства, соли аммония, гидразин — строение молекулы и химические свойства, оксиды азота — строение молекул и химические свойства, азотистая и азотная кислоты — строение молекул и химические свойства, биологическая роль нитратов и нитритов, азотные удобрения, фосфор — строение молекулы, аллотропия и свойства, фосфин — строение молекулы и химические свойства, оксиды и оксокислоты фосфора, их соли, фосфорные удобрения, биохимическая роль фосфора, мышьяк, сурьма и висмут — химические свойства и соединения. IV-A группа, углерод — нахождение в природе, строение молекулы, гибридизация, химические свойства, карбиды, оксиды углерода — строение молекул и химические свойства, карбонаты и гидрокарбонаты, кремний и его свойства, поликремниевые кислоты и силикаты, биохимическая роль углерода и кремния, германий, олово, свинец, их свойства и соединения. III-A группа, бор, бориды, бораны, оксид бора, борные кислоты и их соли, алюминий и его свойства, гидроксид алюминия и соли алюминия, алюмосиликаты и их выветривание	
14	2	химия и медико-биологическое значение d-элементов.	Обзор по химии d-элементов VII-B группа, общая характеристика, марганец, его свойства, соединения марганца(II), (IV), (VI), (VII), манганаты, перманганаты, биологическая роль марганца. VI-B группа, общая характеристика, хром, его свойства, соединения хрома(II), (III), (VI), хроматы, дихроматы, молибден и вольфрам, их свойства. Биологическая роль марганца, хрома, молибдена. II-B группа, общая характеристика, свойства цинка, кадмия, ртути, их гидроксиды и соли, биологическая роль цинка, кадмия и ртути. I-B группа, общая характеристика, свойства меди, серебра и золота, соединения меди(I), (II), комплексные соединения меди, серебра и золота, биологическая роль меди и серебра. VIII-B группа, общая характеристика, железо, его свойства, оксиды, гидроксиды, соли железа(II), (III), комплексные соединения железа, кобальта и никеля, биологическая роль железа и кобальта. Платиновые металлы, свойства и соединения платины.	2
Итого:				28

3.5. Тематический план лабораторных занятий

№ п/п	№ раз-дела дисциплины	Тематика лабораторных занятий	Содержание лабораторных занятий	Трудоём-кость (час)
				сем. № 1
1	2	3	4	5
1	1	количественные отношения в химии	Соотношение физических величин, используемых в химии: масса, объём, плотность, количество, молярная масса, массовая доля, объёмная доля, мольная доля, молярная концентрация, фактор эквивалентности молярная концентрация эквивалента, молярная концентрация. Практическая подготовка: приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей растворённого вещества методом разбавления.	2 2
2	1	термодинамика химических процессов	Определение стандартных термодинамических параметров химической реакции, расчёт изобарно-изотермического потенциала химической реакции и определение направления самопроизвольного процесса при заданных условиях.	2

№ п/п	№ раз-дела дисциплины	Тематика лабораторных занятий	Содержание лабораторных занятий	Трудоём-кость (час)
				сем. № 1
			Практическая подготовка: определение энтальпии реакции нейтрализации.	2
3	1	кинетика химических процессов; химическое равновесие	<p>Определение молекулярности и порядка химической реакции, вывод кинетического уравнения химической реакции, расчёт изменения скорости химической реакции при изменении температуры и изменении энергии активации, определение направления смещения химического равновесия в системе при заданных условиях, расчёт константы химической реакции при известных концентрациях или парциальных давлениях веществ.</p> <p>Практическая подготовка: смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов.</p>	2 2
4	1	растворимость веществ; коллигативные свойства растворов, осмос	<p>Расчёт температур кипения, температур замерзания и осмотического давления растворов с разной концентрацией растворённого вещества.</p> <p>Практическая подготовка: гемолиз эритроцитов.</p>	2 2
5	1	протолитическое равновесие в растворах, рН водных растворов электролитов	<p>Расчёт степени диссоциации электролита по уравнению Оствальда, расчёт концентрации ионов водорода и рН-значения растворов электролитов.</p> <p>Практическая подготовка: определение рН среды</p>	2 2
6	1	буферные системы	<p>Буферные системы, их виды и ионные равновесия, расчёт буферной ёмкости и рН-значения буферных систем</p> <p>Практическая подготовка: приготовление буферных растворов, исследование их свойств и определение буферной ёмкости</p>	2 2
7	1	образование осадков; произведение растворимости малорастворимых ионных соединений	<p>Условия образования и растворения осадков в растворах электролитов, расчёт растворимости соединения по константе ПР, ионные равновесия в растворах с образованием или растворением осадков.</p> <p>Практическая подготовка: образование и растворение осадков</p>	2 2
8	1	комплексные соединения	<p>Строение, изомерия и номенклатура комплексных соединений. Определение степени окисления и координационного числа центрального иона, дентантность лигандов, хелаты. Уравнения диссоциации комплексных соединений в водном растворе, константа нестойкости комплексных ионов и ионные равновесия в водных растворах с участием комплексных ионов.</p> <p>Практическая подготовка: получение комплексных соединений и изучение их устойчивости</p>	2 2
9	1	окислительно-восстановительные реакции	<p>Определение окислителя и восстановителя, расчёт потенциала по уравнению Нернста, определение направления окислительно-восстановительной реакции, составление уравнения окислительно-восстановительной реакции методом ионно-электронного баланса.</p> <p>Практическая подготовка: изучение факторов, влияющих на направление и глубину прохождения ОВР.</p>	2 2
10	1	титриметрические методы анализа	<p>Приготовление аликвоты, титранта из фиксаля, определение точки эквивалентности, построение кривой титрования, определение индикатора титрования.</p> <p>Практическая подготовка: кислотно-основное титрование и перманганатометрия</p>	2 2
11	2	электронное строение частиц и химическая связь	построение электронной диаграммы и составление электронной формулы частицы; описание строения частицы методом ВС и методом ЛКАМО.	2

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика лабораторных занятий	Содержание лабораторных занятий	Трудоёмкость (час)
				сем. № 1
			Практическая подготовка: исследовательская работа «электронные и графические схемы элементов»	2
		Защита раздела 1	Способы выражения состава растворов и смесей. Энергетика и кинетика химических процессов, химическое равновесие. Строение частиц, химическая связь и макроструктура вещества.	4
12	2	химия s-элементов	Химические свойства s-элементов, их медико-биологическое и фармакологическое значение. Практическая подготовка: идентификация катионов s-элементов	2 2
13	2	химия p-элементов	Химические свойства p-элементов, их медико-биологическое и фармакологическое значение. Практическая подготовка: качественные реакции ионов p-элементов	2 2
14	2	химия d-элементов	Химические свойства d-элементов, их медико-биологическое и фармакологическое значение. Практическая подготовка: качественные реакции на ионы d-элементов.	2 2
		Защита раздела 2	Строение и химические свойства соединений s-, p-, d-элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения.	4
		Приём практических навыков	Способы выражения состава растворов и смесей. Энергетика и кинетика химических процессов, химическое равновесие. Строение частиц, химическая связь и макроструктура вещества. Строение и химические свойства соединений s-, p-, d-элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения.	4
Итого:				68

3.6. Самостоятельная работа обучающегося

№ п/п	№ семестра	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Виды СРС	Всего часов
1	2	3	4	5
1	1	Теоретические основы неорганической химии	Подготовка учебных материалов к занятиям; выполнение интегральных заданий внеаудиторной работы; оформление отчётов по лабораторным работам; подготовка к текущему и промежуточному контролю.	5 10 6 3
2	1	Химия элементов	Подготовка учебных материалов к занятиям; выполнение интегральных заданий внеаудиторной работы; оформление отчётов по лабораторным работам; подготовка к текущему и промежуточному контролю.	5 10 6 3
Итого часов в семестре:				48
Всего часов на самостоятельную работу:				48

3.7. Лабораторный практикум

Лабораторная работа 1: «Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей растворённого вещества методом разбавления».

Лабораторная работа 2: «Определение энтальпии реакции нейтрализации».

Лабораторная работа 3: «Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ».

Лабораторная работа 4: «Гемолиз эритроцитов».

Лабораторная работа 5: «Определение pH среды».

Лабораторная работа 6: «Приготовление буферных растворов, исследование их свойств и определение буферной ёмкости».

Лабораторная работа 7: «Образование и растворение осадков».

Лабораторная работа 8: «Получение комплексных соединений и изучение их устойчивости».

Лабораторная работа 9: «Факторы, влияющие на направление и глубину протекания ОВР».

Лабораторная работа 10: «Кислотно-основное титрование и перманганатометрия».

Лабораторная работа 11: «Идентификация катионов s-элементов».

Лабораторная работа 12: «Качественные реакции ионов p-элементов».

Лабораторная работа 13: «Качественные реакции на ионы d-элементов».

3.8. Примерная тематика курсовых проектов (работ), контрольных работ.

Не предусмотрены учебным планом.

Раздел 4. Перечень учебно-методического и материально-технического обеспечения дисциплины

4.1. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

4.1.1. Основная литература

№ п/п	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экз. в библ.	Наличие в ЭБС
1	2	3	4	5	6
1	Общая химия. биофизическая химия. химия биогенных элементов	Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С.,	М.: Юрайт, 2016	15	ЭБС «Консультант студента»
2	Общая химия: учебник	Жолнин А.В.	М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014	15	ЭБС «Консультант студента»
3	Химия: основы химии живого	Слесарев В.И.	СПб. Химиздат, 2015	15	ЭБС «Консультант студента»

4.1.2. Дополнительная литература

№ п/п	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экз. в библ.	Наличие в ЭБС
1	2	3	4	5	6
1	Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов	Негребецкий В. В., Белавин И. Ю., Сергеева В. П.	М.: Юрайт, 2019		ЭБС «Консультант студента»
2	Неорганическая химия	Гельфман М.И., Юстратов В.П.	СПб.: Издательство «Лань», 2009		ЭБС «Консультант студента»
3	Биогенные элементы. Комплексные соединения: уч.-метод. пособие	Литвинова Т.Н.	Ростов н/Д: Феникс, 2009		ЭБС «Консультант студента»
4	Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью	Литвинова Т.Н.	Ростов н/Д: Феникс, 2014		ЭБС «Консультант студента»
5	Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие	под ред. Н.В. Коровина, Н.В. Кулешова	СПб.: Изд-во «Лань», 2014		ЭБС «Консультант студента»

4.2. Нормативная база – не имеется

4.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

4.3.1. <http://www.chem.msu.su/>; Добро пожаловать в российскую сеть химической информации! Русскоязычная страница Химфака МГУ

4.3.2. <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>; Электронная библиотека учебных материалов по химии, представляет собой фонд публикаций, подготовленных для информационного обеспечения учебных курсов по химии для студентов и аспирантов химического и ряда других факультетов МГУ

- 4.3.3. <https://rus-chemical-enc.slovaronline.com/>; Химическая энциклопедия. — М.: Советская энциклопедия. 1988. Под ред. И. Л. Кнунянца.
- 4.3.4. <https://xumuk.ru/>; сайт о химии. Форум химиков
- 4.3.5. <https://gufo.me/>; Словари и энциклопедии/

4.4. Перечень ресурсов информационных технологий, используемых для осуществления образовательного процесса по дисциплине, программного обеспечения и информационно-справочных систем

В учебном процессе используется лицензионное программное обеспечение:

1. Договор Microsoft Office (версия 2003) №0340100010912000035_45106 от 12.09.2012г. (срок действия договора — бессрочный);
2. Договор Microsoft Office (версия 2007) №0340100010913000043_45106 от 02.09.2013г. (срок действия договора — бессрочный);
3. Договор Microsoft Office (версия 2010) № 340100010914000246_45106 от 23.12.2014г. (срок действия договора — бессрочный);
4. Договор Windows (версия 2003) №0340100010912000035_45106 от 12.09.2012г. (срок действия договора — бессрочный);
5. Договор Windows (версия 2007) №0340100010913000043_45106 от 02.09.2013г. (срок действия договора — бессрочный);
6. Договор Windows (версия 2010) № 340100010914000246_45106 от 23.12.2014г. (срок действия договора — бессрочный);
7. Договор Антивирус Kaspersky Endpoint Security для бизнеса – Стандартный Russian Edition. 150-249 Node 1 year Educational Renewal License, срок использования с 29.04.2021 до 24.08.2022 г., номер лицензии 280E-210429-102703-540-3202;
8. Медицинская информационная система (КМИС) (срок действия договора — бессрочный);
9. Автоматизированная система тестирования Indigo Договор № Д53783/2 от 02.11.2015 (срок действия бессрочный, 1 год технической поддержки);
10. ПО FoxitPhantomPDF Стандарт, 1 лицензия, бессрочная, дата приобретения 05.05.2016 г.

Обучающиеся обеспечены доступом (удалённым доступом) к современным профессиональным базам данных и информационно-справочным системам:

1. Научная электронная библиотека e-LIBRARY. Режим доступа: <http://www.e-library.ru/>;
2. Справочно-поисковая система Консультант Плюс – ООО «КонсультантКиров»;
3. «Электронно-библиотечная система Кировского ГМУ». Режим доступа: <http://elib.kirovgma.ru/>;
4. ЭБС «Консультант студента» - ООО «ИПУЗ». Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/>;
5. ЭБС «Университетская библиотека онлайн» – ООО «НексМедиа». Режим доступа: <http://www.biblioclub.ru/>;
6. ЭБС «Консультант врача» – ООО ГК «ГЭОТАР». Режим доступа: <http://www.rosmedlib.ru/>;
7. ЭБС «Айбукс» – ООО «Айбукс». Режим доступа: <http://ibooks.ru>.

4.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

В процессе преподавания дисциплины (модуля) используются следующие учебные помещения:

Наименование специализированных помещений	Номер кабинета, адрес	Оборудование, технические средства обучения, размещённые в специализированных помещениях
учебные аудитории для проведения лекционных занятий	№ 320, 411 г. Киров, ул. Карла Маркса,137 (1 корпус)	компьютер, мультимедиа проектор, сеть «Интернет»
учебные аудитории для лабораторных работ — лаборатории, оснащённые лабораторным оборудованием	№ 505-б, 506 г. Киров, ул. Карла Маркса,137 (1 корпус)	химическая посуда и реактивы, нагревательные приборы, водопровод и канализация, центрифуга, электронные весы, рН-метр, кондуктометр, фотоколориметр, компьютер, мультимедиа проектор

учебные аудитории для проведения групповых и индивидуальных консультаций	№ 505-б, 506 г. Киров, ул. Карла Маркса,137 (1 корпус))	компьютер, мультимедиа проектор
учебные аудитории для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации	№ 505-б, 506 г. Киров, ул. Карла Маркса,137 (1 корпус))	компьютер, мультимедиа проектор
помещения для самостоятельной работы	№ 505-б, 506 г. Киров, ул. Карла Маркса,137 (1 корпус)	компьютер, мультимедиа проектор
помещения для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования	№ 507 г. Киров, ул. Карла Маркса,137 (1 корпус)	водопровод, канализация, вытяжной шкаф, дистиллятор

Специальные помещения укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Для проведения занятий лекционного типа предлагаются наборы демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий, обеспечивающие тематические иллюстрации, соответствующие рабочей программе дисциплины (модуля).

Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечены доступом в электронную информационно-образовательную среду университета.

Раздел 5. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Процесс изучения дисциплины предусматривает: контактную (лекционные и практические занятия с использованием интерактивных технологий обучения) и самостоятельную работу (реферат (портфолио), подготовка учебного теоретического материала к занятию, выполнение заданий внеаудиторной работы, оформление отчёта по лабораторной работе).

Основное учебное время выделяется на актуализацию и систематизацию знаний, полученных на учебных лекциях, формированию умений по выполнению интегральных познавательных заданий проблемного характера, формированию умений постановки химического эксперимента и анализу полученных результатов, формированию умений обработки и оформления результатов химического эксперимента, формированию умений публичного представления результатов работы.

При изучении учебной дисциплины (модуля) обучающимся необходимо освоить практические действия работы с веществами и химическими взаимодействиями с их участием.

Организация учебных занятий направлена на формирование у обучающихся навыков командной работы, межличностной коммуникации, ответственности принятия решений, лидерских качеств посредством интерактивных лекций, групповых дискуссий, ролевых игр, тренингов, анализа ситуаций и имитационных моделей, преподавания дисциплины (модуля) в форме курса, составленного на научной основе с учётом региональных особенностей профессиональной деятельности выпускников и потребностей работодателей.

Лекции

Проблемная лекция. Рекомендуется при изучении тем: введение в химию живых систем; термодинамика химических процессов; кинетика химических процессов; химическое равновесие; растворимость веществ, коллигативные свойства растворов, осмос; ионное равновесие в растворах, ионное произведение воды, гидролиз солей; кислотно-основные теории растворов, буферные системы; образование осадков, произведение растворимости малорастворимых ионных соединений; комплексные соединения; окислительно-восстановительные реакции; титриметрические методы анализа; периодическая система Д. И. Менделеева; химическая связь.

На лекциях излагаются темы дисциплины, предусмотренные рабочей программой, акцентируется внимание на наиболее принципиальных и сложных вопросах дисциплины, определяются вопросы для самостоятельной проработки. Изложение лекционного материала проводится в сопровождении мультимедиа учебных материалов с обращением к глобальной сети. Смысловая нагрузка лекции смещается в сторону от изложения теоретического материала к формированию мотивов самостоятельного изучения дисциплины через постановку проблем и обозначения путей их решения.

Ведущим методом лекционного занятия является метод проблемного изложения учебного материала. Конспект лекций является базой при подготовке к экзамену, лабораторным занятиям и для самостоятельной работы студентов.

Интерактивная лекция. Предусматривает обсуждение какого-либо вопроса, проблемы, темы всеми участниками образовательного процесса с применением активных форм диалога и дискуссии. Рассматривается как метод, активизирующий процесс изучения сложной теоретической темы или проблемы, по которой у обучающихся имеются первоначальные знания (базовые понятия, законы, теории). Рекомендуется использовать при изучении тем: химия s-элементов; химия p-элементов; химия d-элементов.

Важной характеристикой дискуссии, отличающей её от других видов спора, является аргументированность. Обсуждая дискуссионную проблему, каждая сторона, оппонируя мнению собеседника, аргументирует свою позицию. Отличительной чертой дискуссии выступает отсутствие тезиса и наличие в качестве объединяющего начала темы.

Лабораторные занятия

Лабораторные занятия по дисциплине проводятся с целью приобретения практических навыков в области неорганической химии. Лабораторные занятия проводятся в виде выполнения лабораторных работ, выполнения тестовых заданий, выполнения интегральных познавательных заданий индивидуально и в микрогруппах. Результаты выполненной работы студенты представляют, как в устной (ответы на вопросы), так и в письменной форме (отчёты по лабораторной работе, решение задач). Лабораторные занятия способствует более глубокому пониманию теоретического материала учебной дисциплины, а также развитию, формированию и становлению различных уровней составляющих профессиональной компетентности обучающихся.

При изучении дисциплины используются лабораторные занятия по темам: количественные отношения в химии; приготовление водного раствора хлорида натрия с заданной массовой долей; термодинамика химических процессов; определение энтальпии реакции нейтрализации; кинетика химических процессов; химическое равновесие; смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ; растворимость веществ; коллигативные свойства растворов, осмос; гемолиз эритроцитов; протолитическое равновесие в растворах, pH водных растворов электролитов; определение pH среды; буферные системы; приготовление буферных растворов, исследование их свойств и определение буферной ёмкости; образование осадков; производство растворимости малорастворимых ионных соединений; образование и растворение осадков; комплексные соединения; получение комплексных соединений и изучение их устойчивости; окислительно-восстановительные реакции; изучение факторов, влияющих на направление и глубину прохождения окислительно-восстановительных реакций; титриметрические методы анализа; кислотно-основное титрование и перманганатометрия; периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева; химическая связь; построение электронной диаграммы и составление электронной формулы частицы; описание строения частицы методом ВС и методом ЛКАМО; химические свойства s-элементов; идентификация катионов s-элементов; химические свойства p-элементов; качественные реакции ионов p-элементов; химические свойства d-элементов; качественные реакции на ионы d-элементов.

Самостоятельная работа

Самостоятельная работа студентов подразумевает подготовку по всем разделам дисциплины «Неорганическая химия» и включает подготовку учебных материалов к занятиям, решение задач внеаудиторной работы, оформление отчёта по лабораторной работе, составление портфолио, подготовку к текущему и промежуточному контролю.

Работа с учебной литературой рассматривается как вид учебной работы по дисциплине «Неорганическая химия» и выполняется в пределах часов, отводимых на её изучение (в разделе СРС). Каждый обучающийся обеспечен доступом к библиотечным фондам университета и кафедры. Во время изучения дисциплины, обучающиеся (под контролем преподавателя) самостоятельно проводят лабораторную работу, выполняют интегральные познавательные задания, оформляют отчёты по проведённому химическому эксперименту, анализируют, интерпретируют и систематизируют

результаты лабораторного исследования и представляют их на занятиях. Работа студента с портфолио по учебной дисциплине, составление отчёта по лабораторной работе, выполнение интегральных познавательных заданий — способствует формированию навыков использования учебной и научной литературы, глобальных информационных ресурсов, способствует формированию интегративного мышления, навыков проведения исследовательского эксперимента, аккуратности и дисциплинированности. Работа обучающегося в группе формирует чувство коллективизма и коммуникабельность.

Исходный уровень знаний студентов определяется собеседованием.

Текущий контроль освоения дисциплины проводится в форме устного опроса в ходе занятий, письменного выполнения интегральных заданий, тестового контроля, защиты разделов, оценки портфолио. В конце изучения дисциплины (модуля) проводится промежуточная аттестация с использованием тестового контроля, проверки практических умений и навыков, собеседования.

5.1. Методика применения электронного обучения и дистанционных образовательных технологий при проведении занятий и на этапах текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине

Применение электронного обучения и дистанционных образовательных технологий по дисциплине осуществляется в соответствии с «Порядком реализации электронного обучения и дистанционных образовательных технологий в ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России», введённым в действие 01.11.2017, приказ № 476-ОД.

Дистанционное обучение реализуется в электронно-информационной образовательной среде Университета, включающей электронные информационные и образовательные ресурсы, информационные и телекоммуникационные технологии, технологические средства, и обеспечивающей освоение обучающимися программы в полном объёме независимо от места нахождения.

Электронное обучение (ЭО) — организация образовательной деятельности с применением содержащейся в базах данных и используемой при реализации образовательных программ информации и обеспечивающих ее обработку информационных технологий, технических средств, а также информационно-телекоммуникационных сетей, обеспечивающих передачу по линиям связи указанной информации, взаимодействие обучающихся и преподавателя.

Дистанционные образовательные технологии (ДОТ) — образовательные технологии, реализуемые в основном с применением информационно-телекоммуникационных сетей при опосредованном (на расстоянии) взаимодействии обучающихся и преподавателя. Дистанционное обучение — это одна из форм обучения.

При использовании ЭО и ДОТ каждый обучающийся обеспечивается доступом к средствам электронного обучения и основному информационному ресурсу в объёме часов учебного плана, необходимых для освоения программы.

В практике применения дистанционного обучения по дисциплине используются методики синхронного и асинхронного обучения.

Методика синхронного дистанционного обучения предусматривает общение обучающегося и преподавателя в режиме реального времени — on-line общение. Используются следующие технологии on-line: вебинары (или видеоконференции), аудиоконференции, чаты.

Методика асинхронного дистанционного обучения применяется, когда невозможно общение между преподавателем и обучающимся в реальном времени — так называемое off-line общение, общение в режиме с отложенным ответом. Используются следующие технологии off-line: электронная почта, рассылки, форумы.

Наибольшая эффективность при дистанционном обучении достигается при использовании смешанных методик дистанционного обучения, при этом подразумевается, что программа обучения строится как из элементов синхронной, так и из элементов асинхронной методики обучения.

Учебный процесс с использованием дистанционных образовательных технологий осуществляется посредством:

- размещения учебного материала на образовательном сайте Университета;
- сопровождения электронного обучения;
- организации и проведения консультаций в режиме «on-line» и «off-line»;
- организации обратной связи с обучающимися в режиме «on-line» и «off-line»;

- обеспечения методической помощи обучающимся через взаимодействие участников учебного процесса с использованием всех доступных современных телекоммуникационных средств, одобренных локальными нормативными актами;
- организации самостоятельной работы обучающихся путём обеспечения удалённого доступа к образовательным ресурсам (ЭБС, материалам, размещённым на образовательном сайте);
- контроля достижения запланированных результатов обучения по дисциплине обучающимися в режиме «on-line» и «off-line»;
- идентификации личности обучающегося.

Реализация программы в электронной форме начинается с проведения организационной встречи с обучающимися посредством видеоконференции (вебинара).

При этом преподаватель информирует обучающихся о технических требованиях к оборудованию и каналам связи, осуществляет предварительную проверку связи с обучающимися, создание и настройку вебинара. Преподаватель также сверяет предварительный список обучающихся с фактически присутствующими, информирует их о режиме занятий, особенностях образовательного процесса, правилах внутреннего распорядка, графике учебного процесса.

После проведения установочного вебинара учебный процесс может быть реализован асинхронно (обучающийся осваивает учебный материал в любое удобное для него время и общается с преподавателем с использованием средств телекоммуникаций в режиме отложенного времени) или синхронно (проведение учебных мероприятий и общение обучающегося с преподавателем в режиме реального времени).

Преподаватель самостоятельно определяет порядок оказания учебно-методической помощи обучающимся, в том числе в форме индивидуальных консультаций, оказываемых дистанционно с использованием информационных и телекоммуникационных технологий.

При дистанционном обучении важным аспектом является общение между участниками учебного процесса, обязательные консультации преподавателя. При этом общение между обучающимися и преподавателем происходит удалённо, посредством средств телекоммуникаций.

В содержание консультаций входят:

- разъяснение обучающимся общей технологии применения элементов ЭО и ДОТ, приёмов и способов работы с предоставленными им учебно-методическими материалами, принципов самоорганизации учебного процесса;
- советы и рекомендации по изучению программы дисциплины и подготовке к промежуточной аттестации;
- анализ поступивших вопросов, ответы на вопросы обучающихся;
- разработка отдельных рекомендаций по изучению частей (разделов, тем) дисциплины, по подготовке к текущей и промежуточной аттестации.

Также осуществляются индивидуальные консультации обучающихся в ходе выполнения ими письменных работ.

Обязательным компонентом системы дистанционного обучения по дисциплине является электронный учебно-методический комплекс (ЭУМК), который включает электронные аналоги печатных учебных изданий (учебников), самостоятельные электронные учебные издания (учебники), дидактические материалы для подготовки к занятиям, текущему контролю и промежуточной аттестации, аудио- и видеоматериалы, другие специализированные компоненты (текстовые, звуковые, мультимедийные). ЭУМК обеспечивает в соответствии с программой организацию обучения, самостоятельной работы обучающихся, тренинги путём предоставления обучающимся необходимых учебных материалов, специально разработанных для реализации электронного обучения, контроль знаний. ЭУМК размещается в электронно-библиотечных системах и на образовательном сайте Университета.

Используемые виды учебной работы по дисциплине при применении ЭО и ДОТ:

№ п/п	Виды занятий/работ	Виды учебной работы обучающихся	
		Контактная работа (on-line и off-line)	Самостоятельная работа
1	Лекции	- веб-лекции (вебинары) - видеолекции	- работа с архивами проведённых занятий - работа с опорными конспектами лекций

		- лекции-презентации	- выполнение контрольных заданий
2	Лабораторные занятия	- видеоконференции - вебинары - семинары в чате - видеодоклады - семинары-форумы - веб-тренинги - видеозащита работ	- работа с архивами проведённых занятий - самостоятельное изучение учебных и методических материалов - выполнение интегральных заданий - работа по планам занятий - самостоятельное выполнение заданий и отправка их на проверку преподавателю
3	Консультации (групповые и индивидуальные)	- видеоконсультации - веб-консультации - консультации в чате	- консультации-форумы (или консультации в чате) - консультации посредством образовательного сайта
4	Самостоятельные работы	- видеозащиты выполненных работ (групповые и индивидуальные) - тестирование	- работа с архивами проведённых занятий - самостоятельное изучение учебных материалов - решение тестовых заданий и ситуационных задач - выполнение самостоятельных работ

При реализации программы или её частей с применением электронного обучения и дистанционных технологий кафедра ведёт учёт и хранение результатов освоения обучающимися дисциплины на бумажном носителе и (или) в электронно-цифровой форме (на образовательном сайте, в системе INDIGO).

Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация обучающихся по учебной дисциплине с применением ЭО и ДОТ осуществляется посредством собеседования (on-line), компьютерного тестирования или выполнения письменных работ (on-line или off-line).

Раздел 6. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля) (приложение А)

Изучение дисциплины следует начинать с проработки данной рабочей программы, методических указаний, прописанных в программе, особое внимание уделяется целям, задачам, структуре и содержанию дисциплины.

Успешное изучение дисциплины требует от обучающихся посещения лекций, активной работы на практических занятиях, выполнения всех учебных заданий преподавателя, ознакомления с базовыми учебниками, основной и дополнительной литературой. Лекции имеют в основном обзорный характер и нацелены на освещение наиболее трудных вопросов, а также призваны способствовать формированию навыков работы с научной литературой. Предполагается, что обучающиеся приходят на лекции, предварительно проработав соответствующий учебный материал по источникам, рекомендуемым программой.

Основным методом обучения является самостоятельная работа студентов с учебно-методическими материалами, научной литературой, Интернет-ресурсами.

Правильная организация самостоятельных учебных занятий, их систематичность, целесообразное планирование рабочего времени позволяют обучающимся развивать умения и навыки в усвоении и систематизации приобретаемых знаний, обеспечивать высокий уровень успеваемости в период обучения, получить навыки повышения профессионального уровня.

Основной формой промежуточного контроля и оценки результатов обучения по дисциплине является экзамен. На экзамене обучающиеся должны продемонстрировать не только теоретические знания, но и практические навыки, полученные на практических занятиях.

Постоянная активность на занятиях, готовность ставить и обсуждать актуальные проблемы дисциплины — залог успешной работы и положительной оценки.

Подробные методические указания к лабораторным занятиям и внеаудиторной самостоятельной работе по каждой теме дисциплины представлены в приложении А.

Раздел 7. Оценочные средства для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю) (приложение Б)

Оценочные средства — комплект методических материалов, нормирующих процедуры оценивания результатов обучения, т.е. установления соответствия учебных достижений запланированным результатам обучения и требованиям образовательной программы, рабочей программы дисциплины.

ОС как система оценивания состоит из следующих частей:

1. Перечня компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы.
2. Показателей и критерий оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания.
3. Типовых контрольных заданий и иных материалов.
4. Методических материалов, определяющих процедуры оценивания знаний, умений, навыков и опыта профессиональной деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

Оценочные средства для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине представлены в приложении Б.

Раздел 8. Особенности учебно-методического обеспечения образовательного процесса по дисциплине для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

8.1. Выбор методов обучения

Выбор методов обучения осуществляется, исходя из их доступности для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья.

Выбор методов обучения определяется содержанием обучения, уровнем профессиональной подготовки педагогов, методического и материально-технического обеспечения, особенностями восприятия учебной информации обучающимися-инвалидов и обучающимися с ограниченными возможностями здоровья. В образовательном процессе используются социально-активные и рефлексивные методы обучения, технологии социокультурной реабилитации с целью оказания помощи в установлении полноценных межличностных отношений с другими обучающимися, создании комфортного психологического климата в группе.

В освоении дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья большое значение имеет индивидуальная работа. Под индивидуальной работой подразумеваются две формы взаимодействия с преподавателем: индивидуальная учебная работа (консультации), т.е. дополнительное разъяснение учебного материала и углублённое изучение материала с теми обучающимися, которые в этом заинтересованы, и индивидуальная воспитательная работа. Индивидуальные консультации по предмету являются важным фактором, способствующим индивидуализации обучения и установлению воспитательного контакта между преподавателем и обучающимся инвалидом или обучающимся с ограниченными возможностями здоровья.

8.2. Обеспечение обучающихся инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья печатными и электронными образовательными ресурсами в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья

Подбор и разработка учебных материалов производятся с учётом того, чтобы предоставлять этот материал в различных формах так, чтобы инвалиды с нарушениями слуха получали информацию визуально, с нарушениями зрения — аудиально (например, с использованием программ-синтезаторов речи) или с помощью тифлоинформационных устройств.

Учебно-методические материалы, в том числе для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

<i>Категории обучающихся</i>	<i>Формы</i>
С нарушением слуха	- в печатной форме - в форме электронного документа
С нарушением зрения	- в печатной форме увеличенным шрифтом - в форме электронного документа - в форме аудиофайла
С ограничением двигательных функций	- в печатной форме - в форме электронного документа - в форме аудиофайла

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

8.3. Проведение текущего контроля и промежуточной аттестации с учётом особенностей нозологий инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся созданы оценочные средства, адаптированные для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья и позволяющие оценить достижение ими запланированных результатов обучения и уровень сформированности компетенций, предусмотренных рабочей программой дисциплины.

Форма проведения текущего контроля и промежуточной аттестации для обучающихся -инвалидов устанавливается с учётом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме тестирования и т.п.). При необходимости обучающемуся-инвалиду предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на этапе промежуточной аттестации.

Для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья предусмотрены следующие оценочные средства:

<i>Категории обучающихся</i>	<i>Виды оценочных средств</i>	<i>Формы контроля и оценки результатов обучения</i>
С нарушением слуха	Тест	преимущественно письменная проверка
С нарушением зрения	Собеседование	преимущественно устная проверка (индивидуально)
С ограничением двигательных функций	решение дистанционных тестов, контрольные вопросы	организация контроля с помощью электронной оболочки MOODLE, письменная проверка

8.4. Материально-техническое обеспечение образовательного процесса для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

1) для инвалидов и лиц с ОВЗ по зрению:

- обеспечение доступа обучающегося, являющегося слепым и использующего собаку-поводыря, к зданию Университета;
- присутствие ассистента, оказывающего обучающемуся необходимую помощь;
- наличие альтернативной версии официального сайта Университета в сети «Интернет» для обучающихся, являющихся слепыми или слабовидящими;
- размещение аудиторных занятий преимущественно в аудиториях, расположенных на первых этажах корпусов Университета;
- размещение в доступных для обучающихся, являющихся слепыми или слабовидящими, местах и в адаптированной форме (с учётом их особых потребностей) справочной информации о расписании учебных занятий, которая выполняется крупным рельефно-контрастным шрифтом на белом или жёлтом фоне и дублируется шрифтом Брайля;
- предоставление доступа к учебно-методическим материалам, выполненным в альтернативных форматах печатных материалов или аудиофайлов;
- наличие электронных луп, видеоувеличителей, программ не визуального доступа к информации, программ-синтезаторов речи и других технических средств приёма-передачи учебной информации в доступных для обучающихся с нарушениями зрения формах;
- предоставление возможности прохождения промежуточной аттестации с применением специальных средств.

2) для инвалидов и лиц с ОВЗ по слуху:

- присутствие сурдопереводчика (при необходимости), оказывающего обучающемуся необходимую помощь при проведении аудиторных занятий, прохождении промежуточной аттестации;
- дублирование звуковой справочной информации о расписании учебных занятий визуальной (установка мониторов с возможностью трансляции субтитров);
- наличие звукоусиливающей аппаратуры, мультимедийных средств, компьютерной техники, аудиотехники (акустические усилители и колонки), видеотехники (мультимедийный проектор, телевизор), электронная доска, документ-камера, мультимедийная система, видеоматериалы.

3) для инвалидов и лиц с ОВЗ, имеющих ограничения двигательных функций:

- обеспечение доступа обучающегося, имеющего нарушения опорно-двигательного аппарата, в здание Университета;
 - организация проведения аудиторных занятий в аудиториях, расположенных только на первых этажах корпусов Университета;
 - размещение в доступных для обучающихся, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, местах и в адаптированной форме (с учётом их особых потребностей) справочной информации о расписании учебных занятий, которая располагается на уровне, удобном для восприятия такого студента;
 - присутствие ассистента, оказывающего обучающемуся необходимую помощь при проведении аудиторных занятий, прохождении промежуточной аттестации;
 - наличие компьютерной техники, адаптированной для инвалидов со специальным программным обеспечением, альтернативных устройств ввода информации и других технических средств приёма-передачи учебной информации в доступных для обучающихся с нарушениями опорно-двигательного аппарата формах;
- 4) для инвалидов и лиц с ОВЗ с другими нарушениями или со сложными дефектами — определяется индивидуально, с учётом медицинских показаний и ИПРА.

Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Кировский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра химии

Приложение А к рабочей программе дисциплины
Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины
«Неорганическая химия»

Специальность 30.05.01. Медицинская биохимия
Направленность (профиль) ОПОП: Медицинская биохимия
Форма обучения очная

Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии.

Тема 1.1: количественные отношения в химии.

Цель: освоение математических операций по количественным отношениям в химии.

Задачи:

- *определить основные физические величины, характеризующие вещество и смесь веществ;*
- *определить физические величины, характеризующие количественный состав раствора;*
- *проанализировать основные уравнения, связывающие физические величины, характеризующие количественный состав раствора;*
- *изучить математические способы нахождения массы вещества и объёма воды для приготовления раствора заданной долей или концентрацией растворённого вещества;*
- *изучить математические способы перерасчёта заданных концентраций в требуемые, заданных долей в концентрацию растворённого вещества и наоборот;*
- *изучить правила округления результатов измерений и вычислений;*
- *изучить правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории;*
- *обучить определять плотность раствора с помощью ареометра;*
- *обучить измерять массу вещества с помощью электронных весов;*
- *обучить измерять объём жидких веществ с помощью мерной посуды;*
- *сформировать практические действия по приготовлению растворов с заданными долей или концентрацией растворённого вещества.*

Обучающийся должен знать: правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории; основные физические величины (масса, моль, молярная масса, объём, плотность, массовая доля, объёмная доля, мольная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация); фактор эквивалентности; основные уравнения соотношения физических величин (масса, моль, молярная масса, объём, плотность, массовая доля, объёмная доля, мольная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация).

Обучающийся должен уметь: пользоваться справочными таблицами плотности и количественного состава растворов, в т.ч. интерактивными таблицами и конвертерами величин в сети в режиме онлайн; выполнять математические операции по выражению требуемых физических величин, используя заданные величины; используя уравнения проводить перерасчёт долей и концентрации вещества в требуемую концентрацию и наоборот; пользоваться мерной химической посудой, электронными весами, ареометром; пользоваться первичными средствами пожаротушения и первой

медицинской помощи;

Обучающийся должен владеть: навыками безопасной работы в химической лаборатории; практическими действиями по измерению массы твёрдых веществ, по измерению объёма жидкостей, поэтапного приготовления раствора с заданной массовой долей.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы для самоконтроля:

1.1. Дайте определения терминам: масса, моль, молярная масса, объём, плотность, раствор, массовая доля, объёмная доля, молярная доля, молярная концентрация, эквивалент химический, молярная концентрация эквивалента, молярная концентрация, титр раствора, растворимость вещества.

1.2. Рассмотрите механизмы растворения неэлектролитов, сильных электролитов, слабых электролитов и тепловые эффекты сопровождающие этапы растворения вещества.

1.3. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными? Приведите примеры таких растворов в природе.

1.4. Какие растворы называют концентрированными, а какие разбавленными?

1.5. Приведите примеры растворов неорганических веществ, широко используемых в медицинской практике.

2. Практическая подготовка:

2.1. Лабораторная работа № 1 «Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей растворенного вещества методом разбавления».

Цель работы: приготовить раствор с заданной массовой долей хлорида натрия.

Методика проведения работы:

1 этап. Определение массовой доли хлорида натрия в исходном концентрированном растворе с использованием ареометра;

2 этап. Расчёт объёма исходного раствора и расчёт объёма дистиллированной воды для приготовления раствора заданной массовой доли хлорида натрия методом разбавления исходного раствора;

3 этап. Измерение расчётного объёма исходного раствора и доведение его дистиллированной водой до расчётного конечного объёма раствора с заданной массовой долей хлорида натрия с использованием мерной посуды;

4 этап. Измерение плотности полученного раствора ареометром (3 измерения) и определение массовой доли хлорида натрия с использованием таблицы; расчёт молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента, титра хлорида натрия с использованием уравнений соотношения величин или с помощью интерактивной или печатной таблицы;

5 этап. Оформление результатов лабораторной работы в форме таблицы и определение ошибки измерения:

ω , (%)	ρ , г·мл ⁻¹	V , мл		Экспериментальные значения		Рассчитанные значения		
		NaCl(р-р)	H ₂ O	ρ , г·мл ⁻¹	ω , %	C_M , моль·л ⁻¹	C_N , моль-экв·л ⁻¹	T , г·мл ⁻¹

$$\sigma_{\bar{x}} = \sqrt{\frac{1}{n \cdot (n - 1)} \cdot \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}; \quad \frac{\sigma_{\bar{x}}}{\omega(NaCl)} \cdot 100\%$$

Выводы: общий вывод представляется в отчёте по лабораторной работе.

3. Выполнить интегральное познавательное задание.

3.1. Алгоритмическое предписание выполнения задания:

3.1.1. Внимательно ознакомьтесь с условием задания, прочитав его несколько раз, и попробуйте своими словами сформулировать текст задания, чтобы он был более Вам понятен;

3.1.2. Запишите условия и требования в удобной для Вас форме (с помощью символов и условных обозначений, с помощью рисунков и т.д.);

3.1.3. Чётко сформулируйте цель задачи; представьте себе, что Вы действуете в условиях задачи и ищите выход из затруднения; задайте себе как можно больше вопросов — «Почему? Зачем?»

3.1.4. Попробуйте составить план действий по разрешению данной ситуации; для этого разбейте проблему на несколько составляющих её более мелких проблем;

3.1.5. Мысленно переберите в памяти случаи, хотя бы отдалённо напоминающие описание задания; проведите аналогии и попытайтесь использовать прежний опыт в данной ситуации; старайтесь максимально использовать все имеющиеся у вас знания, приобретённые при изучении других дисциплин, почерпнутые из научно-популярной литературы, жизненного опыта. но имейте в виду, что прежний опыт не всегда приемлем в новых условиях, требующих новых знаний, и может привести к неправильным результатам;

3.1.6. Выдвигайте как можно больше всевозможных идей и гипотез по решению проблемы, игнорируя очевидно абсурдные, помните «Не страшно выдвинуть неправильную гипотезу, обидно пропустить верную!»;

3.1.7. Составьте список данных, которые Вам необходимо найти в справочной литературе;

3.1.8. Составьте для решения необходимые уравнения реакций и выпишите нужные математические уравнения, если это необходимо, преобразуйте их;

3.1.9. Произведите все необходимые математические операции с заданной точностью; помните, что с размерностью числовых величин выполняются те же самые алгебраические операции, несоответствие размерности полученной величины говорит о неправильности преобразований;

3.1.10. Сравнивайте (оценивайте) полученные результаты, выпадение численного значения свойства объекта из определённой закономерности указывает на его аномальное поведение, что может быть причиной возникшей проблемы и является ключом к её решению; проверьте полученное решение, используя справочный и/или фактический материал, или используя полученные результаты в новых условиях;

3.2. Пример задания с разбором:

Для ухода за предметами личной гигиены: ополаскивание зубных щёток, бритвенных станков и др., используют 6 %-ный раствор пероксида водорода:

— предложите пошаговую инструкцию приготовления в домашних условиях 200 мл такого раствора из лекарственного средства — гидроперит (см. рис.);

— 3 % раствор пероксида водорода применяется в медицине; в каком качестве его используют в этой отрасли и на основе каких свойств?

— в реставрационной мастерской возникла необходимость в перексиде водорода и мастера приобрели пергидроль; после его использования остатки слили в прозрачную бутылку и заткнули резиновой пробкой; по истечении некоторого времени бутылка с характерным звуком «самостоятельно» откупорилась, ёмкость заткнули пробкой снова, каково же было удивление мастеров когда пробка слетала с бутылки с определённым постоянством; мистика, массовый психоз, полтергейст и др. предположения то и дело возникали в коллективе работников мастерской; помогите художникам разобраться с таинственным явлением, а так же предположите зачем реставраторам понадобился пергидроль?

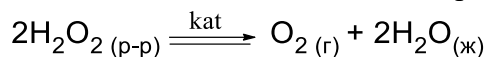
— в каких бытовых и промышленных отраслях находит применение пероксид водорода?

расчёт: формула клатрата карбамида с пероксидом водорода (гидроперит): $(\text{H}_2\text{N})_2\text{CO}\cdot\text{H}_2\text{O}_2$; 200 мл 6 % раствора с плотностью $1000 \text{ кг}\cdot\text{м}^{-3}$ содержит 12 г H_2O_2 ; в гидроперите $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,3617$; в 1 таблетке гидроперита содержится 0,542553 г пероксида водорода; т.о. для приготовления 200 мл 6 % раствора пероксида водорода потребуется 22,11 таблетки гидроперита и 166,823 г воды.



инструкция: 22 таблетки тщательно измельчить в бытовой ступке и высыпать в мерный пластиковый прозрачный одноразовый стакан объёмом 200 мл — 250 мл; затем небольшой порцией (до 50 мл) чистой воды ополоснуть ступку, в которой измельчили таблетки, и вылить в стакан с порошком; используя пластиковую ложку или трубочку для коктейля тщательно перемешать содержимое стакана, постепенно добавляя воды (100 мл) до полного растворения порошка гидроперита; затем довести объём раствора водой до метки 200 мл.

Фармакологические (иммунобиологические) свойства: антисептическое средство из группы антиоксидантов. При контакте водорода перекиси с повреждённой кожей или слизистыми оболочками высвобождается активный кислород



при этом происходит механическое очищение и инактивация органических веществ (протеины, кровь, гной). Антисептическое действие не являющееся стерилизующим, при его применении происходит лишь временное уменьшение количества микроорганизмов. Обильное пенообразование способствует тромбообразованию и остановке кровотечений из мелких сосудов.

Показания: в комплексной терапии; воспалительные заболевания слизистых оболочек, гнойные раны, капиллярное кровотечение из поверхностных ран, носовые кровотечения; для дезинфекции и дезодорирования: стоматит, ангина, тонзиллит, гинекологические заболевания.

Пергидроль — раствор пероксида водорода (30 %) медленно разлагается, более активно на свету, следовательно, в закрытой ёмкости с пергидролем постепенно создаётся избыточное давление за счёт выделения кислорода и происходит выталкивание пробки из горлышка бутылки.

Пероксид водорода, благодаря своим окислительным свойствам, нашёл применение во многих областях промышленности:

- в целлюлозно-бумажной (для отбеливания бумаги);
- в текстильной (в качестве отбеливателя различных тканей, мехов);
- в химической (в качестве окислителя);
- в горнодобывающей (для добычи золота, урана);
- в нефтедобывающей и нефтеперерабатывающей;
- в сельском хозяйстве (для обработки сельскохозяйственных культур);
- в рыбном хозяйстве (для лечения рыб);
- в пищевой (для дезинфекции и стерилизации);
- в косметологии (как очищающее и отбеливающее средство, компонент краски для волос);
- в стоматологии (для отбеливания зубов);
- в медицине и фармакологии.

3.3. Задания для самостоятельного разбора на занятии:

Раствор Люголя готовят на специально отведённом для работы с красящими веществами рабочем месте. В мерном цилиндре отмеривают 50 мл воды очищенной. Отвешивают 1 г калия иодида и растворяют его в подставке в 1-2 мл воды очищенной, из предварительно отмеренных 50 мл. Отвешивают 0,5 г иода кристаллического и вносят в подставку. После полного растворения иода в раствор добавляют оставшуюся воду и фильтруют через промытый горячей очищенной водой ватный тампон или стеклянный фильтр во флакон для отпуска;

— рассчитайте массовую долю иода, молярную концентрацию иода, молярную концентрацию эквивалента иода, титр иода.

— с какой целью для приготовления раствора Люголя используют иодид калия?

— в каких случаях в медицинской практике применяют раствор Люголя?

— для наружного применения раствор Люголя используют с глицерином в форме спрея, см. рис.;



рассчитайте навески иода кристаллического и калия иодида, а также объёмы воды очищенной и 85 % водного раствора пропан-1,2,3-триола для приготовления такого препарата.

— с какой целью в препарате «Люголь спрей» используют глицерин?

— в чём различие состава раствора Люголя и лекарственного средства «Йод»?

— составьте инструкцию по приготовлению лекарственного средства «Йод» если его состав: действующее вещество: иод — 5 г, вспомогательные вещества: калия иодид — 2 г, этанол (спирт этиловый) 95 % об. и вода очищенная — поровну до получения 100 мл препарата (при смешивании воды и спирта наблюдается явление контракции, заключающееся в уменьшении объёма смеси по сравнению с арифметической суммой исходных веществ: 50 мл спирта + 50 мл воды = 96,4 мл смеси, т.о. чтобы получилось 100 мл 48,9 % об. спирта нужно взять 51,5 мл спирта и 51,5 мл воды).

— в каких случаях в медицинской практике применяют лекарственное средство «Йод».



Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и рекомендуемой учебной литературы.

2. Ответить на вопросы для самоконтроля

2.1. Дайте определения терминам: масса, моль, молярная масса, объём, плотность, раствор, массовая доля, объёмная доля, мольная доля, молярная концентрация, эквивалент химический, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, титр раствора, растворимость вещества.

2.2. Рассмотрите механизмы растворения неэлектролитов, сильных электролитов, слабых электролитов и тепловые эффекты сопровождающие этапы растворения вещества.

2.3. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными? Приведите примеры таких растворов в природе.

2.4. Какие растворы называют концентрированными, а какие разбавленными?

2.5. Приведите примеры растворов неорганических веществ, широко используемых в медицинской практике.

3. Проверить свои знания с использованием тестового контроля:

3.1. Количество вещества — это:

- а) порция вещества, измеренная в молях;
- б) число структурных частиц, равное 6×10^{23} ;
- в) масса вещества;
- г) навеска вещества;

3.2. Понятие «Моль» определяется:

- а) числом атомов вещества; б) числом молекул вещества;
- в) количеством вещества; г) молекулярной массой вещества;

3.3. Закон постоянства состава открыл учёный:

- а) Джозеф Пристли; б) Жозеф Луи Пруст; в) Карл Вильгельм Шееле; г) Джон Дальтон;

3.4. Химические соединения переменного состава называют:

- а) сложными веществами; б) дальтонидами; в) комплексными веществами; г) бертоллидами;

3.5. Химические соединения постоянного состава называют:

- а) бертоллидами; б) веществами; в) дальтонидами; г) корпускулидами;

3.6. Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называют:

- а) кристаллогидратами; б) гидратами; в) гидрированными; г) сольватами;

3.7. Растворитель может быть отделён от растворённого вещества:

- а) электролизом; б) декантацией; в) фильтрованием; г) перегонкой;

3.8. Отстаивание применяют при разделении смеси, если компоненты обладают:

- а) различной плотностью; б) различной растворимостью;
- в) различной окраской; г) различным агрегатным состоянием;

3.9. Дистилляция — метод разделения смесей, в основе которых лежит:

- а) различная температура кипения компонентов;
- б) различная плотность компонентов;
- в) различная растворимость веществ;
- г) различное агрегатное состояние веществ

3.10. Выпаривание применяют для выделения веществ из смесей, если компоненты обладают:

- а) различной плотностью; б) различным агрегатным состоянием;
- в) различной растворимостью; г) различной температурой кипения;

3.11. Ареометр — это прибор, с помощью которого:

- а) определяют состав воздуха;
- б) устанавливают направление ветра;
- в) контролируют содержание вредных веществ в растворах;
- г) измеряют плотность жидкостей;

3.12. Сколько молей растворенного вещества содержится в 2 л децимолярного раствора:

- а) 0,2 моль; б) 1 моль; в) 0,1 моль; г) 0,01 моль;

3.13. Чему равен фактор эквивалентности иода в реакции: $I_2 + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$:

- а) 1; б) 0,5; в) 1/3; г) 1/5.

4. Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:

4.1. В медицинской практике используют раствор Рингера, содержащий 8,60 г NaCl, 0,30 г KCl и 0,25 г CaCl₂, растворённых в 1 литре дистиллированной воды ($\rho \approx 1 \text{ г}\cdot\text{мл}^{-1}$); рассчитайте:

- а) массовую долю натрия хлорида в растворе; б) молярную концентрацию NaCl; в) молярную концентрацию эквивалента NaCl; г) титр этого раствора по NaCl;

4.2. При отравлениях цианидами внутривенно вводят раствор с массовой долей нитрита натрия 2 % ($\rho = 1,011 \text{ г/мл}$). Рассчитайте молярную концентрацию и титр соли в этом растворе.

4.3. Общая жёсткость воды J_0 — это суммарная концентрация ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , выраженная в ммоль-экв·л⁻¹; карбонатная жёсткость воды J_k — это суммарная концентрация гидрокарбонатов кальция и магния $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$, иногда $Fe(HCO_3)_2$, выраженная в ммоль-экв·л⁻¹; некарбонатная жёсткость воды $J_{нк}$ — это суммарная концентрация в воде кальциевых и магниевых солей сильных кислот, главным образом сульфатов и хлоридов ($CaSO_4$, $MgSO_4$, $CaCl_2$, $MgCl_2$), выраженная в ммоль-экв·л⁻¹; Анализ показал, что в 5 л воды содержатся: гидрокарбонат кальция массой 1,386 г, хлорид кальция массой 610 мг, хлорид натрия 480 мг. Определите общую жёсткость воды, карбонатную жёсткость воды, некарбонатную жёсткость исследуемой воды.

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.
2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.
3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.
5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.2: термодинамика химических процессов.

Цель: понимание возможности и вероятности химического процесса и определение направления химической реакции по рассчитанным термодинамическим характеристикам.

Задачи:

- рассмотреть основные термодинамические параметры, характеризующие вещество и химический процесс;
- определить физические величины, характеризующие термодинамическое состояние системы;
- проанализировать уравнения, связывающие физические величины, характеризующие термодинамическое состояние системы;
- изучить математические способы расчёта термодинамических функций состояния химической реакции при стандартных условиях;
- изучить математические способы расчёта термодинамических функций состояния химической реакции при заданных условиях;
- изучить математические способы расчёта константы равновесия системы при заданных условиях;
- изучить математические способы расчёта калорийности продуктов питания;
- обсудить правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории;
- обучить рассчитывать значения функций состояния основных термодинамических параметров и определять принципиальную возможность химической реакции при заданных условиях;
- обучить определять направление химического процесса по изменению изобарно-изотермического потенциала или константе равновесия;
- обучить измерять массу вещества с помощью электронных весов;
- обучить определять тепловой эффект химической реакции с помощью калориметра;
- сформировать практические действия экспериментального определения значения изменения энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты щёлочью.

Обучающийся должен знать: правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории; основные термодинамические физические величины (температура, энергия, теплота, работа, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса); интенсивные и экстенсивные параметры системы; теплоту и работу как функции перехода системы; функции состояния (dH , dS , dG , dF); формулировки I начала термодинамики и связь изменения энтальпии с тепловым эффектом химической реакции; причинно-следственную связь энергии связи, внутренней энергии вещества, изменения энтальпии, энергетического эффекта и возможности химической реакции; принцип минимума энергии как следствие I н. т.; энтропию как меру рассеяния энергии в окружающую среду (диссипация энергии) и как меру хаотичности; диалектическую связь энергии, структуры, энтропии; II начало термодинамики как вероятностный критерий химической реакции; условия и направление самопроизвольного химического процесса; уравнения: I н. т., следствий закона Гесса, II н. т., изобарно-изотермического потенциала, константы химического равновесия; неравновесные процессы как способ развития открытых систем с позиций законов энергоэнтропии; теорию диссипативных структур как пример открытых, неравновесных систем, с происходящими в них нелинейными процессами; энергоэнтропийную картину жизни как способ существования системы, состоящей из открытых, неравновесных, стационарных, саморазвивающихся подсистем, способных к самовоспроизводству и саморегуляции; мир как способ существования диссипативных систем.

Обучающийся должен уметь: применять теоретические положения термодинамики как базовые при изучении естественнонаучных дисциплин; определять вид системы и процесса по термодинамическим параметрам и внешним условиям; описывать состояние системы и химический процесс с позиции критериев возможности и вероятности, используя термодинамические функции; использовать табличные величины значений термодинамических функций состояния системы; вычислять изменение энтальпии, изменение энтропии, изменение изобарно-изотермического потенциала

в химической реакции по табличным значениям и определять самопроизвольность химической реакции при заданных условиях; вычислять по значению изобарно-изотермического потенциала константу равновесия химической реакции и определять термодинамические условия, необходимые для осуществления процесса; прогнозировать направление химической реакции; объяснять природные явления с позиции законов энергоэнтропии;

Обучающийся должен владеть: навыками безопасной работы в химической лаборатории; практическими действиями по измерению температуры, по вычислению значения изменения энтальпии реакции нейтрализации с использованием простейшего калориметра; навыками составления письменного отчёта о проведённом исследовании и культурой аргументированного изложения собственной точки зрения.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы для самоконтроля:

1.1. Дайте определения терминам: энергия, внутренняя энергия, температура, теплота, работа, изобарный процесс, изохорный процесс, изотермический процесс, теплоёмкость, энтальпия, закон Гесса, экзо- и эндоэргические процессы, энтропия, максимальная полезная работа, скрытая энергия, изобарно-изотермический потенциал, химическое равновесие, константа химического равновесия.

1.2. Постройте графики экзо- и эндоэргических химических реакций в координатах (E , τ).

1.3. Приведите примеры самопроизвольных экзо- и эндоэргических процессов в природе.

1.4. Какая функция состояния определяет возможность химической реакции: в природе; в химическом реакторе?

1.5. Приведите уравнение стандартного изменения изобарно-изотермического потенциала.

2. Практическая подготовка:

2.1. Лабораторная работа № 2 «Определение стандартной энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты щёлочью».

Цель работы: с помощью калориметра экспериментально определить значение стандартной энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты щёлочью.

Методика проведения работы:

1 этап. Подготовка простейшего калориметра к работе (ополаскивают дистиллированной водой и взвешивают внутренний стакан с мешалкой и термометром), см. рис.;

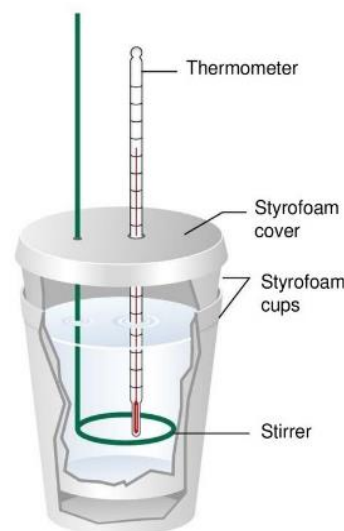
2 этап. Отбор мерным цилиндром равных объёмов растворов кислоты и щелочи (25-30 мл, по указанию преподавателя);

3 этап. Измерение исходных температур кислоты и щелочи с помощью термометра;

4 этап. Перенос раствора кислоты во внутренний стакан калориметра;

5 этап. Добавление к раствору кислоты раствора щёлочи и фиксация в ходе процесса самого высокого показания термометра (эксперимент повторить 3 раза: в первом эксперименте использовать 30 мл 2 н соляной кислоты и 30 мл 2 н раствора щёлочи натрия; во 2 эксперименте использовать 30 мл 2 н раствора азотной кислоты и 30 мл 2 н раствора щёлочи натрия; в 3 эксперименте использовать 30 мл 2 н соляной кислоты и 30 мл 2 н раствора щёлочи калия);

6 этап. Оформление результатов лабораторной работы в форме таблицы и определение ошибки измерения:



T_n	T_k	ΔT	Расход тепла на нагрев смеси				Расход тепла на нагрев стакана		
			V_{p-p}	ρ_{p-p}	C_{p-p}	Q_1	$m_{\text{стакан}}$	$C_{\text{стакан}}$	Q_2

$$\sigma_{\bar{x}} = \sqrt{\frac{1}{n \cdot (n - 1)} \cdot \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}; \quad \frac{\sigma_{\bar{x}}}{\Delta_{\text{нейтрализации}} H_{298}^{\circ}} \cdot 100\%$$

Выводы: общий вывод представляется в отчёте по лабораторной работе.

3. Выполнить интегральное познавательное задание.

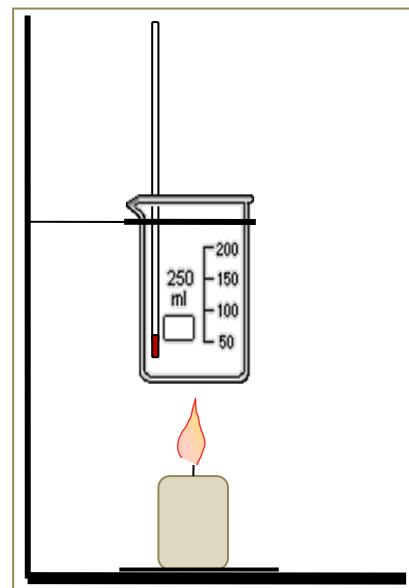
3.1. Пример задания с разбором:

В вашем распоряжении имеются: парафиновая свеча; химический термостойкий стеклянный мерный стакан 100 мл; штатив лабораторный; стеклянная пластинка; электронные весы; вода; лабораторный водный термометр;

- предложите пошаговую инструкцию определения теплоты сгорания парафина;
- определите энтальпию сгорания парафина $\Delta_c H_{298}^{\circ}(\text{C}_{25}\text{H}_{52})$ по уравнению реакции;
- в чём заключается основная погрешность Вашего определения теплоты сгорания парафина?
- на основании полученных данных рассчитайте энтальпии сгорания пропана и октана, если $\Delta_c H_{298}^{\circ}(\text{CH}_4) = -890 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Инструкция:

- взвесьте стакан с термометром и запишите определённое значение массы;
- налейте в стакан 100 мл воды и, внося кусочки льда, охладите её примерно на 10°C ниже комнатной температуры; затем удалите лишний лёд;
- взвесьте банку с водой и с термометром; запишите определённое значение массы;
- соберите прибор, см. рис.;
- закрепите свечу на стеклянной пластинке, для чего капните расплавленным парафином на пластину и прижмите свечу;
- определите и запишите массу свечи с пластиной;
- измерьте и запишите температуру воды с точностью до $0,2^{\circ} \text{C}$;
- поставьте зажжённую свечу под стакан с водой так, чтобы верхняя часть пламени была на расстоянии примерно 2 см от дна; при нагревании осторожно перемешивайте воду термометром;
- по мере сгорания свечи может возникнуть необходимость опустить стакан, чтобы пламя свечи было точно под дном на необходимом расстоянии; соблюдайте при этом осторожность;
- продолжайте нагревание до тех пор, пока температура не поднимется выше комнатной на столько же градусов, на сколько она была ниже её до начала эксперимента (например, если температура воды вначале была 15°C , а в комнате 25°C , то вы должны нагреть воду до 35°C); сразу после этого погасите пламя;
- продолжайте помешивание, пока температура воды не перестанет повышаться; запишите наибольшее достигнутое значение температуры воды;
- определите массу остывшей свечи с подставкой, включая массу всего оплавленного парафина; запишите значение массы;
- перенесите данные в таблицу:



<i>величина</i>	<i>значение</i>
масса свечи с подставкой (г)	
масса стакана с термометром (г)	
масса стакана с термометром и с водой (г)	
масса воды (г)	
температура в комнате ($^{\circ} \text{C}$)	
температура воды исходная ($^{\circ} \text{C}$)	
температура воды конечная ($^{\circ} \text{C}$)	
разность температур воды ($^{\circ} \text{C}$)	

величина	значение
масса свечи с подставкой и оплавленным парафином (г)	
масса сгоревшего парафина (г)	
удельная теплоёмкость воды ($\text{Дж}\cdot\text{г}^{-1}\cdot\text{К}^{-1}$)	4,184
удельная теплоёмкость стекла ($\text{Дж}\cdot\text{г}^{-1}\cdot\text{К}^{-1}$)	0,84

Расчёт теплоты сгорания парафина:

– определить количество теплоты, полученное системой, состоящей из химического стакана, воды, термометра:

$$q = mc_p\Delta T; q_{\text{общ}} = q_1 + q_2;$$

$$q_1 = m(\text{вода}) \times c_p(\text{вода}) \times \Delta T;$$

$$q_2 = m(\text{стакан с термометром}) \times c_p(\text{стекло}) \times \Delta T;$$

определить теплоту сгорания в Дж/г, для этого:

$$q_c = \frac{q_{\text{общ}}}{m(\text{парафин сгоревший})};$$

перевести единицы из $\text{Дж}\cdot\text{г}^{-1}$ в $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$:

$$\Delta_c H = \frac{q_c}{M(\text{парафин})}.$$

Расчётная величина по уравнению реакции сгорания парафина составляет:

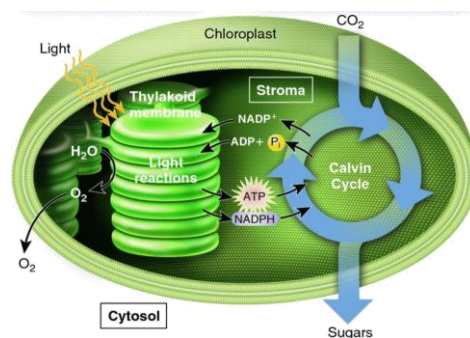
$$\Delta_c H^\circ_{298}(\text{C}_{25}\text{H}_{52}) = -16970 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1};$$

в молекуле CH_4 — 4 равноценные связи (C—H), на 1 связь приходится — $890/4 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$;

в молекуле пропана C_3H_8 — 8 связей (C—H) и 2 связи (C—C); в молекуле парафина $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ — 52 связи (C—H) и 24 связи (C—C), зная, сколько энергии эквивалентно 1 связи C—H можно определить энергетическую эквивалентность связи (C—C);

3.2. Задания для самостоятельного разбора на занятии:

фотосинтез — один из самых важных биохимических процессов на Земле, проходящий в хлоропластах клеток фотоавтотрофов под воздействием потока солнечного света с длиной волны $\approx 680\text{-}700 \text{ нм}$ и энергией фотонов $\approx 1,8 \text{ эВ}$; по данным «*Science*» растения планеты ежегодно поглощают 123 млрд. т углекислого газа, что составляет чуть более 5 % всего CO_2 атмосферы Земли; в синтезируемых углеводах запасается $\approx 1,12 \times 10^{21} \text{ Дж}$ энергии мощностью $\approx 35,515 \text{ млн. МВт}$;



– рассчитайте стандартный изобарно-изотермический потенциал по уравнению реакции фотосинтеза и стандартным термодинамическим характеристикам участников реакции (471,5).

– в чём, по-Вашему заключается основная погрешность расчёта?

– в каком направлении должна идти данная реакция при стандартных условиях?

– в каких условиях реакция фотосинтеза идёт в прямом направлении?

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и рекомендуемой учебной литературы.

2. Ответить на вопросы для самоконтроля

2.1. Дополните предложения:

Термодинамика — это...

Тепловое движение присуще...

При неизменных внешних условиях за некоторое время все тела самопроизвольно переходят в...

Равновесное состояние характерно тем, что...

При тепловом равновесии в любой части системы температура...

С изменением температуры тела изменяются...

Для измерения температуры можно использовать явление...

Первое начало термодинамики утверждает, что...

Работа и количество теплоты характеризуют не состояние системы (как ΔU или ΔH), а процесс...

Невозможность создания вечного двигателя первого рода является убедительным доказательством....

2.2. Постройте графики химических реакций фотосинтеза и дыхания в координатах ($E = f(\tau)$).

2.3. Глицерин имеет стандартную теплоту образования ($-666 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$); это вещество образуется в организме в процессе расщепления жиров; в результате метаболизма оно в итоге превращается в углекислый газ и воду; вычислите количество энергии, которое выделяется в результате метаболизма 10 г глицерина.

2.4. Студентка в ожидании троих друзей приготовила салат, содержащий 800 г свежей капусты (-300), 200 г моркови (-390), 150 г яблок (-510), 60 г подсолнечного масла (-9290), специи (в скобках калорийность пищи $\Delta_c H^\circ_{298}$, $\text{ккал}\cdot\text{кг}^{-1}$); рассчитайте количество энергии, выделившееся в организме каждого, если все съели поровну, и пища наполовину «сжигается» в тканях организма.

2.5. Человек, находясь на сорокаградусной жаре, потерял с потом 0,5 л воды; как и на сколько градусов изменилась бы температура его тела, если бы он был лишён возможности потеть?

2.6. Пуская кровь заболевшему матросу, корабельный врач Ю. Р. Майер обратил внимание на необычно алый цвет венозной крови больного; его наблюдения также показали, что в жарких странах венозная кровь матросов гораздо светлее, чем в северных; как этот факт помог Майеру в открытии фундаментального закона?

2.7. Расположите следующие состояния воды в порядке увеличения значения энтропии:

- 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ при 100°C и 1 бар;
- 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(тв)}$ при 0°C и 1 бар;
- 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ при 0°C и 1 бар;
- 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ при 100°C и 1 бар;
- 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ при 25°C и 1 бар;
- 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ при 100°C и 0,5 бар.

2.8. Объясните, почему по мере подъёма в гору температура понижается, несмотря на то, что тёплый воздух поднимается вверх

2.9. Окисление сероводорода кислородом возможно по следующим уравнениям:

- $\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 1/2\text{O}_2_{(г)} = \text{S}_{(тв)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$;
- $\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3/2\text{O}_2_{(г)} = \text{SO}_2_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$;
- $\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 2\text{O}_2_{(г)} = \text{SO}_3_{(ж)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$;

какая из этих реакций происходит в природе?

2.10. Определите температуру кипения воды в городе Мехико, который расположен на высоте 2265 м от уровня моря, где атмосферное давление составляет 580 мм рт. ст. и температуру кипения воды в автоклаве, если контрольный клапан кастрюли срабатывает при давлении 1,9 атм.

3. Проверить свои знания с использованием тестового контроля:

3.1. Химическая термодинамика определяет:

- тепловые эффекты различных химических и физико-химических процессов;
- возможность и вероятность самопроизвольного прохождения химического процесса в том или ином направлении;
- скорость прохождения химического процесса;
- условия равновесного состояния химической реакции.

3.2. Термодинамическая система это:

- окружающий нас мир;
- избранная совокупность тел или веществ, состоящая из большого числа частиц и отделённая от внешней среды условной границей или поверхностью раздела;
- совокупность частиц реагентов химической реакции;
- совокупность частиц продуктов химической реакции.

3.3. К открытым системам относятся:

- человек;
- растительные и животные клетки;
- химический реактор;
- сосуд Дьюара.

3.4. Стационарное состояние характерно:

- только для изолированной системы;
- только для открытой системы;

в) только для адиабатной системы; г) для любой термодинамической системы.

3.5. Равновесным является такое состояние системы, при котором:

а) все термодинамические параметры системы остаются неизменными во времени и отсутствует обмен энергией и веществом с внешней средой;

б) осуществляется обмен энергией и веществом с окружающей средой;

в) качественный состав системы остаётся неизменным;

г) осуществляется обмен энергией с внешним миром;

3.6. Изменение энтальпии по своему численному значению:

а) равно изменению внутренней энергии системы;

б) больше внутренней энергии системы на величину работы расширения, совершённой при изменении объёма системы;

в) меньше максимальной полезной работы, совершённой системой;

г) меньше внутренней энергии системы на величину работы сжатия, совершённой при изменении объёма системы;

3.7. Какие из следующих процессов приводят к увеличению внутренней энергии тела:

а) нагревание; б) испарение; в) плавление; г) кристаллизация.

3.8. Вода замерзает в природе при постоянной температуре 0°C ; при этом энергия:

а) не изменяется; б) поглощается; в) выделяется; г) резко поглощается, а затем выделяется.

3.9. Стандартными условиями в термодинамике являются:

а) $T = 273,15\text{ K}$; $p = 1\text{ бар}$; $C_M = 1\text{ моль}\cdot\text{л}^{-1}$; б) $T = 298,15\text{ K}$; $p = 1\text{ атм}$; $C_M = 1\text{ моль}\cdot\text{л}^{-1}$;

в) $T = 273,15\text{ K}$; $p = 101325\text{ Па}$; $C_M = 1\text{ моль}\cdot\text{л}^{-1}$; г) $T = 293,15\text{ K}$; $p = 1\text{ атм}$; $C_M = 1\text{ моль}\cdot\text{л}^{-1}$.

3.10. При любом значении температуры могут проходить химические реакции, для которых:

а) $\Delta_r H^\circ > 0$ и $\Delta_r S^\circ < 0$; б) $\Delta_r H^\circ < 0$ и $\Delta_r S^\circ > 0$; в) $\Delta_r H^\circ > 0$ и $\Delta_r S^\circ > 0$; г) $\Delta_r H^\circ < 0$ и $\Delta_r S^\circ < 0$.

3.11. Равновесие химической реакции смещается при:

а) изменении температуры; б) изменении концентрации реагентов и продуктов;

в) введении катализатора; г) изменении объёма реакционной смеси.

3.12. Направление химической реакции определяют по:

а) изменению энтальпии; б) изменению энтропии;

в) изменению внутренней энергии; г) изменению энергии Гиббса.

3.13. Калориметр — это прибор для:

а) измерения количества теплоты, выделяющейся или поглощающейся в каком-либо процессе;

б) измерения интенсивности цвета в какой-либо цветовой системе;

в) наблюдения за распределением температуры исследуемой поверхности;

г) измерения температуры системы;

3.14. Какие из реакций синтеза оксидов азота, уравнения которых приведены ниже, могут быть осуществимы в природе самопроизвольно при стандартных условиях:

а) $2\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) - Q$; б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) - Q$;

в) $\text{NO}(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_3(\text{г}) + Q$; г) $\text{NO}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) + Q$.

3.15. Какая из реакций окисления аммиака кислородом воздуха в открытом сосуде, уравнения которых приведены ниже, наиболее вероятна при стандартных условиях:

а) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

б) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

в) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 7\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{HNO}_2(\text{г}) + 2\text{HNO}_3(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

г) $\text{NH}_3(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{HNO}_3(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

4. Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:

4.1. Одним из важнейших продуктов метаболизма является мочевины, определите значение энтальпии реакции гидролиза карбамида при $310,15\text{ K}$; при решении воспользуйтесь табличными стандартными термодинамическими величинами веществ, участвующих в реакции;

4.2. В какую сторону сместится равновесие в системе: $\text{COCl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ при введении в равновесную систему инертного газа при 1) $V = \text{const}$; 2) $p = \text{const}$?

4.3. Рассчитайте возможный выход синтеза аммиака при $T = 400^\circ\text{C}$ и $p = 300\text{ атм}$, если в рабочий реактор поступает смесь азота и водорода в объёмном соотношении 1:3 (53,5 %).

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.3: кинетика химических процессов; химическое равновесие.

Цель: понимание возможности и скорости прохождения химического процесса, а также понимание и оценка смещения химического равновесия в системе в заданных условиях.

Задачи:

- *определить базовые понятия и физические величины, характеризующие протекание химического процесса во времени;*
- *проанализировать закон действующих масс;*
- *рассмотреть кинетические уравнения химических реакций нулевого, первого, второго и третьего порядка;*
- *изучить математические способы определения порядка химической реакции;*
- *изучить математические способы расчёта времени прохождения химической реакции при заданных условиях;*
- *проанализировать уравнение зависимости скорости химической реакции от температуры Вант-Гоффа (правило Вант-Гоффа) и уравнение Аррениуса;*
- *изучить математические способы расчёта скорости химической реакции при изменении температуры процесса и введении катализатора со снижением энергии активации;*
- *определить понятие химического равновесия с кинетической позиции;*
- *проанализировать принцип Ле-Шателье — Брауна;*
- *обсудить правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории;*
- *обучить рассчитывать время прохождения химической реакции при заданных условиях;*
- *обучить определять условия ускорения химического процесса;*
- *обучить определять смещение химического равновесия в системе при изменении внешних условий и прогнозировать условия проведения химической реакции с оптимальным выходом;*
- *обучить измерять массу вещества с помощью электронных весов;*
- *обучить определять тепловой эффект химической реакции с помощью калориметра;*
- *сформировать практические действия экспериментального определения значения изменения энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты щёлочью.*

Обучающийся должен знать: правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории; основные кинетические физико-химические термины и понятия (скорость

химической реакции, элементарная и сложная (многостадийная) химическая реакция, молекулярность химической реакции, закон действующих масс, порядок химической реакции, энергия активации химической реакции); механизмы основных типов химических реакций (радикальных, ионных); зависимость скорости реакции от природы и фазового состояния реагентов, от концентрации реагентов, от температуры, от введения в зону реакции других веществ (катализ); выражение химического равновесия как равенство скоростей прямой и обратной реакций; взаимосвязь константы химического равновесия и энергии Гиббса; принцип Ле Шателье — Брауна и смещение химического равновесия под воздействием различных факторов; правило Вант-Гоффа и его математическое выражение; уравнение Аррениуса; теорию катализа в т.ч. ферментативного; методы регулирования скорости химической реакции.

Обучающийся должен уметь: применять теоретические положения химической кинетики как базовые при изучении естественнонаучных дисциплин; определять тип, молекулярность и порядок химической реакции по её механизму; описывать химическую реакцию кинетическим уравнением; производить элементарные расчёты по кинетическим уравнениям и уравнению Вант-Гоффа; количественно определять изменение скорости реакции при изменении температуры и при введении катализатора, используя уравнение Аррениуса; рассчитывать равновесные концентрации веществ и определять направление смещения химического равновесия при изменении параметров;

Обучающийся должен владеть: навыками безопасной работы в лаборатории; практическими действиями по проведению химических реакций в лабораторных условиях; навыками составления письменного отчёта о проведённом исследовании и культурой аргументированного изложения собственной точки зрения.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы для самоконтроля:

1.1. Дайте определения терминам: скорость химической реакции, средняя и мгновенная скорость химической реакции, элементарная и сложная (многостадийная) химическая реакция, закон действующих масс, молекулярность химической реакции, порядок химической реакции, энергия активации химической реакции, химическое равновесие.

1.2. Напишите математические выражения для средней скорости реакции: $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)}$: а) по реагенту CO; б) по реагенту O₂; в) по продукту CO₂. Как будут меняться в ходе реакции концентрации веществ CO, O₂ и CO₂? Как будет меняться со временем скорость данной реакции?

1.3. Какую стадию сложной (многостадийной) химической реакции называют лимитирующей? Какую роль играет лимитирующая стадия в кинетическом уравнении химического процесса.

1.4. Что такое энергия активации? И какова её роль в кинетике химической реакции?

1.5. Как и почему зависит скорость химической реакции от температуры?

1.6. Что такое катализатор? Объясните сущность катализа и типы катализа (гомогенный, гетерогенный, автокатализ). Приведите примеры катализируемых реакций, имеющих важное значение в медицине.

1.7. Объясните термодинамическую и кинетическую сущность химического равновесия;

1.8. Сформулируйте принцип Ле Шателье — Брауна.

2. Практическая подготовка:

2.1. Лабораторная работа № 3 «Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ».

Цель работы: по внешним признакам и измерениям оценить изменение скорости химического взаимодействия тиосульфата натрия с соляной кислотой в зависимости от изменения концентрации раствора тиосульфата натрия.

Методика проведения работы:

1 этап. В четыре химических стакана объёмом 50 мл вносят по 10 мл 1 М раствора Na₂S₂O₃; затем во второй стакан добавляют 10 мл дистиллированной воды, в третий стакан добавляют 20 мл

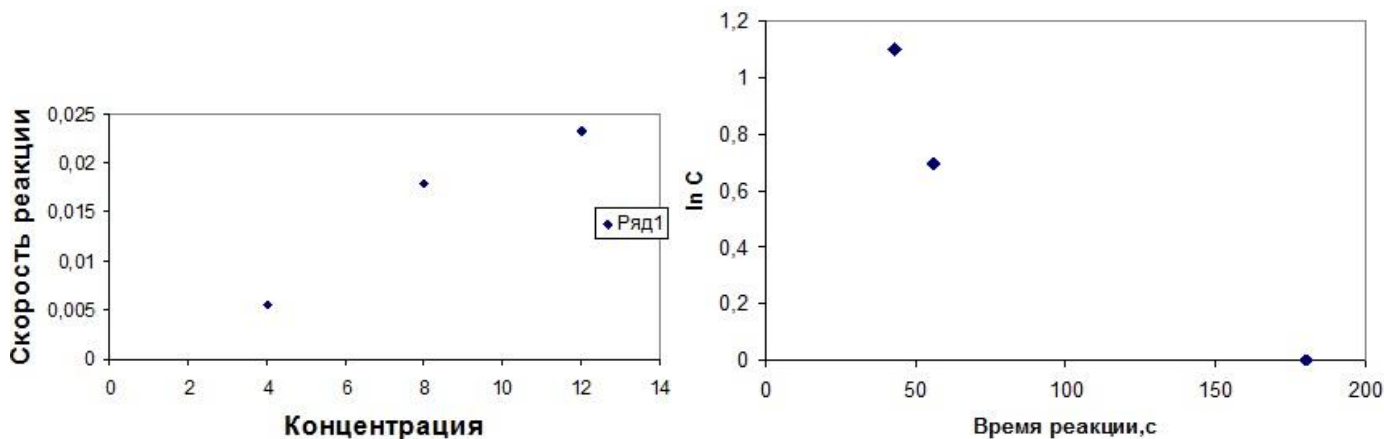
дистиллированной воды, а в четвёртый стакан добавляют уже 30 мл дистиллированной воды; в следующие четыре химических стакана объёмом 50 мл вносят по 10 мл 1 М соляной кислоты.

2 этап. В первый стакан с раствором тиосульфата натрия на чёрном экране выливают соляную кислоту из одного из четырёх приготовленных стаканов и включают секундомер; при первых признаках образования мути в стакане секундомер останавливают и показания заносят в таблицу; аналогичную операцию проделывают со вторым, с третьим и с четвёртым стаканами с раствором тиосульфата натрия, см. табл., рис.:

№ стакана	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль·л ⁻¹	Логарифм относительной концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время появления мути, с	Относительная скорость реакции, $100/\tau$, с ⁻¹
1	1	1,4		
2	1/2	0,7		
3	1/3	0,3		
4	1/4	0		



3 этап. По данным относительной скорости реакции при соответствующей концентрации раствора тиосульфата натрия строят график в координатах (v ; C_b) и график в координатах ($\ln C_b$; τ).



4 этап. По полученным графикам определяют константу скорости и порядок реакции.

5 этап. Выявляют механизм химической реакции взаимодействия тиосульфата натрия с соляной кислотой и делают вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

2.2. Лабораторная работа № 4 «Зависимость скорости химической реакции от температуры».

Цель работы: по внешним признакам и измерениям оценить изменение скорости химического взаимодействия тиосульфата натрия с соляной кислотой в зависимости от изменения температуры.

Методика проведения работы:

1 этап. В четыре химических стакана объёмом 50 мл вносят по 10 мл 1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; затем в каждый стакан добавляют 30 мл дистиллированной воды; в следующие четыре химических стакана объёмом 50 мл вносят по 10 мл 1 М соляной кислоты.

2 этап. В первый стакан с раствором тиосульфата натрия на чёрном экране при комнатной температуре выливают соляную кислоту из одного из четырёх приготовленных стаканов и включают секундомер; при первых признаках образования мути секундомер останавливают и показания заносят в таблицу; второй стакан с раствором натрия тиосульфата нагревают на водяной бане (в кристаллизатор с горячей водой ставят стакан с раствором натрия тиосульфата и по показаниям термометра добавляют в кристаллизатор горячую воду) до температуры на 10°C больше комнатной температуры и проделывают аналогичные операции, как и с первым стаканом; третий стакан нагревают на водяной бане до температуры на 20°C больше комнатной температуры и проделывают аналогичные операции, как и с первым стаканом; четвёртый стакан с раствором тиосульфата натрия нагревают на водяной бане до температуры на 30°C больше комнатной температуры и проделывают

аналогичные операции, как и с первым стаканом, см. табл.:

№ стака- кана	Температура Na ₂ S ₂ O ₃ (р-р), °С	Время появления мути, с	Относительная скорость реакции, 100/τ, с ⁻¹	Температурный коэффициент γ = υ _{T+10} /υ _T
1	22			
2	32			
3	42			
4	52			

3 этап. По полученным данным делают вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры, рассчитывают энергию активации и оценивают справедливость правила Вант-Гоффа.

2.3. Лабораторная работа № 5 «Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ».

Цель работы: по внешним признакам определить направление смещения химического равновесия в открытой системе при изменении концентрации веществ, входящих в состав системы.

Методика проведения работы:

1 этап. В химический стакан объёмом 50 мл вносят 30 мл дистиллированной воды, 5 мл 1М раствора FeCl₃ и 5 мл 0,01М раствора KNCS см. рис.;

2 этап. Приготовленный раствор равномерно распределяют по пяти пробиркам;

3 этап. Первую пробирку оставляют без изменений для сравнения; во вторую пробирку добавляют 5 мл 1М раствора FeCl₃; в третью пробирку добавляют 5 мл 0,01М раствора KNCS; в четвёртую пробирку последовательно добавляют от 1 до 5 капель насыщенного раствора KF; в пятую пробирку добавляют несколько кристаллов калия хлорида;

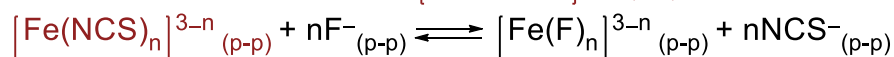
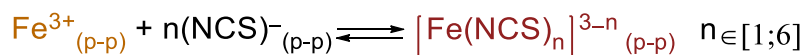
4 этап. Наблюдают изменения, происходящие в пробирках;

5 этап. Данные и наблюдения заносят в таблицу см. рис.:

№ про- бирки	Добавленный реактив	Наблюдение интенсивности окраски раствора



6 этап. Делают выводы о направлении смещения химического равновесия в системе; составляют необходимые уравнения химических реакций и математическое уравнение константы химического равновесия:

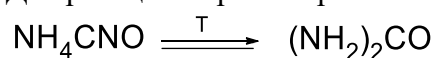


сопоставляют наблюдения эксперимента и выводы с теоретическими положениями принципа Ле Шателье — Брауна.

3. Выполнить интегральное познавательное задание.

3.1. Пример задания с разбором:

Для реакции первого органического синтеза Фридриха Вёллера:



цианат аммония

аминометанамид;
карбамид; мочевина

установлено время полураспада цианата аммония при 35° С в зависимости от его начальной концентрации, см. табл.:

$C_0(\text{NH}_4\text{CNO})$ моль·л ⁻¹	0,05	0,10	0,20
$\tau_{1/2}$	37 ч	19 ч	9 ч 14 мин

Определите порядок реакции, константу скорости реакции и начальную скорость процесса при концентрации цианата аммония равной 1 моль·л⁻¹.

Расчёт:

1. Математическое выражение для общего порядка реакции:

$$n = \frac{\ln\left(\frac{\tau_{1/2}/\tau'_{1/2}}{C'_0/C_0}\right)}{\ln\left(\frac{C'_0}{C_0}\right)} + 1;$$

2. Тогда порядок реакции по исходным данным составит:

$$\frac{\ln(37/19)}{\ln(0,1/0,05)} + 1 = 1,96; \quad \frac{\ln(19/9,24)}{\ln(0,2/0,1)} + 1 = 2,04;$$

$$\bar{n} = \frac{1,96 + 2,04}{2} = 2,0;$$

3. Для расчёта константы скорости реакции можно использовать уравнение:

$$\tau_{1/2} = \frac{1}{kC_0}; \quad k = \frac{1}{\tau_{1/2}C_0};$$

$$k = \frac{1}{37 \cdot 0,05 \cdot 3600} = 0,000150 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$$

$$k = \frac{1}{19 \cdot 0,1 \cdot 3600} = 0,000146 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$$

$$k = \frac{1}{9,24 \cdot 0,2 \cdot 3600} = 0,000150 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$$

$$\bar{k} = 0,00015 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1};$$

4. Начальную скорость процесса можно определить из уравнения:

$$v = kC^2;$$

$$v_0 = 0,00015 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1} \cdot 1^2 \text{ моль}^2 \cdot \text{л}^{-2};$$

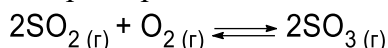
$$v_0 = 0,00015 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1};$$

3.2. Задания для самостоятельного разбора на занятии:

3.2.1. При нераспространённой чесотке широко использовался метод Демьяновича, который основан на акарицидном действии серы и сернистого газа при использовании 60 % водного раствора натрия тиосульфата и 6 % водного раствора хлороводорода;

- *приведите уравнение химического процесса, лежащего в основе лечения чесотки методом Демьяновича;*
- *используя табличные данные, определите возможность данного процесса при нормальных условиях;*
- *оцените кинетику данного процесса и обоснуйте разницу в массовых долях, используемых растворов;*
- *определите практические действия по приготовлению 100 мл исходных растворов из кристаллического натрия тиосульфата и 8,2 % водн. раствора хлороводорода;*
- *какие недостатки данного метода Вы отметили.*

3.2.2. Как следует изменить парциальное давление кислорода, чтобы скорость элементарной реакции:



не изменилась при уменьшении давления диоксида серы в 2 раза? (увеличить в 4 раза);

– рассчитайте температурный коэффициент данной химической реакции если при увеличении температуры от 50° С до 65° С скорость реакции увеличилась в 8 раз (4).

– как изменится скорость данной реакции при изменении температуры от 30° С до 45° С если энергия активации процесса составляет 160,25 кДж·моль⁻¹? (увеличится в 20 раз)

– энергия активации данной реакции в присутствии V₂O₅ изменилась от 160,25 кДж·моль⁻¹ до 86,24 кДж·моль⁻¹; во сколько раз при этом изменится скорость процесса при 500° С. (100082 раз)

– химическое равновесие в системе при 500° С установилось, когда, равная удвоенной исходной концентрации SO₂, исходная концентрация O₂, равная 0,05 моль·л⁻¹, уменьшилась до 0,04 моль·л⁻¹. Определите значение K_c при указанной температуре если в исходной смеси SO₃ не было. (400)

– определите условия, увеличивающие выход продукта в данном процессе.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и рекомендуемой учебной литературы.

2. Ответить на вопросы для самоконтроля

2.1. Дайте определение понятию скорость химической реакции; рассчитайте, во сколько раз изменится скорость элементарной реакции $\text{H}_2(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) = 2\text{HCl}(\text{r})$ при увеличении давления в 2 раза;

2.2. Что такое катализатор и катализ?

2.3. Какие из следующих факторов влияют на скорость реакции: природа реагирующих веществ, концентрация реагирующих веществ, катализатор, растворитель, температура?

2.4. Какие из следующих факторов влияют на константу скорости химической реакции: природа реагирующих веществ, концентрация реагирующих веществ, катализатор, растворитель, температура?

2.5. Какие экспериментальные данные необходимы для определения порядка реакции?

2.6. Какая из односторонних реакций заканчивается быстрее при одинаковых исходных концентрациях и одинаковых константах скорости: реакция первого, второго или третьего порядка?

2.7. Дайте определение энергии активации реакции.

2.8. Дайте определение термину химическое равновесие.

2.9. Перечислите параметры, определяющие состояние химического равновесия; факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье — Брауна.

2.10. Как изменится значение константы равновесия K_p и степени диссоциации AB₂ в реакции: $\text{AB}_2(\text{r}) = \text{A}(\text{r}) + 2\text{B}(\text{r})$, если давление в системе увеличить в два раза?

3. Проверить свои знания с использованием тестового контроля:

б.1. Скоростью химической реакции будет являться:

а) изменение концентрации любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном давлении);

б) изменение концентрации любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном объёме);

в) изменение числа молей любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном давлении);

г) изменение числа молей любого из участников реакции в единицу времени (при постоянном объёме).

б.2. С течением времени скорость реакции $a\text{A} \rightarrow b\text{B}$, проходящей при постоянной температуре в замкнутом объёме:

а) не изменяется;

- б) уменьшается;
- в) уменьшается, если реакция происходит с уменьшением числа молей газообразных участников;
- г) увеличивается при наличии (и уменьшается при отсутствии) в системе катализатора.

6.3. Если в системе $I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$ в замкнутом объёме 1 л за 5 мин количество водорода уменьшилось на 0,1 моль, то скорость химической реакции составит:

- а) $0,02 \text{ моль} \cdot \text{мин}^{-1}$;
- б) $-0,02 \text{ моль} \cdot \text{мин}^{-1}$;
- в) $0,02 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$;
- г) $-0,02 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.

6.4. Порядком реакции является:

- а) сумма стехиометрических коэффициентов при продуктах в уравнении реакции;
- б) сумма стехиометрических коэффициентов при исходных веществах в уравнении реакции;
- в) сумма стехиометрических коэффициентов при исходных веществах в уравнении элементарной реакции;
- г) сумма всех стехиометрических коэффициентов в уравнении элементарной реакции.

6.5. Порядок реакции совпадает с молекулярностью:

- а) для газофазных реакций, происходящих при постоянном объёме;
- б) для газофазных реакций, происходящих при постоянном давлении;
- в) для реакций, протекающих в одну стадию;
- г) для реакций, протекающих в конденсированной фазе.

6.6. Для реакций первого и второго порядков константы скорости имеют соответственно следующую размерность:

- а) $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$, $\text{моль}^2 \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$;
- б) мин^{-1} , $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$;
- в) $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$, $\text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$;
- г) мин^{-1} , $\text{л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$.

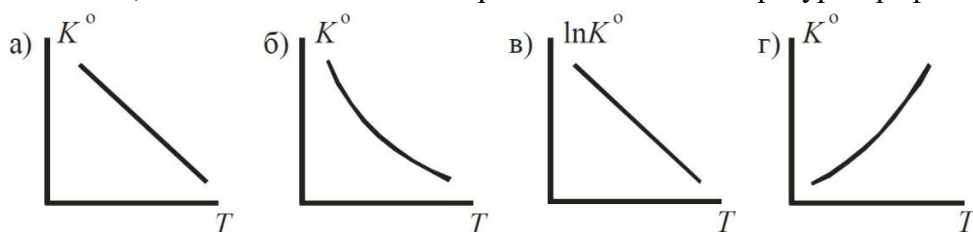
6.7. Может ли энергия активации химической реакции принимать нулевое значение:

- а) нет, так как это избыточная энергия;
- б) да, если реакция протекает между молекулой и свободным радикалом;
- в) да, если реакция протекает с нулевым тепловым эффектом;
- г) да, если происходит реакция рекомбинации.

6.8. Для газофазной реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)} + D_{(г)}$ введение инертного газа при постоянных давлении и температуре будет смещать равновесие в направлении:

- а) продуктов;
- б) исходных веществ;
- в) смещения равновесия не произойдёт;
- г) направление смещения зависит от количества инертного газа.

6.9. Для химической реакции, характеризующейся положительным изменением энтальпии, зависимость константы равновесия от температуры графически изображается:



6.10. Если $\ln K_p = (2000/T) - 170$, то:

- а) $\Delta_r H = 0$;
- б) $\Delta_r H > 0$;
- в) $\Delta_r H < 0$;
- г) $\Delta_r C_p = 0$;

7. Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:

7.1. Какая доля (%) новокаина разложится за 10 сут. его хранения при 293 К, если константа скорости гидролиза новокаина при 313 К равна $1 \times 10^{-5} \text{ сут}^{-1}$, а энергия активации (E_a) реакции равна $55,2 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$ ($2,35 \times 10^{-3} \%$);

7.2. Определите значение константы равновесия метанамина в воде, если начальная концентрация метиламина была равна $0,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, а концентрация гидроксид ионов после установления равновесия равна $6,6 \times 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ ($4,7 \times 10^{-4} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$).

7.3. Определите направление химической реакции: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$ при 298 К и $C_b(\text{H}_2) = C_b(\text{I}_2) = 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$; $C_b(\text{HI}) = 1,0 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, если $K_p = 2$ ($\Delta_r G > 0$).

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.4: растворимость веществ; коллигативные свойства растворов, осмос.

Цель: освоение учения о молекулярных растворах и понимание зависимости физических свойств растворов от количества растворённых частиц.

Задачи:

– *определить базовые понятия и физические величины, характеризующие молекулярные растворы;*

– *рассмотреть основные закономерности растворимости твёрдых, жидких и газообразных веществ, закон Генри, закон Сеченова;*

– *рассмотреть модель идеального раствора и коллигативные свойства растворов, диффузию и осмос, уравнение Вант-Гоффа;*

– *изучить зависимость давления насыщенного пара над раствором, закон Рауля и следствия из него;*

– *изучить математические способы расчёта температуры кипения и температуры плавления раствора заданной концентрации.*

Обучающийся должен знать: правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории; основные термины и понятия (идеальный раствор, насыщенный и разбавленный раствор, коллигативность, насыщенный пар, диффузия, гипотонический раствор, гипертонический раствор, изотонический и изоосмотический раствор, осмос); термодинамические закономерности растворимости веществ; основные коллигативные свойства растворов; зависимость изменения температуры замерзания и температуры кипения раствора от его концентрации; математическое выражение закона осмоса разбавленных растворов Вант-Гоффа; уравнения законов Генри, Сеченова и Рауля; составы физиологических растворов, используемых в медицине.

Обучающийся должен уметь: применять теоретические положения идеального раствора как базовые при изучении свойств различных растворов; классифицировать растворы по их качественному и количественному составу; производить расчёты осмотического давления разбавленного раствора по уравнению Вант-Гоффа; количественно определять изменение температуры кипения и температуры замерзания раствора, используя следствия из закона Рауля.

Обучающийся должен владеть: навыками безопасной работы в лаборатории; практическими действиями по проведению химических реакций в лабораторных условиях; навыками составления письменного отчёта о проведённом исследовании и культурой аргументированного изложения собственной точки зрения.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы для самоконтроля:

1.1. Дайте определения терминам: идеальный раствор, насыщенный и разбавленный раствор, коллигативность, насыщенный пар, диффузия, осмос, гипотонический раствор, гипертонический раствор, изотонический раствор;

1.2. Изложите основные термодинамические положения растворимости веществ в разных фазовых состояниях;

1.3. Сформулируйте закон Генри и закон Сеченова;

1.4. Объясните явления диффузии и осмоса;

1.5. Что происходит с растительными и животными клетками в гипотоническом и гипертоническом растворах;

1.6. От чего зависит давление насыщенного пара над раствором.

1.7. Каким образом изменяются температуры замерзания и температуры кипения растворов относительно температуры кипения и температуры замерзания чистого растворителя.

1.8. Роль растворов в живых организмах.

2. Практическая подготовка:

2.1. Лабораторная работа № 6 «наблюдение явлений плазмолиза и гемолиза эритроцитов».

Цель работы: по внешним признакам определить влияние количества растворённого вещества на состояние эритроцитов в растворе и на основе эксперимента объяснить явление осмоса.

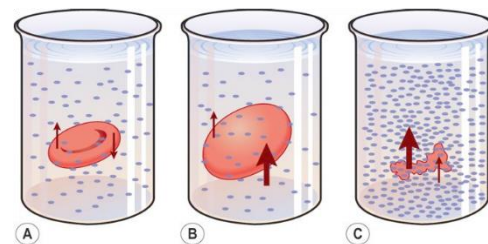
Методика проведения работы:

1 этап. В три пробирки приливают по 5 мл раствора натрия хлорида с разной массовой долей: в первую — 10 %, во вторую — 0,9 % и в третью — 0,1%, см. рис.;

2 этап. В каждую из пробирок добавляют по 2 капли донорской крови, энергично встряхивают и оставляют в покое на 5-10 мин.;

3 этап. Наблюдают изменения, происходящие с кровью в пробирках, которые заносят в таблицу см. рис.:

№ пробирки	$\omega(\text{NaCl})$	Наблюдение состояния крови в растворе	Вид раствора
1	0,1		
2	0,009		
3	0,001		



6 этап. Делают выводы о изменении осмотического давления раствора и влиянии осмотического давления на животные клетки.

3. Выполнить интегральное познавательное задание.

3.1. Пример задания с разбором:

В радиатор автомобиля залили антифриз, состоящий из 8 л воды и 4 л этиленгликоля ($\rho = 1,1 \text{ г·мл}^{-1}$); при какой минимальной температуре воздуха можно не опасаться, что жидкость замёрзнет в радиаторе?

Расчёт:

3.1.1. Определить количество этиленгликоля в растворе:

$$n = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{1,1 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1} \cdot 4000 \text{ мл}}{62 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}} = 71 \text{ моль};$$

3.1.2. Тогда моляльность раствора составит:

$$C_m = \frac{n(\text{H}_6\text{C}_2\text{O}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{71 \text{ моль}}{8 \text{ кг}} = 8,87 \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1};$$

3.1.3. Из второго следствия закона Рауля понижение температуры замерзания составит:

$$\Delta T_{\text{пл}} = K_m \cdot C_m = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг} \cdot 8,87 \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1} = 16,5 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$T_{\text{пл}} = -16,5 \text{ }^\circ\text{C};$$

3.1.4. Самая низкая температура, при которой антифриз не замерзает, составляет $-16,5^\circ\text{C}$.

3.2. Задания для самостоятельного разбора на занятии:

3.2.1. Вычислить осмотическое давление раствора, обусловленное растворением 0,4 г фермента цитохрома С ($M = 124000 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$) в 20 мл воды; что произойдёт с эритроцитами, помещёнными в 500 мл такого раствора?

3.2.2. Определите эмпирическую формулу красящего вещества крови — гематина, если при 20°C осмотическое давление раствора 6,33 г гематина в 100 мл воды составляет 243,4 кПа, а элементный состав вещества соответствует: С — 64,6 %; Н — 5,2 %; N — 8,8 %; O — 12,6 %; Fe — 8,8 % ($\text{C}_{34}\text{H}_{33}\text{N}_4\text{O}_5\text{Fe}$).

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

4. Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и рекомендуемой учебной литературы.

5. Ответить на вопросы для самоконтроля:

5.1. Определите знак изменения энтальпии растворения газов в жидкостях ($\Delta H < 0$);

5.2. Определите знак изменения энтальпии растворения кристаллов в жидкостях ($0 < \Delta H < 0$);

5.3. Для определения неизвестного спирта взяли 11,5 г этого вещества, растворили в воде, объём раствора довели до 500 мл и измерили осмотическое давление полученного раствора, которое оказалось равным 1218 кПа. Установите формулу спирта ($46 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$, этанол).

5.4. Вычислите температуру замерзания раствора мочевины ($M = 60 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}$), содержащего 25 г вещества в 200 г воды ($-3,9^\circ\text{C}$);

5.5. Кровь замерзает при температуре $-0,56^\circ\text{C}$; чему равно её осмотическое давление при 0°C и при 37°C ? Соответствует ли оно норме? ($0,68 \text{ МПа}$, $0,77 \text{ МПа}$);

5.6. Необходимо сделать внутривенное капельное вливание; какой раствор можно использовать:

- 1) глюкоза, 5,4 % раствор;
- 2) глюкоза, 2,5 % раствор;
- 3) глюкоза, 20 % раствор;
- 4) поваренная соль, 2,5 % раствор;
- 5) поваренная соль, 0,9 % раствор;
- 6) поваренная соль, 0,1 % раствор;

5.7. Раствор 3,2 г серы в 40 г бензола кипит в стандартных условиях при $80,9^\circ\text{C}$; температура кипения бензола в тех же условиях равна $80,1^\circ\text{C}$; определите молекулярную формулу серы (S_8).

6. Проверить свои знания с использованием тестового контроля:

6.1. К коллигативным относят следующие свойства: а) осмотическое давление; б) давление насыщенного пара растворителя над раствором; в) температуры замерзания и кипения растворов; г) ионную силу растворов; д) буферную ёмкость растворов; е) рН растворов:

- 1) абве;

- 2) абв;
- 3) абвг;
- 4) все перечисленные.

6.2. При охлаждении раствора твёрдая фаза выделяется, когда:

- 1) давление насыщенного пара над твёрдой фазой и жидкостью равны;
- 2) давление насыщенного пара над твёрдой фазой больше, чем над жидкостью;
- 3) давление насыщенного пара над твёрдой фазой меньше, чем над жидкостью;
- 4) температура кристаллизации не зависит от давления насыщенного пара.

6.3. Тканевые жидкости морских животных по отношению к морской воде и тканевые жидкости пресноводных рыб по отношению к морской воде:

- 1) гипотоничны и гипертоничны;
- 2) гипертоничны и гипотоничны;
- 3) изотоничны и гипертоничны;
- 4) изотоничны и гипотоничны.

6.4. Слабительное действие горькой соли $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ и глауберовой соли $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ основано на том, что они создают в кишечнике:

- 1) гипертоническую среду и вызывают поступление в него большого количества воды;
- 2) гипотоническую среду и вызывают перемещение воды в межклеточную жидкость тканей;
- 3) гипертоническую среду и вызывают перемещение воды в межклеточную жидкость тканей;
- 4) гипотоническую среду и вызывают поступление в него большого количества воды.

6.5. При длительной жажде суммарная концентрация ионов в моче:

- 1) уменьшается, так как осмотическое давление в организме возрастает;
- 2) увеличивается, так как осмотическое давление в организме возрастает;
- 3) уменьшается, так как осмотическое давление в организме падает;
- 4) увеличивается, так как осмотическое давление в организме уменьшается.

6.6. При недостатке солей в организме объём выводимой почками мочи:

- 1) возрастает, чтобы осмотическое давление во внеклеточном пространстве увеличилось;
- 2) возрастает, чтобы осмотическое давление во внеклеточном пространстве уменьшилось;
- 3) уменьшается, чтобы осмотическое давление во внутриклеточном пространстве увеличилось;
- 4) уменьшается, чтобы осмотическое давление во внутриклеточном пространстве уменьшилось.

6.7. Если в жидкую фазу равновесной системы вода-лёд ввести нелетучее вещество, то будет происходить:

- 1) усиленное испарение воды;
- 2) замерзание воды;
- 3) плавление льда;
- 4) кристаллизация раствора.

6.8. Криоскопические и эбулиоскопические постоянные зависят от:

- 1) температуры;
- 2) природы растворителя;
- 3) числа частиц растворённого вещества;
- 4) природы растворённого вещества.

6.9. Какой из нижеприведённых водных растворов имеет максимальное осмотическое давление, если они имеют следующие температуры замерзания:

- 1) $-2^\circ C$;
- 2) $-6^\circ C$;
- 3) $-0,9^\circ C$;
- 4) $-1,9^\circ C$.

6.10. Какой из нижеприведённых водных растворов имеет наивысшую температуру кипения при прочих равных условиях?

- 1) 1 % раствор глюкозы;
- 2) 1 % раствор KCl ;
- 3) 1 % раствор $NaCl$;
- 4) 1 % раствор сахарозы;

7. Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:
- 7.1. При 30°C давление насыщенного пара воды равно 4241 Па; давление насыщенного пара в тех же условиях над 5 % водным раствором карбамида составляет 4174 Па; вычислите молярную массу карбамида. ($60\text{ г}\cdot\text{моль}^{-1}$);
 - 7.2. Сколько граммов глюкозы необходимо растворить в 270 г воды для повышения температуры кипения на 1°C ? ($94,19\text{ г}$).
 - 7.3. Раствор 20 г гемоглобина в 1 л воды имеет осмотическое давление $7,83\times 10^{-3}$ атм при 37°C . Определить молярную массу гемоглобина ($65000\text{ г}\cdot\text{моль}^{-1}$).

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.
2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.
3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.
5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.5: протолитическое равновесие в растворах, рН водных растворов электролитов.

Цель: освоение учения об электролитической диссоциации веществ и понимание зависимости рН растворов от степени диссоциации веществ; овладение методами определения рН среды.

Задачи:

- *определить базовые понятия и физические величины, характеризующие растворы электролитов;*
- *рассмотреть положения современной теории электролитической диссоциации;*
- *рассмотреть протолитические равновесия в водных растворах электролитов;*
- *изучить зависимость смещения протолитического равновесия в водных растворах электролитов от различных факторов;*
- *изучить математические способы расчёта константы равновесия в растворах электролитов, значения рН среды;*
- *освоить экспериментальные методы определения рН водных растворов.*

Обучающийся должен знать: правила поведения и техники безопасности при работе в химической лаборатории; основные термины и понятия (электролитическая диссоциация, электролиты и неэлектролиты, степень и константа диссоциации, кислоты и основания, изотонический коэффициент, константа активности, ионная сила раствора, гидролиз соли, рН-показатель); математическое выражение степени и константы диссоциации электролита; кислотно-основные свойства растворов; зависимость смещения протолитического равновесия в водных растворах от температуры, концентрации электролита; теорию диссоциации сильных электролитов Дебая — Хюккеля, Онзагера; математическое выражение закона разбавления Оствальда; математическое выражение степени и константы гидролиза.

Обучающийся должен уметь: применять теоретические положения электролитической диссоциации как базовые при изучении свойств водных растворов; классифицировать водные растворы по величине K_a (K_b); производить расчёты pH водных растворов электролитов по табличным значениям стандартных констант диссоциации электролитов в водных растворах; практически определять pH водных растворов, используя индикаторы, и pH -метр.

Обучающийся должен владеть: навыками безопасной работы в химической лаборатории; практическими действиями по проведению химических реакций в лабораторных условиях; навыками количественного определения pH водных растворов электролитов с использованием pH -метра и качественно с помощью индикаторов; навыками составления письменного отчёта о проведённом исследовании и культурой аргументированного изложения собственной точки зрения.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы для самоконтроля:

1.1. Дайте определения терминам: электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, степень и константа диссоциации, кислота и основание, изотонический коэффициент, гидролиз соли, pH -показатель;

1.2. Изложите основные положения теории электролитической диссоциации;

1.3. Сформулируйте закон разбавления Оствальда;

1.4. Изложите основные положения теории сильных электролитов Дебая — Хьюккеля;

1.5. Объясните явление гидролиза соли в водном растворе;

1.6. От каких факторов зависят степень диссоциации электролитов и степень гидролиза соли в водном растворе.

1.7. Каким образом изменяются температуры замерзания и температуры кипения растворов электролитов относительно температуры кипения и температуры замерзания чистого растворителя.

1.8. Роль pH среды в живых организмах.

2. Практическая подготовка:

2.2. Лабораторная работа № 7 «Определение водородного показателя (pH) водных растворов».

Цель работы: изучение потенциометрического и колориметрического методов определения водородного показателя; знакомство с принципом работы pH -метра, определение pH биосред.

Методика проведения работы:

1 этап. В пяти химических стаканах ёмкостью 150 мл находится по 50 мл буферного раствора с разным значением pH : в первом — $pH \approx 2$, во втором — $pH \approx 5$, в третьем — $pH \approx 7$, в четвёртом — $pH \approx 9$ и в пятом — $pH \approx 12$;

2 этап. Колориметрический метод основан на изменении окраски индикатора, добавленного к исследуемому раствору, в зависимости от величины pH . Этот метод недостаточно точен, даёт значительную погрешность и не пригоден при определении pH окрашенных и мутных сред; метод нельзя применять для растворов, содержащих окислители или восстановители; используется этот метод обычно в экспедиционных условиях и для ориентировочных определений.



Из каждого стакана берётся проба 1-2 мл на предметное стекло и вносится 1 капля индикатора, или 1-2 капли исследуемого раствора наносится на полоску индикаторной бумаги; видимые изменения фиксируются и заносятся в таблицу; см. рис., табл.;

3 этап. Потенциометрический метод лишён недостатков колориметрического метода, но требует использование pH -метра; потенциометрический метод основан на измерении ЭДС электродной системы, состоящей из индикаторного электрода и электрода сравнения.

Подготовьте рабочее место, оборудование и анализируемые растворы; промойте датчик соляным раствором калия хлорида и поместите датчик в стакан с исследуемым раствором; перемешайте раствор для ускорения процесса установления температурного режима; включите прибор; на экране прибора вы наблюдаете значения; *см. рис.:*

- ЭДС электродной системы в мВ;
- активности ионов в ед. рН (рХ);
- молярной (М) концентрации (в иономер-рах);
- массовой (С) концентрации (в иономер-рах);
- температуры;

установите маркер на второй позиции;

температура растворов оказывает существенное влияние на активность ионов и, как следствие, на ЭДС, развиваемую ИСЭ; это приводит к тому, что в одном и том же растворе, но находящемся при разных температурах, ИСЭ выработает, а прибор зафиксирует разные значения ЭДС; температуры растворов, в которых производятся измерения, как правило, отлично от температуры раствора при градуировке. Для корректного сопоставления результатов измерений и получения истинных значений рХ необходим учёт разности температур; прибор обеспечивает возможность такого учёта с помощью режима автоматической температурной компенсации (АТК) результатов измерений; для включения режима установите маркер на позицию «---» и нажмите кнопку ВВОД; в зоне маркера появится надпись: «АТК», а измерение значения рН будет вводиться с учётом разности температур; показатели прибора фиксируются и заносятся в таблицу; *см. табл.:*



4 этап. Делают выводы об изменении окраски индикатора в зависимости от рН раствора.

5 этап. Определяют колориметрическим и потенциометрическим методами рН раствора биологических жидкостей: желудочный сок, желчь; видимые изменения, показатели прибора фиксируются и заносятся в таблицу; *см. табл.:*

№ стакана	индикатор	изменение окраски индикатора	показания ионометра	рН раствора
1				
2				
3				
4				
5				
желудоч- ный сок				
желчь				

6 этап. Отвечают на предложенные вопросы: что показывает рН раствора? Как водородный показатель влияет на качество воды? Чему должен соответствовать водородный показатель для питьевой воды? Как водородный показатель влияет на качество воды? Какие методы измерения рН воды Вам известны? Раскройте сущность потенциометрического метода измерения рН.

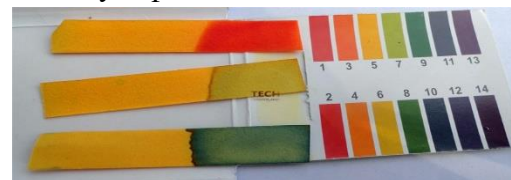
2.3. Лабораторная работа № 8 «Гидролиз солей. Определение рН водных растворов солей».

Цель работы: изучение явления гидролиза солей; определение рН водных растворов солей.

Методика проведения работы:

1 этап. В пяти химических стаканах ёмкостью 150 мл находится по 50 мл 1 М водных растворов различных солей: в первом — аммония хлорид, во втором — аммония ацетат, в третьем — натрия хлорид, в четвёртом — натрия гидрокарбонат и в пятом — калия сульфид;

2 этап. Колориметрический метод: из каждого стакана берётся проба 1-2 мл на предметное стекло и вносится 1 капля индикатора, или 1-2 капли исследуемого раствора наносится на полоску индикаторной бумаги; видимые изменения фиксируются и заносятся в таблицу; *см. рис., табл.:*



3 этап. Потенциометрический метод: подготовьте рабочее место, оборудование и анализируемые растворы; промойте датчик соляным раствором калия хлорида и поместите датчик в исследуемый раствор; показатели прибора фиксируются и заносятся в таблицу; см. табл.:

№ станции	индикатор	изменение окраски индикатора	показания ионометра	pH раствора
1				
2				
3				
4				
5				

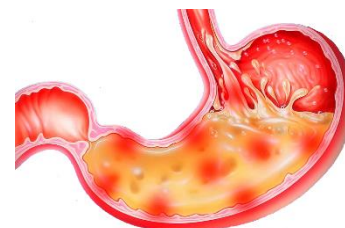


4 этап. Делают выводы об изменении окраски индикатора в зависимости от природы соли; составляют необходимые уравнения реакций.

3. Выполнить интегральное познавательное задание.

3.1. Пример задания с разбором:

В желудочном соке содержится соляная кислота, которая относится к сильным электролитам и практически полностью диссоциирует в водных растворах, коэффициент активности составляет $f_a = 0,9$. Рассчитайте pH желудочного сока, если массовая доля HCl в нём составляет в норме 0,4 %; плотность желудочного сока принять равной $\rho = 1,005 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$;



Расчёт:

3.1.1. Определить молярную концентрацию хлороводорода в растворе:

$$C_b(\text{HCl}) = \frac{\rho \cdot \omega}{M} = \frac{1005 \text{ г}\cdot\text{л}^{-1} \cdot 0,004}{36,5 \text{ г}\cdot\text{моль}^{-1}} = 0,11 \text{ моль}\cdot\text{л}^{-1};$$

3.1.2. Тогда активность ионов водорода составит:

$$a(\text{H}^+) = 0,11 \text{ моль}\cdot\text{л}^{-1} \cdot 0,9 = 0,099 \text{ моль}\cdot\text{л}^{-1};$$

3.1.3. Из определения водородного показателя pH желудочного сока составляет:

$$\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+) = -\lg 0,099 = 1;$$

3.1.4. водородный показатель желудочного сока составляет 1.

3.2. Задания для самостоятельного разбора на занятии:

3.2.3. Рассчитайте ионную силу раствора «Трисоль», применяемого в медицинской практике в качестве плазмозамещающего раствора, на основании его прописи:

натрия хлорид — 0,5 г;

калия хлорид — 0,1 г;

натрия гидрокарбонат — 0,4 г;

вода для инъекций — до 100 мл.

(ионная сила «Трисоль» равна 0,146 моль л^{-1} , что соответствует ионной силе плазмы крови)



Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

4. Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и рекомендуемой учебной литературы.

5. Ответить на вопросы для самоконтроля:

5.1. Водный раствор сульфата меди(II) с массовой долей 1 % ($\rho = 1,009 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$) назначают в малых дозах для улучшения кроветворной функции; вычислите активность ионов меди в таком растворе при $T = 298 \text{ К}$. ($a(\text{Cu}^{2+}) = 0,006 \text{ моль}\cdot\text{л}^{-1}$);

5.2. Рассчитайте pH природной воды, если известно, что в 10 л этой воды при н.у. растворено 11,2 л углекислого газа ($pH = 3,8$);

5.3. Рассчитайте константы гидролиза калия цианида и натрия фосфата; оцените реакцию среды в растворах этих солей ($K_f(\text{KCN}) = 1 \times 10^{-5}$, $pK_f(\text{KCN}) = 5$, $pH(\text{KCN}) > 7$; $K_{f1}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 2,1 \times 10^{-2}$, $pK_{f1}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 1,68$, $pH(\text{Na}_3\text{PO}_4) > 7$; $K_{f2}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 1,6 \times 10^{-7}$, $pK_{f2}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 6,8$, $pH(\text{Na}_2\text{HPO}_4) > 7$; $K_{f3}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 1,38 \times 10^{-12}$, $pK_{f1}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 11,86$, $pH(\text{NaH}_2\text{PO}_4) < 7$);

5.4. Раствор пищевой соды используют для полоскания горла при простудных заболеваниях; рассчитайте pH раствора, содержащего 10 г гидрокарбоната натрия в 200 мл раствора, если степень гидролиза соли составляет 0,01 % ($pH = 9,78$);

5.5. В равных объемах воды растворено в одном случае 0,5 моль сахарозы, а в другом — 0,2 моль хлорида кальция; чему равна кажущаяся степень диссоциации хлорида кальция, если температуры кристаллизации обоих растворов одинаковы? ($\alpha = 0,75$);

5.6. Раствор, содержащий 16,05 г бария нитрата в 0,5 л воды, кипит при $100,12^\circ \text{C}$; определите изотонический коэффициент соли в этом растворе ($i = 1,91$);

5.7. Как изменится pH раствора с концентрацией фторида калия $0,1$ моль·л $^{-1}$, если к 50 мл этого раствора прибавить 200 мл воды? (уменьшится на 0,35).

5.8. В качестве слабительного взрослым назначают принимать натощак полстакана (100 мл) раствора глауберовой соли, приготовленного из 20 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; рассчитайте осмотическое давление такого раствора при 25°C , если $i = 2,75$, и поясните причину слабительного эффекта этого средства ($p = 4231,88$ кПа, гипертоничный, вызывает большое всасывание воды в кишечник).

5.9. В качестве плазмозамещающего раствора применяется раствор Рингера — Локка, имеющий пропись:

натрия хлорид — 0,8 г;

калия хлорид — 0,02 г;

кальция хлорид — 0,02 г;

натрия гидрокарбонат — 0,02 г;

глюкоза — 0,1 г;

вода для инъекций — до 100 мл;

рассчитайте ионную силу этого раствора и активность ионов натрия, если коэффициент активности ионов натрия в этом растворе составляет $f_a = 0,622$ ($I = 0,146$ моль·л $^{-1}$, $\alpha(\text{Na}^+) = 0,087$ моль·л $^{-1}$).

6. Проверить свои знания с использованием тестового контроля:

6.1. При разведении 1 М раствора NaOH в 100 раз:

- 1) водородный показатель уменьшится на 2 единицы;
- 2) водородный показатель уменьшится на 1 единицу;
- 3) водородный показатель увеличится на 2 единицы;
- 4) водородный показатель увеличится на 1 единицу.

6.2. Какие из утверждений верны:

- 1) Чем больше ионная сила раствора, тем меньше значение коэффициента активности ионов;
- 2) Чем больше ионная сила раствора, тем больше значение коэффициента активности ионов;
- 3) Чем больше заряд иона, тем больше значение коэффициента активности иона;
- 4) Чем больше заряд иона, тем меньше значение коэффициента активности иона.

6.3. Осмотическое давление 0,01М раствора калия хлорида относительно сантимолярного раствора алюминия сульфата будет:

- 1) выше, т.к. $i(\text{KCl}) > i(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$;
- 2) ниже, т.к. $i(\text{KCl}) < i(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$;
- 3) эти растворы будут изотоничны, т.к. $i(\text{KCl}) = i(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$;
- 4) эти растворы не обладают осмотическим давлением, т.к. KCl и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ являются сильными электролитами.

6.4. Степень диссоциации рассчитывают по уравнению:



$$1) \alpha = \frac{i-1}{N-1};$$

$$2) \alpha = \frac{N-1}{N+1};$$

$$3) \alpha = \frac{i+1}{N+1};$$

$$4) \alpha = \frac{i-1}{N+1}.$$

6.5. Уравнение $\lg f_a = -0,5z_{\pm}^2 \cdot I^{1/2}$ применимо только для:

- 1) разбавленных водных растворов слабых электролитов;
- 2) разбавленных водных растворов сильных электролитов;
- 3) концентрированных водных растворов слабых электролитов;
- 4) концентрированных водных растворов сильных электролитов.

6.6. Осмотическое давление раствора кальция хлорида определяют по уравнению:

$$1) p = \alpha \cdot C_b \cdot R \cdot T;$$

$$2) p = (1 + \alpha) \cdot C_b \cdot R \cdot T;$$

$$3) p = (\alpha - 1) \cdot C_b \cdot R \cdot T;$$

$$4) p = (1 + 2\alpha) \cdot C_b \cdot R \cdot T.$$

6.7. Какой из нижеперечисленных водных растворов имеет наивысшую температуру кипения?

- 1) 1 % раствор медного купороса;
- 2) 1 % раствор поваренной соли;
- 3) 1 % раствор пищевой соды;
- 4) 1 % раствор сахарозы.

6.8. В каком соотношении будут давления насыщенных паров 0,1 М водных растворов NaCl, CuSO₄, K₂SO₄ ?

- 1) одинаковы;
- 2) 1:2:1;
- 3) 2:2:3;
- 4) 1:2:2.

6.9. По какому уравнению рассчитывается pH слабого основания:

$$1) pH = pK_w - 1/2 \cdot (pK_b - \lg C_b);$$

$$2) pH = pK_w - 1/2 \cdot (pK_b + \lg C_b);$$

$$3) pH = 14 - 1/2 \cdot (pK_b + \lg C_b);$$

$$4) pH = 14 + 1/2 \cdot (pK_b - \lg C_b).$$

6.10. Какие из нижеприведённых выражений правильно отражают закон разведения Оствальда:

$$1) \alpha = \sqrt{K_D \cdot C_b};$$

$$2) \alpha = \sqrt{K_D \cdot n};$$

$$3) \alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_b}};$$

$$4) K_D = \frac{C_b \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

6.11. Какие из перечисленных солей гидролизуются с образованием кислой среды:

- 1) аммония хлорид;
- 2) натрия дигидрофосфат;
- 3) натрия гидрокарбонат;
- 4) меди формиат;

6.12. Какие из нижеприведённых выражений верны для растворов солей:

1) $K_T = \frac{K_a}{K_w}$;

2) $K_T = \frac{K_w}{K_b}$;

3) $[(OH)^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot C_b}{K_b}}$;

4) $[(OH)^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot C_b}{K_a}}$.

6.13. Какой из перечисленных индикаторов используется в интервале pH 8-9.8:

- 1) метиловый оранжевый;
- 2) лакмус;
- 3) метиловый красный;
- 4) фенолфталеин;

7. Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:

7.1. Рассчитайте pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 моль уксусной кислоты и 0,2 моль ацетата натрия; если константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \times 10^{-5}$; предскажите как будет меняться кислотность раствора уксусной кислоты при добавлении к нему ацетата натрия ($pH = 5,0$, кислотность будет уменьшаться);

7.2. Плавиковая кислота содержит 2,0 г фтороводорода в 1 литре раствора; степень диссоциации кислоты равна 8 % ; определите константу диссоциации HF. ($K_d(HF) = 6,5 \times 10^{-4}$).

7.3. Рассчитайте ионно-молекулярный состав 0,1 М раствора аммиака, его степень диссоциации и pH ($C_b([NH_4]^+; [OH]^-) = 1,32 \times 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$; $C_b(NH_3 \cdot H_2O) = 9,86 \times 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$; $\alpha = 1,32 \%$; $pH \approx 11$).

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.6: Буферные системы.

Цель: сформировать представление о буферных системах, механизме их действия и значении в жизнедеятельности живых организмов.

Задачи:

- изучить состав и механизм действия буферных систем и буферных систем организма.
- освоить расчет pH буферных растворов и буферной емкости.

- научить готовить буферные растворы и изучить их свойства.
- сформировать умения решать типовые задачи по приготовлению растворов.

Обучающийся должен знать:

- 1) до изучения темы (базисные знания): протонную теорию Бренстеда, сопряженная кислотно-основная пара, константа кислотности.
- 2) после изучения темы: состав и механизм действия буферных систем и буферных систем крови, совместное действие буферных систем организма, их роль в поддержании кислотно-основного гомеостаза.

Обучающийся должен уметь:

- 1) Производить расчеты рН буферных растворов и буферной емкости,
- 2) готовить буферные растворы,
- 3) измерять значение рН на приборе.

Обучающийся должен владеть:

- 1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазовоконтрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.
- 2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Что такое буферные растворы? Их состав и классификация. Приведите примеры буферных систем.
2. В чем состоит механизм буферного действия:
 - при разбавлении буферного раствора;
 - при добавлении кислоты;
 - при добавлении щелочи.
3. Приведите математические выражения для расчета рН кислотных и основных буферных растворов.
4. Что такое буферная емкость? Факторы, влияющие на ее величину и способность расчета.
5. Перечислите буферные системы живого организма. Какие буферные системы входят в состав плазмы крови, а какие в состав эритроцитов?
6. Щелочной резерв крови. Что это такое, из чего складывается?
7. Кислотно-основное равновесие организма. Что такое ацидоз и алкалоз?

2. Практическая подготовка.

- 1) Выполнить лабораторную работу «Приготовление буферных растворов и изучение их свойств»
- 2) Цель работы: Приготовить буферные растворы с определённым значением рН и изучить их свойства.
- 3) Методика проведения работы:
 1. Приготовить ацетатные буферные растворы с определённым соотношением компонентов.
 2. Измерить с помощью рН-метра значение рН буферного раствора и сравнить его с теоретическим.
 3. Изучить влияние разбавления, сравнив рН исходного концентрированного и разбавленного растворов.
 4. Изучить влияние добавления соляной кислоты к концентрированному и разбавленному буферному раствору.
 5. Рассчитать и сравнить буферную ёмкость обоих растворов.
- 4) Результаты: результаты работы должны быть представлены в виде таблицы, приведены расчёты и обсуждены результаты опыта

- 5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводится итог проделанной работе

3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

1. Записать данные задачи.
2. Написать состав буферной системы.

3. Соотнести данные задачи с формулой.
4. Написать необходимые уравнения реакции.

2) *Пример задачи с разбором по алгоритму*

Задача: составьте буферную систему, подобрав к данному компоненту H_3BO_3 сопряженную кислоту или основание. Приведите механизм буферного действия.

Решение:

Буферными растворами называют водные растворы, способные сохранять практически постоянным значение рН при разбавлении и добавлении небольших количеств кислоты или щелочи.

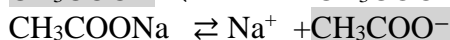
Буферные растворы состоят из двух компонентов:

1. слабого электролита – кислоты или основания
2. соли этого слабого электролита.

В зависимости от типа слабого электролита буферные растворы бывают кислотными (например, ацетатный) и основными (например, аммиачный).

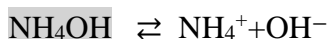
Слабый электролит в растворе находится в основном в виде молекул, а соль – сильный электролит – в виде ионов:

Слабая кислота



Сопряженное основание

Слабое основание



Сопряженная кислота

Следовательно, компоненты буферного раствора являются сопряженной кислотно-основной парой, и тогда состав буферных растворов можно представить так:

Кислотные буферные растворы:

1. слабая кислота (донор протонов) CH_3COOH
2. сопряженное основание (акцептор протонов) CH_3COO^-

Основные буферные растворы:

1. слабое основание (акцептор протонов) NH_4OH
2. сопряженная кислота (донор протонов) NH_4^+

Данное вещество H_3BO_3 является слабой борной кислотой и может быть компонентом кислотной буферной системы (донором протона).



слабая кислота сопряженное основание

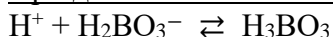
Следовательно, буферный раствор имеет состав:

H_3BO_3 донор протона

H_2BO_3^- акцептор протона

Механизм буферного действия сводится к кислотно – основному равновесию связыванию добавляемых ионов H^+ или OH^- одним из компонентов буферного раствора, обладающих кислотными или основными свойствами, с образованием слабодиссоциирующего электролита, не изменяющего рН раствора.

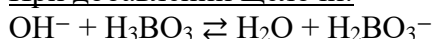
При добавлении сильной кислоты:



слабая кислота

Избыточные ионы водорода взаимодействуют с сопряженным основанием с образованием второго компонента буферного раствора – слабой борной кислоты. Это малодиссоциирующий электролит, в растворе преимущественно находится в виде молекул, поэтому концентрация протонов в растворе не увеличилась и рН системы осталась неизменной.

При добавлении щелочи:



слабый электролит

Избыточные гидроксид-ионы взаимодействуют с кислотой с образованием воды, т.е. связываются. Кроме того, образуется второй компонент буферного раствора – сопряженное основание, которое также не изменяет величину рН. Поэтому рН системы остается постоянным.

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Что такое буферные растворы? Их состав и классификация. Приведите примеры буферных систем.

2. В чем состоит механизм буферного действия:

- при разбавлении буферного раствора;
- при добавлении кислоты;
- при добавлении щелочи.

3. Приведите математические выражения для расчета рН кислотных и основных буферных растворов.

4. Что такое буферная емкость? Факторы, влияющие на ее величину и способность расчета.

5. Перечислите буферные системы живого организма. Какие буферные системы входят в состав плазмы крови, а какие в состав эритроцитов?

3) *Проверить свои знания с использованием тестового контроля*

Пример входного контроля:

1. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ - ЭТО ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ, КОТОРЫЕ ПОДДЕРЖИВАЮТ ПОСТОЯННОЕ:

- 1) осмотическое давление; 3) значение рН;
- 2) температуру; 4) разность потенциалов.

2. БУФЕРНАЯ СИСТЕМА ПРЕДСТАВЛЯЕТ СОБОЙ:

- 1) окислительно-восстановительную пару;
- 2) кислотно - основную пару;
- 3) гальваническую пару.

3. КИСЛОТНЫЕ БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ СОСТОЯТ ИЗ:

- 1) сильной кислоты и слабого основания;
- 2) слабой кислоты и сильного основания;
- 3) слабой кислоты и сопряженного основания;
- 4) сильной кислоты и сопряженного основания.

4. ОСНОВНЫЙ БУФЕРНЫЙ РАСТВОР СОСТОИТ ИЗ:

- 1) слабого основания и сильной кислоты;
- 2) сильного основания в слабой кислоты;
- 3) слабого основания и сопряженной кислоты;
- 4) сильного основания я сопряженной кислоты.

5. РАСТВОР КАКОГО ВЕЩЕСТВА МОЖНО ДОБАВИТЬ К ВОДНОМУ РАСТВОРУ CO_2 , ЧТОБЫ ОБРАЗОВАЛАСЬ БУФЕРНАЯ СИСТЕМА?

1) H_2CO_3 ; 2) NaHCO_3 ; 3) NaOH ; 4) Na_2CO_3 ; 5) HCl .

4) *Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.*

1. Вычислите рН буферной системы, состоящей из 80 мл 0,1и раствора CH_3COOH и 20 мл 0,1 и раствора CH_3COONa ; $K(\text{CH}_3\text{COOH})=1,85 \cdot 10^{-5}$.

2. Вычислите рН буферной системы, содержащей 8 мл 0,1и NH_4OH и 2 мл 0,1 NH_4Cl ; $K(\text{NH}_4\text{OH})=1,77 \cdot 10^{-5}$.

3. Рассчитайте, сколько миллилитров 2н раствора натрия ацетата надо прибавить к 200 мл уксусной кислоты с концентрацией 2 моль/л, чтобы рН буферного раствора равнялся 4.

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.7: образование осадков; произведение растворимости малорастворимых ионных соединений.

Цель: выработать умения и навыки в применении произведения растворимости для управления процессами, протекающими с образованием труднорастворимых осадков.

Задачи:

- научиться производить расчеты
- определять смещение гетерогенного равновесия в сторону образования и растворения осадков с использованием произведения растворимости.
- сформировать умения решать типовые задачи.

Обучающийся должен знать:

1) до изучения темы (базисные знания): гомогенные и гетерогенные системы, обратимые процессы, условия равновесия, константа равновесия, сильные, слабые электролиты.

2) после изучения темы: понятие насыщенный, ненасыщенный и перенасыщенный раствор, константа растворимости, особенности гетерогенных ионных равновесий, условия образования и растворения осадков, особенности образования костной ткани и камнеобразования

Обучающийся должен уметь:

- 1) Пользуясь константой растворимости, прогнозировать условия образования осадка и растворения осадка
- 2) оформлять отчет по лабораторной работе,
- 3) делать выводы по экспериментальной работе.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

- а) Понятие о равновесии в гетерогенных системах: растворение ↔ осаждение.
- б) Константа растворимости (произведение растворимости, ПР)—количественная характеристика гетерогенного равновесия.
- в) Условия образования осадка. Условия растворения осадка.
- г) Медико-биологическое значение гетерогенного равновесия.

2. Практическая подготовка.

- 1) Выполнить лабораторную работу «Образование и растворение осадков»
- 2) Цель работы: Научиться определять смещение гетерогенного равновесия в сторону образования и растворения осадков с использованием произведения растворимости.
- 3) Методика проведения работы:

1. Получить осадок карбоната кальция.
2. Пользуясь значениями ПР рассчитать и сделать вывод - в каком случае образуется осадок.
3. Растворение осадка карбоната кальция.
- 4) Результаты: результаты работы должны быть представлены в виде таблицы, приведены расчеты и обсуждены результаты опыта
- 5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводится итог проделанной работе.

3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

1. Записать данные задачи.
2. Написать уравнения реакции.
3. Записать произведение растворимости.
4. Сделать необходимые вычисления.

2) Пример задачи с разбором по алгоритму

Задача: Рассчитайте, выпадет ли осадок сульфата кальция при смешивании равных объемов 0,02 М раствора хлорида кальция и 0,2 М раствора сульфата натрия. ПР сульфата кальция = $6,3 \times 10^{-5}$.

Решение:

Согласно общему принципу Ле-Шателье, гетерогенное равновесие $A_m B_{nTB} \rightleftharpoons mA^{n+}_{p-p} + nB^{m-}_{p-p}$ можно сместить влево в сторону осаждения, увеличив концентрацию ионов в растворе. И наоборот, равновесие сместится вправо, в сторону растворения осадка, при уменьшении концентрации ионов в растворе. Осадок труднорастворимого соединения при смешивании растворов двух электролитов может образоваться только в том случае, когда произведение концентраций встретившихся в растворе ионов (“ионное произведение”) превысит величину произведения растворимости.

При сливании равных объемов двух солей объем полученной смеси в 2 раза больше, чем объем каждого из взятых растворов, следовательно, и концентрация каждой из солей уменьшится в 2 раза. После смешения будем иметь: $[CaCl_2] = 0.01$ моль/л; $[Na_2SO_4] = 0.1$ моль/л, считая, что соли полностью диссоциированы:



можем записать: $[Ca^{2+}] = 0.01$ моль/л; $[SO_4^{2-}] = 0.1$ моль/л. Находим ионное произведение: $[Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 0.01 \times 0.1 = 1 \cdot 10^{-3}$. Ионное произведение, как видим из расчетов, больше, чем ПР($CaSO_4$), т.е. $1 \cdot 10^{-3} > 6.3 \cdot 10^{-5}$. Следовательно, осадок образуется.

Ответ: ПР ($CaSO_4$) $< [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$, поэтому осадок образуется.

3) Задачи для самостоятельного разбора на занятии

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля

1. Какую систему называют гетерогенной? Какое равновесие называют гетерогенным?
2. Какая постоянная величина характеризует состояние гетерогенного равновесия: твердая фаза \rightleftharpoons ионы в растворе?
3. Дайте определение понятия “Константа (произведение) растворимости”.
4. Напишите математическое выражение ПР для следующих веществ: $AgCl$, $PbCl_2$, $CaSO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$.
5. Определите, какой сульфат менее растворим в воде при 25°C, если ПР имеют следующие значения: $ПР(CaSO_4) = 6.1 \cdot 10^{-5}$; $ПР(BaSO_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$
6. Для гетерогенного равновесия: $AgCl_{ТВ} \rightleftharpoons Ag^+_p + Cl^-_p$ укажите, какому раствору (насыщенному, ненасыщенному, пересыщенному) соответствует каждый из трех случаев $[Ag^+] \cdot [Cl^-] > ПР$; $[Ag^+] \cdot [Cl^-] < ПР$; $[Ag^+] \cdot [Cl^-] = ПР$.
7. Как оценить, пользуясь правилом ПР, в каких случаях при сливании растворов осадок образуется, а в каких – нет?

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

Определить, выпадет ли осадок хлорида серебра при сливании равных объемов растворов одинаковой концентрации нитрата серебра и хлорида натрия.

4) *Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.*

1. Напишите математическое выражение произведения растворимости для хлорида свинца (IV), хромата бария, хромата серебра, сульфида свинца (II).

2. Выпадет ли осадок, если слить равные объемы растворов 0,02 М хлорида железа (II) и 0,0002М сульфида аммония. PP сульфида железа (II) = $3,7 \cdot 10^{-19}$. (Ответ: выпадет)

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.8: комплексные соединения.

Цель: Закрепить знания по структуре комплексных соединений, природе химической связи в них и диссоциации. Изучить значение в химии и медицине.

Задачи:

- рассмотреть правила техники безопасности при работе в химической лаборатории
- изучить способы получения и растворения растворов комплексных соединений,
- сформировать умения решать типовые задачи.

Обучающийся должен знать:

1) до изучения темы (базисные знания): химическое равновесие, принцип Ле-Шателье, типы химических связей.

2) после изучения темы: принципы образования и строения комплексных соединений, их устойчивость и диссоциацию.

Обучающийся должен уметь:

- 1) определять состав комплексных соединений,
- 2) оценивать их устойчивость с помощью константы нестойкости.

Обучающийся должен владеть:

- 1) Методами ионным, люминисцентным микроскопом.
- 2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Какие соединения называют комплексными?
2. Дать определение понятию «центральный атом – комплексообразователь».
3. Что такое лиганд? Приведите примеры ионов и молекул, выполняющих роль лигандов в КС.
4. Дать определение понятию «координационное число центрального атома». Какое значение оно обычно принимает.

5. Как классифицируют КС в зависимости от заряда их внутренней сферы? Как определяется заряд внутренней сферы?
6. Как классифицируют КС в зависимости от природы лиганда? Что такое хелаты?
7. Дайте определения понятиям «первичная и вторичная диссоциация КС».
8. В каких случаях возможно образование и разрушение КС? Какими реактивами можно разрушить: а) гидроксокомплексы; б) аммиачные комплексы?
9. Приведите примеры комплексов, играющих важную роль биологическую роль или применяемых в медицине.

2. Практическая подготовка.

- 1) Сделать лабораторную работу «Получение и изучение свойств комплексных соединений»
- 2) Цель работы: Изучить условия получения и разрушения комплексных соединений.
- 3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

1. Получение комплексного соединения никеля и его разрушение.
2. Получение комплексного соединения цинка и его разрушение.
3. Отличие комплексных солей от простых и двойных солей.
- 4) Результаты должны быть представлены в виде отчета, который включает в себя цель работы, ход работы с перечислением каждого этапа, с изображением схем происходящих изменений с растворами, с формулами, уравнениями реакций, выводы по каждому этапу работы.
- 5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводится итог проделанной работе.

3. Решить ситуационные задачи

1) *Алгоритм разбора задач*

1. Записать данные задачи.
2. Написать формулу КС
3. Указать внутреннюю и внешнюю сферы
4. Охарактеризовать состав внутренней сферы
5. Написать уравнение первичной и вторичной диссоциации
6. Назвать комплексное соединение.

2) *Пример задачи с разбором по алгоритму*

Задача: Для приведенных комплексных соединений:

а) $K_2[PbJ_4]$;

б) $[Cu(NH_3)_4](Cl)_2$;

в) $[Pd(H_2O)_4F_2]$

– укажите внутреннюю и внешнюю сферы

– охарактеризуйте состав внутренней сферы по плану:

1. заряд внутренней сферы и тип комплексной частицы по этому заряду
2. комплексообразователь и его степень окисления
3. лиганды и их заряд
4. координационное число

– напишите уравнение первичной и вторичной диссоциации

– назовите комплексное соединение

Решение:

В молекуле любого комплексного соединения один из ионов, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется комплексообразователем (центральным ионом). Вокруг него в непосредственной близости расположено (координировано) некоторое число противоположно заряженных ионов или нейтральных молекул, называемых лигандами и образующих внутреннюю координационную сферу. Остальные ионы находятся на более далеком расстоянии от центрального иона и составляют внешнюю координационную сферу. Количество лигандов, окружающих центральный ион, называется координационным числом.

Внутренняя сфера комплекса в значительной степени сохраняет стабильность в растворе (ее границы в формуле показывают квадратными скобками). Ионы внешней сферы в растворе легко отщепляются.

а) Для комплексного соединения $K_2[PbJ_4]$

- внешняя сфера – K^+ , внутренняя сфера – $[PbJ_4]^{2-}$.

- состав внутренней сферы:

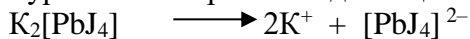
1) заряд внутренней сферы равен -2, поэтому тип комплексной частицы – анионный;

2) комплексообразователь Pb, заряд иона комплексообразователя можно рассчитать: $x + 4(-1) = -2$, отсюда $x = +2$;

3) лиганды иодид – ионы J, с зарядом -1;

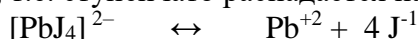
4) координационное число = 4;

- уравнение первичной диссоциации представляет собой вид:



Первичная диссоциация комплексного соединения идет по типу сильного электролита, т.е. полностью распадается на ионы и реакция необратима.

Вторичная диссоциация – это диссоциация комплексного иона идет по типу слабого электролита, т.е. ступенчато распадается на ионы и реакция обратима.



- название

По рациональной номенклатуре сначала называется анион, а затем в родительном падеже катион, с указанием его степени окисления.

В названии комплексного иона перечисляются все его составные части: вначале лиганды ионного происхождения, а затем молекулярного, все лиганды перечисляются в алфавитном порядке. Число частиц одинаковых лигандов указывается перед их названием греческим числительным: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра. Последним указывается комплексообразователь.

Анионные лиганды: к химическому названию добавляется гласная «о»: F^- – фторо, CN^- – циано, OH^- – гидроксо, SO_4^{2-} – сульфато, NO_2^- – нитро, и т.д.

Молекулярные лиганды: NH_3 – аммин, H_2O – аква, CO – карбонил, N_2H_4 – гидразин, NO – нитрозил, указываются без окончания.

Комплексообразователь: в катионном комплексе дается русское название элемента, в анионном комплексе добавляется суффикс «ат» к корню слова латинского названия элемента. Если комплексообразователь проявляет несколько степеней окисления, то после его названия в скобках римской цифрой указывается степень окисления.

Таким образом, название комплексного соединения $K_2[PbJ_4]$ – тетраiodоплюмбат (II) калия.

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Какие соединения называются комплексными?

2. Дайте определение понятию центральный атом (комплексообразователь). Назовите атомы и ионы, которые чаще являются центральными атомами К.С.

3. Что такое лиганд? Приведите примеры ионов и молекул, являющихся лигандами. Что называют дентатностью лиганда? Приведите примеры моно-, ди- и полидентатных лигандов.

4. Дайте определение понятию координационное число центрального атома. Какое значение оно обычно принимает?

5. Как классифицируют К.С. в зависимости от природы лиганда? Что такое хелаты? Как классифицируют К.С. в зависимости от заряда их внутренней сферы? Как определяется заряд внутри сферы?

6. Дайте определения понятиям «первичная и вторичная диссоциация К.С.»

7. Что называется константой нестойкости?

8. В каких случаях возможно образование и разрушение К.С.? Какими реактивами можно разрушить: а) гидроксокомплексы; б) аммиачные комплексы?

3) *Проверить свои знания с использованием тестового контроля*

Пример входного контроля:

1. В КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЯХ ОБЯЗАТЕЛЬНО ДОЛЖНА БЫТЬ СВЯЗЬ:

- 1) ионная;
- 2) ковалентная;
- 3) ковалентная, образованная по обменному механизму;
- 4) ковалентная, образованная по донорно-акцепторному механизму;

2. В ЦЕНТРЕ КОМПЛЕКСА НАХОДИТСЯ:

- 1) анион;
- 2) катион;
- 3) комплексообразователь;
- 4) лиганд.

3. В КОМПЛЕКСНОМ СОЕДИНЕНИИ $K[Co(NH_3)_2Cl_4]$ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЕМ ЯВЛЯЕТСЯ:

- 1) K^+ ; 2) Co^{3+} ; 3) NH_3 ; 4) Cl^- .

4. В КАКИХ ИЗ УКАЗАННЫХ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ КООРДИНАЦИОННОЕ ЧИСЛО КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ РАВНО 4?

- 1) $K[Fe(SO_4)_2]$;
- 2) $K_2[SnCl_6]$;
- 3) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$;
- 4) $K_4[Fe(CN)_6]$.

5. КАКОЙ ХЛОРИДНЫЙ КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН ЯВЛЯЕТСЯ НАИБОЛЕЕ УСТОЙЧИВЫМ?

- 1) $K_2[CoCl_4]$ $K_{нест.} = 1,3 \times 10^{-3}$;
- 2) $K_2[HgCl_4]$ $K_{нест.} = 8,0 \times 10^{-13}$;
- 3) $K_2[PbCl_4]$ $K_{нест.} = 1,0 \times 10^{-13}$;
- 4) $K_2[PtCl_4]$ $K_{нест.} = 1,0 \times 10^{-16}$.

4) *Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.*

Выполните другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:

1. Для приведенных комплексных соединений: $Na_2[PdI_4]$; $[Cu(H_2O)_4](NO_3)_2$; $[Pt(NH_3)_4Cl_2]$

– укажите внутреннюю и внешнюю сферы

– напишите уравнение первичной диссоциации

– охарактеризуйте состав внутренней сферы по плану:

а) заряд внутренней сферы и тип комплексной частицы по этому заряду

б) комплексообразователь и его степень окисления

в) лиганды и их заряд

г) координационное число

– назовите комплексное соединение

2. Напишите формулы комплексных соединений

а) гексанитрокобальтат(III) калия б) бромид гексааминжелеза(III)

в) трифторотриаквахром

3. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[Ag(CN)_2]^-$, $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(SCN)_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1,0 \times 10^{-21}$, $6,8 \times 10^{-8}$, $2,0 \times 10^{-11}$, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов Ag^+ больше.

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.9: окислительно-восстановительные реакции.

Цель: Сформировать знания студентов об окислительно-восстановительных свойствах различных веществ.

Задачи:

- рассмотреть правила техники безопасности при работе в химической лаборатории
- рассмотреть различные способы расчета коэффициентов в ОВ реакциях.
- научиться использовать окислительно-восстановительные потенциалы для характеристики

ОВ-свойств веществ

-научиться использовать окислительно-восстановительные потенциалы определения направления ОВ-реакций

Обучающийся должен знать:

1) до изучения темы (базисные знания): понятие об ОВ реакциях. Определение степени окисления, процессы окисления и восстановления, составлять уравнения ОВ реакций методом электронного баланса.

2) после изучения темы: механизмы возникновения электродных и других видов потенциалов в живых организмах, как оценивать ОВ – свойства веществ и направление ОВ – реакций с помощью потенциалов.

Обучающийся должен уметь:

- 1) определять степени окисления,
- 2) прогнозировать направление ОВ-реакций, используя значение ОВ потенциалов,
- 3) оформлять отчет по лабораторной работе,
- 4) делать выводы по экспериментальной работе.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Типичные окислители, восстановители и вещества с ОВ двойственностью.
2. Сопряженные ОВ пары.
3. ОВ-потенциалы и направление ОВ реакций.
4. Электродные потенциалы. Их измерение.
5. Факторы, влияющие на величину ОВ потенциала. Уравнение Нернста-Петерса.
6. Диффузный и мембранный потенциал.
7. Значение ОВ-процессов в биологии и медицине.

2. Практическая подготовка.

1) «Выполнить лабораторную работу «Изучение факторов, влияющих на направление и глубину протекания окислительно-восстановительных реакций»

2) Цель работы: изучить окислительно-восстановительные свойства, встречающихся в медицинской практике и влияние условий на протекание ОВ-реакций.

3) Методика проведения работы Работа состоит из двух опытов а) Изучения влияния кислотности среды на окислительные свойства перманганата калия. б) Изучения окислительно-восстановительной двойственности пероксида водорода.

4) Результаты наблюдений могут быть представлены в виде схем с указанием окраски растворов и соответствующих ей продуктов реакции. Должны быть составлены уравнения всех реакций с использованием выписанных из справочных таблиц полуреакций и значений потенциалов.

5) Выводы даются к каждому опыту, а также ответы на вопросы.

3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

1. Записать уравнение реакции.

2. Определить степени окисления элементов и реально существующие в растворе частицы.

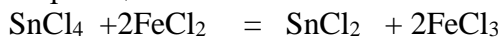
3. Выписать из таблицы сопряженные ОВ – пары (полуреакции) и значения стандартных ОВ – потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции

4. Составить уравнение в ионно-молекулярном виде.

5. рассчитать значение ЭДС и сделать вывод о направлении реакции.

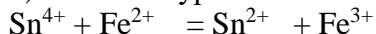
2) Пример задачи с разбором по алгоритму

Задача: Установите, в каком направлении возможно протекание окислительно-восстановительной реакции:

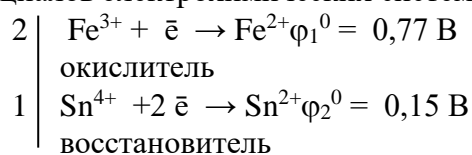


Решение:

1) Запишем уравнение в ионно-молекулярной форме:

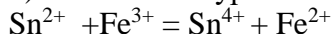


2) Выпишем из таблицы сопряженные ОВ – пары (полуреакции) и значения стандартных ОВ – потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции:



3) Поскольку $\varphi_1^0 > \varphi_2^0$, окислителем является окисленная форма (о.ф.) первой ОВ – пары, т.е. Fe^{3+} , а восстановителем – восстановленная форма (в.ф.) другой пары, т.е. Sn^{2+} .

4) Составляем уравнение в ионно-молекулярном виде:



5) Делаем вывод, что рассматриваемая реакция протекает в обратном направлении, справа налево.

б) Для определения направления ОВ – реакции можно воспользоваться значением ЭДС гальванического элемента. Условиями протекания прямой реакции является положительное значение ЭДС:

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}}$$

$$\text{ЭДС} > 0$$

7) Исходя из данных:

$$\text{ЭДС} = 0,15 \text{ В} - 0,77 \text{ В} = - 0,62 \text{ В}$$

Ответ: ЭДС > 0. Прямая реакция невозможна. Реакция протекает в обратном направлении.

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Что такое окислитель, восстановитель?

2. Что называется сопряженной ОВ-парой и сколько их участвует в ОВ-реакциях?

3. Количественная характеристика ОВ-активности веществ. Стандартный ОВ-потенциал.

5. Факторы, влияющие на ОВ-потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС ОВ-реакции.

6. Что такое электродный потенциал? Как его измеряют?
7. Что такое гальванический элемент? Устройство водородного электрода.
8. Как можно оценить возможность самопроизвольного протекания ОВ-реакций?
9. Что такое диффузный и мембранный потенциалы, их биологическое значение?
10. ОВ-реакции происходящие в живых организмах. Их роль в процессах обмена.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

Выберите один или несколько правильных ответов

1. МАКСИМАЛЬНАЯ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТА РАВНА:

- 1) номеру периода;
- 2) номеру группы;
- 3) числу электронов внешнего слоя;
- 4) количеству неспаренных электронов

2. ТОЛЬКО ОКИСЛИТЕЛЯМИ МОГУТ БЫТЬ:

- 1) K_2MnO_4 ;
- 2) $KMnO_4$;
- 3) MnO_2 ;
- 4) K_2S ;
- 5) K_2SO_3 .

3. ТОЛЬКО ВОССТАНОВИТЕЛЯМИ МОГУТ БЫТЬ:

- 1) Na^+ ;
- 2) Cl_2 ;
- 3) F^- ;
- 4) H_2O_2 ;
- 5) Zn .

4. ИОД МОЖЕТ ПРОЯВЛЯТЬ ТОЛЬКО ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА В СОЕДИНЕНИЯХ:

- 1) KIO ;
- 2) I_2 ;
- 3) KIO_3 ;
- 4) KI ;
- 5) KIO_2 .

5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ ДВОЙСТВЕННОСТЬ ПРОЯВЛЯЮТ ВЕЩЕСТВА:

- 1) HNO_2 ;
- 2) NO ;
- 3) NH_3 ;
- 4) HNO_3 .

6. В КАКОМ СЛУЧАЕ ПРОИСХОДИТ ПРОЦЕСС ОКИСЛЕНИЯ

- 1) $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$;
- 2) $HNO_2 \rightarrow NO_2$;
- 3) $HClO \rightarrow HCl$;
- 4) $P \rightarrow H_3PO_4$

7. В КАКИХ ИЗ УКАЗАННЫХ ПРОЦЕССОВ ПРОИСХОДИТ ВОССТАНОВЛЕНИЕ

- 1) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$;
- 2) $S^{2-} \rightarrow S^0$;
- 3) $CO \rightarrow CO_2$.

8. В ДАННОЙ РЕАКЦИИ $K_2S + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + 2KCl + S$ ОКИСЛИТЕЛЕМ ЯВЛЯЕТСЯ:

- 1) Fe^{2+} ;
- 2) S^{2-} ;
- 3) Cl^- ;
- 4) Fe^{3+}

9. ПО ОТНОШЕНИЮ К $РЬO_2$ СЕРОВОДОРОД ЯВЛЯЕТСЯ:

- 1) окислителем;
- 2) восстановителем;
- 3) акцептором H^+ ;
- 4) донором H^+ .

10. ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ ДВЕ СОПРЯЖЕННЫЕ ОВ-ПАРЫ:

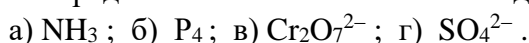


ОКИСЛИТЕЛЕМ ЯВЛЯЕТСЯ:

- 1) I_2
- 2) I^-
- 3) NO_2
- 4) H^+
- 5) NO
- 6) H_2O

4) Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.

1. Определите степени окисления выделенных элементов:



2. Окисление или восстановление происходит при переходах:



3. Определите окислитель, восстановитель, направление ОВ реакции и расставьте коэффициенты:



Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 1.10: титриметрические методы анализа.

Цель: познакомиться с одним из методов количественного анализа, наиболее распространенного в медико-биологической практике — титриметрическим анализом. На примере кислотно-основного и окислительно-восстановительного титрования закрепить основные понятия и приемы объемного анализа.

Задачи:

- рассмотреть правила техники безопасности при работе в химической лаборатории
- усвоить основные понятия титриметрического анализа;
- научиться выполнять расчёты, связанные с объёмно-аналитическим анализом;
- овладеть приёмами и практическими действиями титрования.
- закрепить навыки проведения титриметрического анализа с использованием окислительно-

восстановительных реакций (оксидиметрии).

- сформировать умения решать типовые задачи по приготовлению растворов.

Обучающийся должен знать:

1) до изучения темы (базисные знания): понятие и формулы для расчета массовой доли вещества, понятие раствор, виды растворов

2) после изучения темы: основные понятия титриметрического (объемного) анализа, точно-мерную посуду, применяемую в объемном анализе, расчёты в объемном анализе, закон эквивалентов, правила поведения в химической лаборатории.

Обучающийся должен уметь:

- 1) пользоваться точно-мерной посудой
- 2) - проводить титрование
- 3) - выполнять расчеты.
- 4) оформлять отчет по лабораторной работе,
- 5) делать выводы по экспериментальной работе.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазовоко-нтрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Какой метод объемного анализа называют методом нейтрализации (кислотно-основного титрования)? Какая реакция лежит в его основе?

2. Какие вещества можно анализировать методами нейтрализации?

3. Какие вещества используют в качестве титрантов (рабочих растворов) в методе нейтрализации?

4. Как готовят растворы титрантов в методе нейтрализации?

5. Почему растворы HCl, H₂SO₄, NaOH, KOH нельзя приготовить в точной навеске?

6. Растворы каких веществ применяют для стандартизации этих растворов? Как их готовят?

7. Назовите индикаторы, применяемые в методе нейтрализации для установления точки эквивалентности.

8. Кислотность каких биологических жидкостей и продуктов питания можно определить методом нейтрализации?

9. окислительно-восстановительные процессы, потенциалы.

2. Практическая подготовка.

1) выполнить лабораторную работу «Кислотно-основное титрование»

Цель работы: Стандартизировать титрант-раствор соляной кислоты – по раствору тетрабората натрия.

Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

a. Записать уравнения реакций, лежащих в основе стандартизации титранта, вычислить факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов реагирующих веществ.

b. Провести титрование по предложенному плану.

c. Провести расчеты.

2) выполнить лабораторную работу «Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия»

Цель работы: Закрепить навыки проведения титриметрического анализа с использованием окислительно-восстановительных реакций (оксидиметрии).

Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

a. Записать уравнения реакций, лежащих в основе стандартизации титранта, вычислить факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов реагирующих веществ.

b. Провести титрование по предложенному плану.

с. Провести расчёты.

3) Результаты должны быть представлены в виде отчета, который включает в себя цель работы, ход работы с перечислением каждого этапа, с решением задачи, с формулами, выводы по каждому этапу работы.

4) Выводы: даётся общий вывод работе, где подводятся итог проделанной работе.

3. Решить ситуационные задачи

1) *Алгоритм разбора задач*

1. Записать данные задачи.
2. Написать формулу для вычисления.
3. Соотнести данные задачи с формулой.
4. Сделать необходимые вычисления.

2) *Пример задачи с разбором по алгоритму*

Задача: Какую массу кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления раствора объёмом 0,5 л (500 мл), в котором массовая доля BaCl_2 составляет 0,1 (10%)? ($\rho = 1,090$ г/мл)

Решение:

1) находят массу заданного раствора по формуле

$$m = V \cdot \rho = 500 \text{ мл} \cdot 1,090 \text{ г/мл} = 545 \text{ г.}$$

2) Находят массу BaCl_2 в этом растворе по уравнению:

$$\omega = m(\text{в-ва})/m(\text{р-ра}), \text{ отсюда } m_{\text{в-ва}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 545 \text{ г} \cdot 0,1 = 54,5 \text{ г.}$$

3) Находят массу кристаллогидрата:

$$M(\text{BaCl}_2) = 208,4 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 244,4 \text{ г/моль}$$

$$244,2 \text{ г BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ содержит } 208,4 \text{ BaCl}_2$$

$$\begin{array}{ccc} x \text{ г} & - & 54,5 \text{ г} \end{array}$$

$$x = 244,2 \cdot 54,5 / 208,4 = 64,2$$

Ответ: для приготовления раствора нужно взять 64,2 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Какой метод объемного анализа называют методом нейтрализации (кислотно-основного титрования)? Какая реакция лежит в его основе?

2. Какие вещества можно анализировать методами нейтрализации?

3. Какие вещества используют в качестве титрантов (рабочих растворов) в методе нейтрализации?

4. Как готовят растворы титрантов в методе нейтрализации?

5. Почему растворы HCl , H_2SO_4 , NaOH , KOH нельзя приготовить в точной навеске?

6. Растворы каких веществ применяют для стандартизации этих растворов? Как их готовят?

7. Назовите индикаторы, применяемые в методе нейтрализации для установления точки эквивалентности.

8. Кислотность каких биологических жидкостей и продуктов питания можно определить методом нейтрализации?

9. окислительно-восстановительные процессы, потенциалы.

3) *Проверить свои знания с использованием тестового контроля*

Пример входного контроля:

Пример задачи:

Какую массу серной кислоты следует растворить в 270 г воды, чтобы получить раствор с массовой долей 10%? Рассчитайте молярную концентрацию кислоты в полученном растворе, если его $\rho = 1,15$ г/мл.

Титр раствора HCl равен 0,003600 г/мл. Вычислите его молярную концентрацию эквивалента.

4) *Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.*

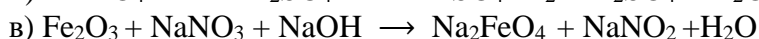
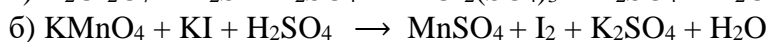
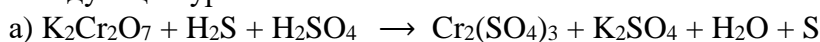
1. Сколько граммов HNO_3 содержится в 500 мл раствора, если титр его равен 0,006302 г/мл? (Ответ: 3,151 г).

2. Титр раствора HCl равен 0,003600 г/мл. Вычислите его молярную концентрацию эквивалента. (Ответ: 0,09874).

3. На титрование 20,00 мл раствора HNO_3 затрачено 15,00 мл 0,1236 н раствора NaOH . Вычислите молярную концентрацию эквивалента, титр и массу HNO_3 в 250 мл раствора. (Ответ: $C = 0,09764$; $T = 0,006154$ г/мл, $m = 1,5384$ г).

4. Какой объем 0,1586 н раствора NaOH пойдет на титрование 21,00 мл 0,1133 раствора HCl ? (Ответ: 15,00 мл).

5. Подберите коэффициенты и рассчитайте фактор эквивалентности окислителя и восстановителя в следующих уравнениях:



2. Сколько г «х.ч.» $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нужно для приготовления 500 мл 0,08 н раствора?

3. Сколько граммов KMnO_4 следует взять для приготовления 300 мл 0,05 н раствора?

4. Из навески 0,7586 г «х.ч.» $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ приготовили раствор в мерной колбе объемом 250,0 мл. Рассчитайте титр щавелевой кислоты.

5. Сколько мл 0,1112 н. раствора KMnO_4 потребуется для титрования навески 0,1612 г $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ растворённой в произвольном объёме воды? Ответ: 21,60 мл.

6. Навеска 1,254 г «х.ч.» $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворена в мерной колбе емкостью 200,0 мл. На титрование 20,00 мл этого раствора расходуется 22,40 мл раствора KMnO_4 . Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента KMnO_4 .

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Раздел 2: Химия элементов

Тема 2.1. электронное строение частиц и химическая связь.

Цель: познакомить с современными представлениями о строении атома. Усвоить основные понятия химической связи. Закрепить знания о типах химической связи.

Задачи:

- Научиться составлять электронные формулы и электронно-графические схемы атомов.
- Научиться объяснять ковалентную связь методом молекулярных орбиталей и методом валентных связей.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы: понятия: атом, атомные орбитали, электронные формулы, виды химической связи.

2. После изучения темы: метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей, особенности образования и разрыва различных типов связи

Обучающийся должен уметь: составлять электронные формулы и электронно-графические схемы атомов, объяснять ковалентную связь методом молекулярных орбиталей и методом валентных связей.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Что такое атом, электрон?
2. Основные постулаты современной теории строения атома?
3. Дайте формулировку правила Гунда.
4. Что называют электроотрицательностью?
5. Что называют степенью окисления?
6. Дайте определение понятию “химическая связь”. Перечислите типы химической связи.
7. Характеристики ковалентной связи.

2. Практическая подготовка.

1) Сделать исследовательскую работу «электронные и графические схемы элементов»

2) Цель работы: Закрепить навыки написания электронных формул атомов

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

- a. Записать химический элемент с зарядом ядра.
- b. Составить графические схемы распределения электронов по орбиталям.
- c. Записать электронную формулу.

4) Выводы: дается общий вывод по схеме и формуле, соотнести строение с химическими свойствами.

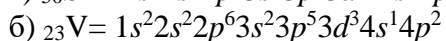
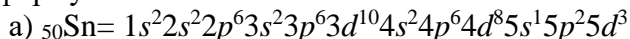
3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

1. Записать химический элемент с зарядом ядра.
2. Составить графические схемы распределения электронов по орбиталям.
3. Записать электронную формулу.

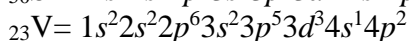
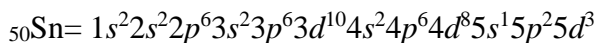
2) Пример задачи с разбором по алгоритму

Задача: Определите ошибки, допущенные при распределении электронов в следующих электронных формулах атомов:



Решение:

- 1) Составляем графические формулы и сравниваем с данными.



2) Делаем вывод о правильности формул. Формулы правильные.

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Что такое атом, электрон?

2. Основные постулаты современной теории строения атома?

3. Дайте формулировку правила Гунда.

4. Что называют электроотрицательностью?

5. Что называют степенью окисления?

6. Дайте определение понятию “химическая связь”. Перечислите типы химической связи.

7. Характеристики ковалентной связи.

3) *Проверить свои знания с использованием тестового контроля*

Пример входного контроля:

Напишите электронную формулу для элемента под номером 23 в периодической системе.

4) *Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.*

1. Напишите электронно-графические формулы электронных конфигураций p^2 , d^3 , d^7 в соответствии с правилом Гунда.

2. Составьте диаграммы распределения электронов по уровням и подуровням в атомах Ca, Zn, Cd, Ba.

3. Приведите примеры соединений с ионной, ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью.

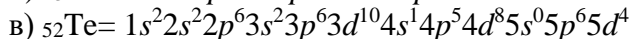
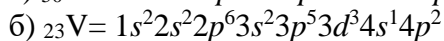
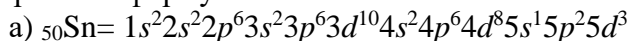
4. На примере иона аммония объясните механизм образования донорно-акцепторной связи.

Защита раздела «Теоретические основы неорганической химии»

Пример билета

1. Из 400 г 5 % раствора хлорида кальция выпарили 150 г воды. Рассчитайте массовую долю соли в оставшемся растворе.

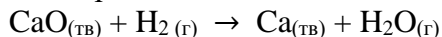
2. Определите ошибки, допущенные при распределении электронов в следующих электронных формулах атомов:



Составьте графические формулы.

3. Рассчитайте калорийность 100г морковного салата, имеющего состав: белки – 1,3%, жиры – 0,1%, углеводы – 13,2%.

4. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при 100°C

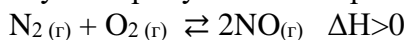


Какой фактор оказал решающее влияние?

Укажите, какая это реакция – экзо - или эндотермическая?

5. Для реакции, протекающей в газовой фазе $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{D}$ рассчитайте, во сколько раз изменится скорость прямой реакции при увеличении давления в системе в 2 раза?

6. В какую сторону сместится равновесие реакции



при повышении: а) концентрации азота; б) температуры; в) давления в системе.

7. Сколько граммов мочевины ($M = 60\text{г/моль}$) следует растворить, чтобы получить 200 мл раствора, изотоничного крови при 37 °C

8. Значения pH двух растворов: 1) pH = 3; 2) pH = 10. В каком растворе концентрация ионов H^+ больше и во сколько раз?

9. Напишите состав и механизм действия аммиачной буферной системы. Рассчитайте рН буферного раствора, составленного из растворов одинаковой концентрации гидроксида аммония и хлорида аммония, причем раствора соли взято в 10 раз больше по объему. Каков характер среды в полученном буферном растворе?

10. Напишите уравнения гидролиза в ионном и молекулярном виде следующих солей: FeCl_3 , CH_3COOK , $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 2.2. химия s-элементов.

Цель: познакомить с общей характеристикой S-элементов: электронное строение атомов, закономерное изменение свойств в подгруппах..

Задачи:

- Научиться сопоставлять электронные формулы и электронно-графические схемы атомов с химическими свойствами.
- Научиться объяснять реакционную способность s-элементов.
- Научиться определять качественно ионы s-элементов.
- Выработать умения качественного определения ионов.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы: понятия: s-элементы, электронные формулы, электронно-графические схемы, общие химические свойства металлов

2. После изучения темы: закономерное изменение свойств s – элементов в периоде и группе, особенности строения атомов s-элементов

Обучающийся должен уметь: сравнивать физические и химические свойства s-элементов, писать качественные реакции на s-элементы и качественно определять.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Элементы первой группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к неметаллам, воде, кислотам.
- Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли.
- Получение гидроксида натрия и кальцинированной соды.

- Применение щелочных металлов и их важнейших соединений.

2.Элементы второй группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами и щелочами.

- Негашеная и гашеная известь. Жесткость природных вод, методы устранения жесткости.

- Применение бериллия, магния и щелочноземельных металлов и их важнейших соединений.

2. Практическая подготовка.

1) Сделать лабораторную работу «Реакции обнаружения катионов s – элементов»

2) Цель работы: Освоить практический навык качественного определения ионов s-семейства.

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

a. Записать качественные реакции.

b. Исходя из качественных реакций на катионы s- семейства решите ситуационную задачу

c. Провести анализ контрольного раствора по предложенному плану.

d. Доказать наличие одного из этих ионов, выполнив соответствующие аналитические реакции.

4) Результаты должны быть представлены в виде отчета, который включает в себя цель работы, ход работы с перечислением каждого этапа, с решением задачи, с формулами, выводы по каждому этапу работы.

5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводится итог проделанной работе.

3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

1. Записать качественные реакции для S-элементов.

2. Согласно таблице аналитические групп катионов, определить групповой реagent

3. Записать уравнения реакции.

2) Пример задачи с разбором по алгоритму

Задача: При качественном анализе образца раствора, предназначенного

для внутривенного введения, получены следующие результаты аналитических проб.

1) При добавлении раствора соляной кислоты осадка нет.

2) При добавлении раствора гидроксида натрия осадка нет.

3) При добавлении раствора серной кислоты выпадает белый осадок, который не растворяется в разбавленных растворах кислот.

4) При добавлении раствора $K_2Cr_2O_7$ в присутствии CH_3COONa желтого осадка нет.

5) При нагревании исследуемого раствора с насыщенным раствором $CaSO_4$ помутнения раствора не наблюдается.

6) При добавлении раствора $(NH_4)_2C_2O_4$ выпадает белый мелкокристаллический осадок, который не растворяется в уксусной кислоте даже при кипячении.

Определите, катион какого элемента содержится в исследуемом растворе?

По таблице определяем групповой реagent.

1) При добавлении раствора соляной кислоты осадка нет. Это не 2 группа.

2) При добавлении раствора гидроксида натрия осадка нет. Это не 4 группа.

3) При добавлении раствора серной кислоты выпадает белый осадок, который не растворяется в разбавленных растворах кислот. Это 3 группа.

4) При добавлении раствора $K_2Cr_2O_7$ в присутствии CH_3COONa желтого осадка нет. Это не барий.

5) При нагревании исследуемого раствора с насыщенным раствором $CaSO_4$ помутнения раствора не наблюдается. Это не стронций.

Группа	Катионы	Групповой реagent	Краткая характеристика осадка
I	Na^+, K^+, NH_4^+	Отсутствует	—
II	Ag^+, Pb^{2+}, Hg^{+2}	HCl	Хлориды нерастворимы в воде и в разбавленных растворах кислот
III	$Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$	H_2SO_4	Сульфаты нерастворимы в воде и в разбавленных растворах кислот

IV	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Zn}^{2+}$	NaOH (избыток)	Гидроксиды растворимы в избытке гидроксида натрия
V	$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Mg}^{2+}$	NaOH или $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Гидроксиды нерастворимы в избытке гидроксида натрия и аммиака
VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (избыток)	Гидроксиды нерастворимы в NaOH, но растворимы в избытке аммиака

Вывод: это катион кальция.

3) Задачи для самостоятельного разбора на занятии

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля

1. Элементы первой группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к неметаллам, воде, кислотам.
- Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли.
- Получение гидроксида натрия и кальцинированной соды.
- Применение щелочных металлов и их важнейших соединений.

2. Элементы второй группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами и щелочами.
- Негашеная и гашеная известь. Жесткость природных вод, методы устранения жесткости.
- Применение бериллия, магния и щелочноземельных металлов и их важнейших соединений.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

Пример вопроса: какое электронное строение имеет элемент литий? Приведите электронную формулу. В ответе укажите электронную валентность.

4) Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.

1. Какое электронное строение имеет элемент литий? Приведите электронную формулу. В ответе укажите электронную валентность.

2. Напишите реакцию получения гидрида натрия из простых веществ. В ответе укажите заряд гидрид - аниона.

3. Какой из щелочных металлов при взаимодействии с избытком кислорода образует оксид? Напишите уравнение реакции. В ответе укажите символ этого элемента.

4. Методом ВС опишите образование химической связи в соединениях бериллия с водородом. В ответе приведите тип гибридизации атома бериллия в этих соединениях.

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия пероксида калия с водой. В ответе приведите молярную массу калийсодержащего продукта.

6. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида бериллия с кислотой и щелочью в водных растворах. В ответе приведите заряды образующихся комплексных ионов.

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782,

[2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 2.3. химия р-элементов

Цель: познакомить с общей характеристикой р-элементов: электронное строение атомов, закономерное изменение свойств в подгруппах, свойства соединений и их реакционная способность.

Задачи:

- Научиться сопоставлять электронные формулы и электронно-графические схемы атомов с химическими свойствами.
- Закрепить и углубить знания о р-элементах.
- Выработать умения составлять электронные схемы, уравнения реакций, отображающих химические свойства.
- Выработать умения качественного определения ионов.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы: понятия: р-элементы, электронные формулы, электронно-графические схемы, общие химические свойства металлов

2. После изучения темы: закономерное изменение свойств р – элементов в периоде и группе, особенности строения атомов р- элементов

Обучающийся должен уметь: сравнивать физические и химические свойства р- элементов, писать качественные реакции на р- элементы и качественно определять.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Элементы III группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

2. Элементы IV группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с металлами, водой, кислотами и щелочами. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

3. Элементы V группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

4. Элементы VI группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

5. Элементы VII группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Применение важнейших соединений.

2. Практическая подготовка.

1) Сделать лабораторную работу «Реакции обнаружения ионов р – семейства»

2) Цель работы: Освоить практический навык качественного определения ионов р-семейства.

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

Работа состоит из нескольких этапов.

а. Записать качественные реакции.

в. Исходя из качественных реакций на катионы р- семейства решите ситуационную задачу

с. Провести анализ контрольного раствора по предложенному плану.

д. Доказать наличие одного из этих ионов, выполнив соответствующие аналитические реакции.

4) Результаты должны быть представлены в виде отчета, который включает в себя цель работы, ход работы с перечислением каждого этапа, с решением задачи, с формулами, выводы по каждому этапу работы.

5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводится итог проделанной работе.

3. Решить ситуационные задачи

1) *Алгоритм разбора задач*

1. Записать качественные реакции для р-элементов.

2. Согласно таблице аналитические групп катионов, определить групповой реagent

3. Записать уравнения реакции.

2) *Пример задачи с разбором по алгоритму*

Задача: Необходимо определить анион натриевой соли, если при качественном анализе получены следующие внешние эффекты аналитических проб:

1) в водном растворе соли лакмус синее;

2) $BaCl_2$ – белый осадок, который частично растворяется в HCl ; при этом бурного выделения газа нет, но ощущается удушливый запах;

3) кислоты (HCl , H_2SO_4) - ощущается специфический удушливый запах выделяющегося газа;

4) растворы $KMnO_4$ и йода (в присутствии H_2SO_4) обесцвечиваются.

Напишите все уравнения реакций.

По таблице определяем групповой reagent.

Группа	Анионы	Растворимость	Групповой reagent
I	SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-}	Соли бария, нерастворимые в воде	Хлорид бария в нейтральной среде
II	Cl^- , Br^- , I^-	Соли серебра, нерастворимые ни в воде, ни в разбавленной азотной кислоте	Нитрат серебра в азотной кислоте
III	NO_3^- , NO_2^-	Соли бария и серебра, растворимые в воде	Нет

1) в водном растворе соли лакмус синее; значит подвергается гидролизу

2) $BaCl_2$ – белый осадок, который частично растворяется в HCl ; при этом бурного выделения газа нет, но ощущается удушливый запах; значит это I группа.

3) кислоты (HCl , H_2SO_4) - ощущается специфический удушливый запах выделяющегося газа. Это SO_3^{2-} .

4) растворы $KMnO_4$ и йода (в присутствии H_2SO_4) обесцвечиваются. Это качественная реакция на SO_3^{2-} .

Вывод: это SO_3^{2-} .

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Элементы III группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

2. Элементы IV группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с металлами, водой, кислотами и щелочами. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

3. Элементы V группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

4. Элементы VI группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Оксиды, соли. Применение важнейших соединений.

5. Элементы VII группы.

- Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к металлам, воде, кислотам и щелочам. Применение важнейших соединений.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

Пример вопроса: у какого из р-элементов пятой группы периодической системы фосфора или сурьмы сильнее выражены неметаллические свойства?

4) Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.

1. У какого из р-элементов пятой группы периодической системы фосфора или сурьмы сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Составьте диаграммы распределения электронов по уровням и подуровням в атомах Ca, Zn, Cd, Ba.

2. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

3. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Тема 2.4. Химия d-элементов.

Цель: познакомить с общей характеристикой d-элементов: электронное строение атомов, закономерное изменение свойств в подгруппах, свойства соединений и их реакционная способность.

Задачи:

- Научиться сопоставлять электронные формулы и электронно-графические схемы атомов с химическими свойствами.

- Закрепить и углубить знания о d-элементах.

- Выработать умения составлять электронные схемы, уравнения реакций, отображающих химические свойства.

- Выработать умения качественного определения ионов.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы: понятия: d-элементы, электронные формулы, электронно-графические схемы, общие химические свойства металлов

2. После изучения темы: закономерное изменение свойств d – элементов в периоде и группе, особенности строения атомов d- элементов

Обучающийся должен уметь: сравнивать физические и химические свойства d- элементов, писать качественные реакции над- элементы и качественно определять.

Обучающийся должен владеть:

1) Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом.

2) Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.

Самостоятельная аудиторная работа обучающихся по теме:

1. Ответить на вопросы по теме занятия

1. Общая характеристика d – элементов. Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины её возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов ПСЭ.

2. Элементы III В группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIIA; f-элементы как аналоги d-элементов III В группы, сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе.

3. Элементы IV В и VB группа. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

4. Биологическое значение d – элементов VI группы. Общая характеристика группы. Химические свойства соединений хрома. Биологическая роль и применение в медицине. Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

5. Биологическое значение d-элементов VI группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).

2. Практическая подготовка.

1) Сделать лабораторную работу «Реакции обнаружения катионов d – элементов»

2) Цель работы: Освоить практический навык качественного определения ионов d-семейства.

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

a. Записать качественные реакции.

b. Исходя из качественных реакций на катионы d- семейства решите ситуационную задачу

c. Провести анализ контрольного раствора по предложенному плану.

d. Доказать наличие одного из этих ионов, выполнив соответствующие аналитические реакции.

4) Результаты должны быть представлены в виде отчёта, который включает в себя цель работы, ход работы с перечислением каждого этапа, с решением задачи, с формулами, выводы по каждому этапу работы.

5) Выводы: даётся общий вывод работе, где подводятся итог проделанной работе.

3. Решить ситуационные задачи

1) *Алгоритм разбора задач*

1. Записать качественные реакции для d-элементов.

2. Согласно таблице аналитические групп катионов, определить групповой регент

3. Записать уравнения реакции.

2) *Пример задачи с разбором по алгоритму*

Задача: Раствор мочи больного с пищевым отравлением после подготовки к анализу имел зеленоватую окраску. Аналитические пробы дали следующие результаты:

1) При добавлении раствора соляной кислоты осадка нет.

2) При добавлении раствора серной кислоты осадка нет.

3) При добавлении раствора гидроксида натрия выпадает зеленоватый осадок, нерастворимый

в избытке щелочи, но растворимый в избытке раствора аммиака.

4) При добавлении раствора аммиака сначала образуется осадок зеленого цвета, растворимый в избытке аммиака с образованием синего раствора.

Определите, соединение, какого катиона вызвало отравление больного.

Напишите соответствующие уравнения реакции.

По таблице определяем групповой реагент.

Группа	Катионы	Групповой реагент	Краткая характеристика осадка
I	$\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$	Отсутствует	—
II	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$	HCl	Хлориды нерастворимы в воде и в разбавленных растворах кислот
III	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	H_2SO_4	Сульфаты нерастворимы в воде и в разбавленных растворах кислот
IV	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Zn}^{2+}$	NaOH (избыток)	Гидроксиды растворимы в избытке гидроксида натрия
V	$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Mg}^{2+}$	NaOH или $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Гидроксиды нерастворимы в избытке гидроксида натрия и аммиака
VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (избыток)	Гидроксиды нерастворимы в NaOH, но растворимы в избытке аммиака

1) При добавлении раствора соляной кислоты осадка нет. Это катионы не первой группы.

2) При добавлении раствора серной кислоты осадка нет. Это катионы не второй группы.

3) При добавлении раствора гидроксида натрия выпадает зеленоватый осадок, нерастворимый в избытке щелочи, но растворимый в избытке раствора аммиака. Это катионы шестой группы.

4) При добавлении раствора аммиака сначала образуется осадок зеленого цвета, растворимый в избытке аммиака с образованием синего раствора.

Определите, соединение, какого катиона вызвало отравление больного.

Напишите соответствующие уравнения реакции.

Вывод: это катионы никеля.

3) *Задачи для самостоятельного разбора на занятии*

Выполнение САРС по учебно-методическому пособию для аудиторной работы.

Самостоятельная внеаудиторная работа обучающихся по теме:

1) *Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций и/или рекомендуемой учебной литературы.*

2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Общая характеристика d – элементов. Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины её возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов ПСЭ.

2. Элементы III В группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIIA; f-элементы как аналоги d-элементов IIIВ группы, сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе.

3. Элементы IV В и VB группа. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармацевтике.

4. Биологическое значение d – элементов VI группы. Общая характеристика группы. Химические свойства соединений хрома. Биологическая роль и применение в медицине. Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

5. Биологическое значение d-элементов VI группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармацевтике (фармацевтическом анализе).

3) *Проверить свои знания с использованием тестового контроля*

Пример входного контроля:

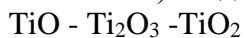
Пример вопроса: Какое электронное строение имеет элемент титан? Приведите электронную формулу. В ответе укажите электронную валентность.

4) Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.

1. Напишите электронно-графические формулы электронных конфигураций p^2 , d^3 , d^7 в соответствии с правилом Гунда.

2. Составьте диаграммы распределения электронов по уровням и подуровням в атомах Ca, Zn, Cd, Ba.

3. Как изменяются химические свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительные) соединений титана при повышении его степени окисления в следующих рядах:



Подтвердите свои выводы, объясните наблюдаемые закономерности. Охарактеризуйте аналогичные ряды для соединений других d-элементов.

Защита раздела «Химия элементов»

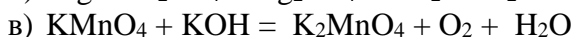
Пример билета

1. К раствору соли добавляют раствор цинкуринаацетата в уксусной кислоте. Какой ион обнаружен? Напишите уравнения реакций с групповым реагентом и качественные реакции на обнаруженный ион в молекулярном и ионном виде.

2. При приливании раствора щелочи к раствору соли выпадает белый осадок, который растворяется при дальнейшем приливании щелочи и образуется комплексное соединение. Какой ион обнаружен? Напишите уравнения реакций с групповым реагентом и качественные реакции на обнаруженный ион в молекулярном и ионном виде.

3. Раствор соли с соляной и серной кислотами осадок не дает. С гидроксидом натрия дает красноватый осадок, нерастворимый в избытке щелочи. Какой ион обнаружен? Напишите уравнения реакций с групповым реагентом и качественные реакции на обнаруженный ион в молекулярном и ионном виде.

4. Подберите коэффициенты методом полуреакций в следующих уравнениях реакций и определите, протекают ли самопроизвольно в прямом направлении:



5. Для комплексного соединения дигидроксодигидроцианоцинкат(III) калия приведите:

а) формулу с указанием внешней и внутренней сферы, состав внутренней сферы;

б) первичную, вторичную диссоциации и выражение константы нестойкости;

в) тип комплексной частицы по заряду внутренней сферы.

Рекомендуемая литература:

Основная:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 215 с.

2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд – 10-е изд., испр. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2020. – 361 с.

3. Слесарев, В. И. Химия: Основы химии живого: учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям и специальностям. [Текст] / В. И. Слесарев. – Изд. 6-е, испр. — Санкт-Петербург: Химиздат, 2015. – 782, [2] с., [1] л. портр.: ил.

Дополнительная:

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия: Учебное пособие. [Текст] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. — СПб.: Издательство «Лань», 2009. – 528 с.: ил.

5. Литвинова, Т. Н. Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью [Текст] / Т. Н. Литвинова. — Ростов н/Д: Феникс, 2014. – 319, [2] с.

Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Кировский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра Химии

Приложение Б к рабочей программе дисциплины

ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

**для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации обучающихся
по дисциплине «Неорганическая химия»**

Специальность: 30.05.01 Медицинская биохимия
Направленность (профиль) ОПОП: Медицинская биохимия
Форма обучения: очная

1. Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Показатели оценивания	Критерии и шкалы оценивания				Оценочное средство	
	Неудовлетворительно/ не зачтено	Удовлетворительно/ зачтено	Хорошо/ зачтено	Отлично/ зачтено	для текущего контроля	для промежуточной аттестации
УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, выработать стратегию действий						
ИД УК 1.2. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения задачи.						
Знать	<i>Не знает методы сбора и анализа существенной информации, необходимой для решения задачи</i>	<i>Не в полном объеме знает основные методы сбора информации, допускает грубые ошибки в анализе существенной информации, необходимой для решения задачи</i>	<i>Знает основные методы сбора информации, допускает несущественные ошибки в анализе информации, необходимой для решения задачи</i>	<i>Знает методы сбора и анализа существенной информации, необходимой для решения задачи</i>	<i>Задания различного характера; интегральные задания; собеседование по письменным работам</i>	<i>Тестирование в режиме онлайн; экзаменационное собеседование</i>
Уметь	<i>Не умеет критически анализировать массив информации по данной проблеме</i>	<i>Частично освоено умение критически анализировать массив информации по данной проблеме</i>	<i>Правильно использует критический анализ массива информации по данной проблеме, но допускает ошибки</i>	<i>Самостоятельно использует критический анализ массива информации по данной проблеме</i>	<i>Задания различного характера; интегральные задания; собеседование по письменным работам</i>	<i>Тестирование в режиме онлайн; экзаменационное собеседование; приём практических навыков</i>
Владеть	<i>Не владеет действиями</i>	<i>Не полностью владеет действиями</i>	<i>Способен совершать действия по</i>	<i>Эффективно оперирует действиями</i>	<i>Интегральные задания;</i>	<i>Тестирование в ре-</i>

	<i>по нахождению информации, в т.ч. с использованием цифровых средств</i>	<i>по нахождению информации, в т.ч. с использованием цифровых средств</i>	<i>нахождению информации, в т.ч., используя цифровые средства</i>	<i>по нахождению информации, в т.ч., используя цифровые средства</i>	<i>собеседование по письменным работам</i>	<i>жизне онлайн; экзаменационное собеседование; приём практических навыков</i>
ОПК-1. Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности						
ИД ОПК 1.1. Использует естественно-научные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности						
Знать	<i>Фрагментарные знания базовых теорий, законов и понятий в химии; веществ и процессов, играющих роль в организме человека; термодинамические и кинетические закономерности химических процессов в биосистемах.</i>	<i>Не системные и не структурированные знания базовых теорий, законов и понятий в химии; веществ и процессов, играющих роль в организме человека; термодинамические и кинетические закономерности химических процессов в биосистемах.</i>	<i>Сформированные, но содержащие отдельные пробелы знания базовых теорий, законов и понятий в химии; веществ и процессов, играющих роль в организме человека; термодинамические и кинетические закономерности химических процессов в биосистемах.</i>	<i>Сформированные систематические знания базовых теорий, законов и понятий в химии; веществ и процессов, играющих роль в организме человека; термодинамические и кинетические закономерности химических процессов в биосистемах.</i>	<i>Задания тестового характера разного вида; интегральные задания; собеседование по письменным работам</i>	<i>Тестирование в режиме онлайн; экзаменационное собеседование</i>
Уметь	<i>Фрагментарное использование знаний химии веществ и процессов для решения задач; отсутствие умения рассчитывать термодинамические параметры химического процесса</i>	<i>Не системное использование знаний химии веществ и процессов для решения задач и прогнозирования гипотез для решения проблемных ситуаций; умение рассчитывать стандартные термодинамические па-</i>	<i>В целом успешное, но содержащее отдельные ошибки использование знаний химии веществ и процессов для решения задач и прогнозирования гипотез; умение рассчитывать термодинамические параметры химического процесса</i>	<i>Успешное и системное использование знаний химии веществ и процессов для решения задач и прогнозирования гипотез для решения проблемных ситуаций; умение рассчитывать термодинамические параметры</i>	<i>Интегральные задания; собеседование по письменным работам; протоколы лабораторных работ</i>	<i>Тестирование в режиме онлайн; экзаменационное собеседование, приём практических навыков</i>

		<i>раметры химического процесса</i>		<i>химического процесса.</i>		
Владеть	<i>Фрагментарное применение действий планирования и практического осуществления химических процессов с целью анализа веществ; несформированность навыков безопасной работы в химической лаборатории.</i>	<i>Не системное применение действий планирования и практического осуществления химических процессов с целью анализа веществ; сформированность навыков безопасной работы в химической лаборатории.</i>	<i>В целом успешное, но содержащее отдельные ошибки применение действий планирования и практического осуществления химических процессов с целью анализа веществ; сформированность навыков безопасной работы в химической лаборатории.</i>	<i>Успешное и системное применение навыков действий планирования и практического осуществления химических процессов с целью анализа веществ; сформированность навыков безопасной работы в химической лаборатории.</i>	<i>Собеседование по письменным работам; протоколы лабораторных работ</i>	<i>Экзаменационное собеседование; приём практических навыков</i>

2. Типовые контрольные задания и иные материалы

2.1. Примерный комплект типовых заданий для оценки сформированности компетенций, критерии оценки.

<i>Код компетенции</i>	<i>Комплект заданий для оценки сформированности компетенций</i>
<i>УК-1</i>	<p><i>Примерные вопросы к экзаменационному собеседованию для промежуточной аттестации и к собеседованию для текущего контроля:</i></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Внутренняя энергия (ΔU) и энтальпия (ΔH). Стандартные условия. Тепловые эффекты химических реакций при постоянной температуре и постоянном давлении (Q_p) или постоянной температуре и постоянном объеме (Q_v). 3. Понятие об энтропии (S) как мере теплоты, рассеивающейся в пространстве (Клаузиус: $dS \geq \delta Q/T$), как мере неупорядоченности системы (Больцман: $S = k \ln W$). 4. Энергия Гиббса (ΔG) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамическая устойчивость химических соединений. 5. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Принцип Ле Шателье — Брауна. 7. Средняя и мгновенная скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Понятие о механизме реакции. Простые и сложные реакции. 9. Энергия активации химической реакции. Зависимость энергии активации от механизма протекания реакции. Энергия активации каталитических реакций и сущность катализа. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах. 10. Основные термины: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как самый распространённый растворитель в природе. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы. 11. Растворы твердых веществ в жидкостях. Процесс растворения как физико-химическое явление. Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Дальтона, Сеченова. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара раствора — закон Рауля, повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. 14. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов. 18. Амфотерные электролиты (амфолиты). Растворение амфотерных гидроксидов в сильных кислотах и

основаниях. Роль кислотно-основных взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов и при приготовлении лекарственных смесей. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

19. Электронная теория ОВР. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСХЭ и степени окисления элементов в соединениях. Сопряжённые пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

22. Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волновые свойства частиц и принцип неопределённости Гейзенберга.

23. Квантово-механическая модель строения атомов. Характер движения электронов в атоме. Электронное облако. Электронные энергетические уровни. Главное квантовое число. Орбитальное квантовое число и форма s-, p-, d-орбиталей атома. Магнитное квантовое число и пространственная ориентация s-, p- и d-орбиталей. Спиновое квантовое число.

24. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Основное и возбуждённое состояния атомов. Электронные формулы и энергетические схемы электронов в частице.

26. Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов, гидроксидов и водородных соединений элементов.

27. Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связями. Экспериментальные характеристики химических связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гейтлеру — Лондону на примере молекулы водорода).

28. Описание молекул методом валентных связей (ВС). Механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи). Направленность ковалентной связи как следствие условия максимального перекрывания атомных орбиталей.

30. Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО ЛКАО). Связывающие и разрыхляющие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов I- и II-го периодов ПСХЭ. Кратность связи в методе МО.

31. Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь и её разновидности. Роль водородной связи в биосистемах.

33. Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания и соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС. Биологическая роль КС. Металлоферменты. Применение КС в медицине.

34. Биогеохимия. Учение В. И. Вернадского о биосфере и биогеохимии. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера. Связь эндемических заболеваний с особенностями биогеохимических провинций. Технический прогресс и экология. Вопросы охраны окружающей среды.

37. Общая характеристика s-элементов IA-IIA групп. Особенности положения в ПСХЭ, их физические и химические свойства. Изменение свойств элементов IIA группы в сравнении с элементами IA группы. Характеристики катионов Me^+ и Me^{2+} . Ионы Me^+ и Me^{2+} в водных растворах, энергия гидратации ионов.

41. Биологическая роль s-элементов в минеральном балансе организма. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение, проблема стронция-90. Ядовитость бериллия. Применение соединений лития, натрия, калия в медицине и в фармации. Применение соединений магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

42. Общая характеристика d-элементов. Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, комплексообразование. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов ПСЭ.

43. Элементы ШВ группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы ША; f-элементы как аналоги d-элементов ШВ группы, сходство и отличие на примере церия. Применение церия(IV) сульфата в количественном анализе.

44. Элементы IVB и VB групп. Общая характеристика. Применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

49. Общие закономерности КО и ОВ свойств d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим степеням окисления на примере соединений хрома и марганца.

53. Общая характеристика элементов семейства платины.

66. Биогеохимический цикл азота. Биологическая роль азота. Применение в медицине и в фармации аммиака, оксида азота(I), нитрита натрия.

70. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Молекула O_2 в оксигемоглобине. Применение кислорода и озона в медицине. Биогеохимический цикл O_2 .

73. Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

76. группа VIIA. Общая характеристика, Физические и химические свойства инертных (благородных) газов. Применение инертных газов в медицине.

Примерные качественные задачи к экзаменационному собеседованию промежуточной аттестации и к собеседованию по письменным работам текущего контроля:

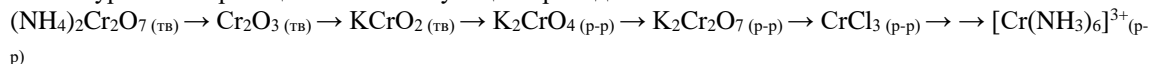
21. Сформулируйте основные положения атомно-молекулярного учения.

22. Дайте определение понятиям: химический элемент, атом, ион, радикал, молекула.

23. Составьте формулы соединений: диводород, трикислород, триоксид серы, монооксид азота, оксид фосфора(V), оксид вольфрама(VI), *катена*-пентасульфид динатрия, хлорид-дигидроксид хрома(III), гидроксид платины(IV), хлорид-гидроксид магния, диоксиддигидрофосфат(I) водорода, триоксонитрат(V) водорода, триоксокарбонат(IV) водорода-кальция, триоксосиликат(IV) калия, диоксоферрат(III) железа(II), триоксокарбонат(IV)-гидроксид меди(II), гексагидрохромат(III) натрия. Укажите класс соединения, к которому относится каждое из перечисленных соединений.

24. Укажите значения числа Авогадро и молярного объёма газа? Объясните физический смысл этих констант?

25. Напишите уравнения реакций соответствующих приведённой схеме:



Укажите тип (окислительно-восстановительная; кислотно-основная) каждой реакции.

26. Дайте определения понятиям: нормальность, молярность, титр, массовая доля, объёмная доля, мольная доля, молярность. Укажите обозначения и размерность соответствующих величин.

27. Какую химическую посуду используют для приготовления растворов заданной концентрации? Опишите назначение каждого предмета.

28. Какие индикаторы применяют в кислотно-основном титровании? Перечислите требования, предъявляемые к ним.

29. Какая химическая посуда применяется в методе титрования? Укажите назначение каждого предмета.

30. Для элементов шестой группы укажите, как с увеличением номера элемента изменяются: радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, устойчивость высшей степени окисления, металлические свойства простых веществ, окислительная способность простых веществ, кислотность водородных соединений.

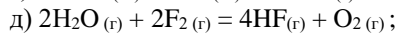
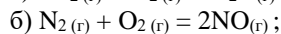
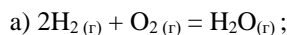
31. Перечислите виды сил Ван-дер-Ваальса. Какое взаимодействие является наиболее слабым? Какой вид взаимодействия реализуется между любыми частицами? За счёт каких сил осуществляется взаимодействие между молекулами: NF_3 и BF_3 ; HF и HF ; K^+ и H_2O ; CH_4 и H_2O ; H_2 и H_2 ?

32. Постройте диаграмму молекулярных орбиталей для цианид-иона CN^- . Рассчитайте порядок связи, объясните магнитные свойства иона.

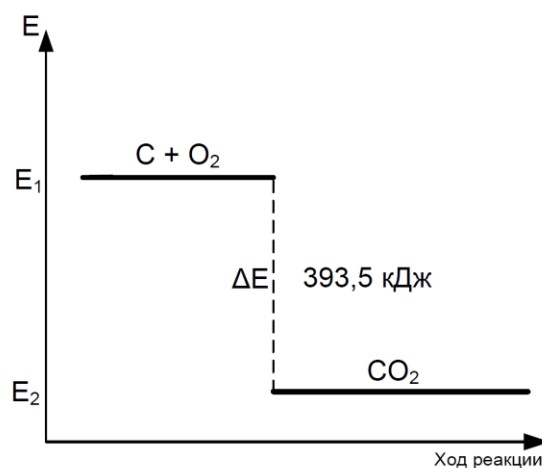
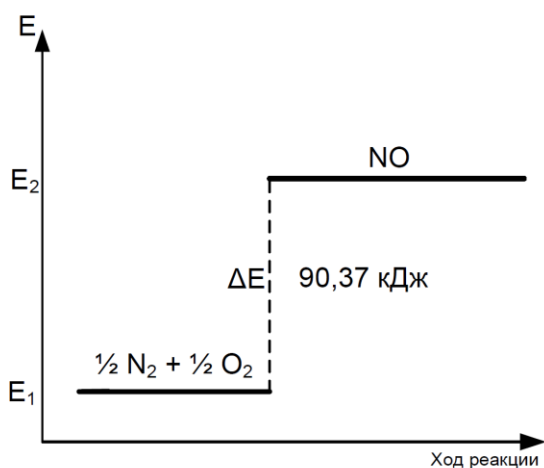
33. По приведённой формуле комплексного соединения определите:

- внутреннюю и внешнюю координационные сферы, комплексообразователь и лиганды;
- заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя;
- класс соединения;
- системное название;
- тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрию комплекса;
- механизм образования связей методом валентных связей;
- свойства комплекса (магнитные, спиновые, наличие или отсутствие окраски);
- уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражения для констант равновесия.

34. По приведённым уравнениям химических реакций определите экзотермические и эндотермические процессы:



35. На рисунке представлены энергетические диаграммы процессов окисления углерода и азота:

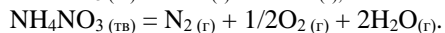
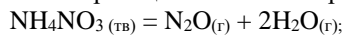


Какой из процессов является экзотермическим, а какой — эндотермическим?

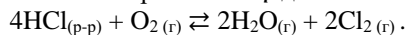
36. Уменьшится или увеличится энтропия при переходе: воды в пар, графита в алмаз, азота в оксид азота, кислорода в озон, белого фосфора в красный фосфор, кремния в кварц, аминокислот в белок?

37. В IX веке, руководствуясь правилом Бертолле-Томсона, считали, что самопроизвольно могут протекать все экзотермические реакции. Справедливо ли это утверждение?

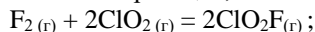
38. Какая из реакций наиболее вероятна при повышенной температуре:



39. Составьте выражение K_p для химической реакции, описываемой уравнением:



40. Химическая реакция, описываемая уравнением:



имеет первый порядок по фтору и первый порядок по диоксиду хлора. Составьте кинетическое уравнение предложенной реакции. Каков механизм у данной реакции — простой или сложный?

Тестовые задания (разноуровневые) для промежуточной аттестации и текущего контроля:

1 уровень

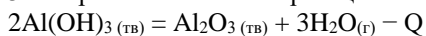
1. Молярный объём любого газа независимо от химической природы:

- а) при любых условиях равен 22,4 дм³;
- б) зависит от давления, но не от температуры;
- в) зависит от температуры, но не от давления;
- г) зависит от температуры и давления. *

2. На знак и величину теплового эффекта реакции не влияет:

- а) прочность химических связей в исходных веществах;
- б) прочность химических связей в продуктах реакции;
- в) агрегатное состояние веществ;
- г) присутствие катализатора. *

3. Скорость химической реакции:



при увеличении температуры:

- а) увеличится *; б) уменьшится; в) не изменится; г) резко уменьшится, а затем увеличится.

4. Растворимость газов в жидкостях с ростом температуры:

- а) увеличивается; б) не изменяется; в) становится неограниченной; г) уменьшается *.

5. В ОВР исключительно в роли окислителя выступает:

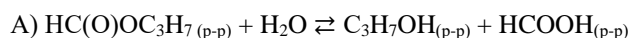
- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ *; б) H_2O_2 ; в) SO_2 ; г) HF .

2 уровень:

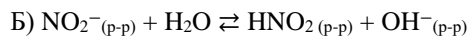
1. Установите соответствие между равновесной системой и смещением химического равновесия в ней в результате добавления твёрдого каустика. К каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой:

Равновесная система

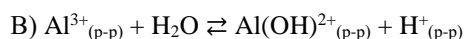
Смещение равновесия



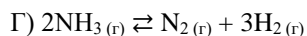
1) в сторону реагентов



2) в сторону продуктов



3) равновесие не смещается



4) равновесие не наступает

А	Б	В	Г
2	1	2	3

2. Установите соответствие между электролитом и продуктами, которые образуются в системе в ходе электролиза. К каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой:

Электролит

А) BaCl_2 (р-р)

Б) $\text{Na}(\text{H}_2\text{CCOO})$ (р-р)

В) AgNO_3 (р-р)

Г) KOH (ж)

Продукты электролиза

1) щёлочь и простые вещества

2) кислота и простые вещества

3) только простые вещества

4) щёлочь и кислота

5) металл и щёлочь

6) простое вещество и оксид

А	Б	В	Г
1	1	2	6

3 уровень:

Примерные интегральные познавательные задания

1. Для обработки небольших порезов, ран, в том числе гнойных, изъязвлений кожи, ожогов; для остановки поверхностных и носовых кровотечений; для полоскания полости рта и горла при стоматите, ангине) и др., используют антисептическое средство из группы оксидантов — 3 %-ный раствор пероксида водорода (см. рис.):



— на основе каких свойств 3 % раствор пероксида водорода применяется в медицинской практике;

— в реставрационной мастерской возникла необходимость в пероксиде водорода и мастера приобрели пергидроль; после его использования остатки слили в прозрачную бутылку и заткнули резиновой пробкой; по истечении некоторого времени бутылка с характерным звуком «самотоятельно» откупорилась, ёмкость заткнули пробкой снова, каково же было удивление мастеров когда пробка слетала с бутылки с определённым постоянством; мистика, массовый психоз, полтергейст и др. предположения то и дело возникали в коллективе работников мастерской; помогите художникам разобраться с таинственным явлением, а так же предположите зачем реставраторам понадобился пергидроль;

— в каких бытовых и промышленных отраслях находит применение пероксид водорода?

Примерный перечень практических навыков:

Знать/понимать:

1. Правила техники безопасности и порядок работы в химических лабораториях с реактивами и приборами;
2. Базовые теории в области современных представлений о строении вещества, основ теорий химических процессов, учения о растворах, равновесных процессах в растворах электролитов и неэлектролитов, химии элементов;
3. Основные этапы развития химии, современное состояние химической науки;
3. Роль и значения основ неорганической химии в практической деятельности медицинского биохимика;
4. Структурные формулы, тривиальные названия и химические свойства неорганических соединений, используемых в медицине в качестве лекарственных средств;
5. Теоретические основы современных физических методов установления структуры неорганических соединений;
6. Физико-химическую сущность процессов, происходящих в живом организме на молекулярном, клеточном, тканевом и органном уровнях;
7. Физические основы функционирования измерительных приборов.

ОПК-1

Примерные вопросы к экзаменационному собеседованию для промежуточной аттестации и к собеседованию для текущего контроля:

2. Стандартные энтальпии связи, образования и сгорания веществ ($\Delta_{\text{св}}H^\circ$, $\Delta_f H^\circ$, $\Delta_c H^\circ$). Закон Гесса. Расчёты стандартных энтальпий (растворение веществ, диссоциация электролитов, фазовые переходы, химические реакции). Термохимические уравнения.

6. Константа химического равновесия и её связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса.

Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях методом сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях и значения константы равновесия. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры.

8. Зависимость скорости реакции от концентрации. Понятие о константе скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры, уравнение Аррениуса.

12. Растворы слабых электролитов. Теория электролитической диссоциации. Применение закона действия масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (K_c). Ступенчатый характер ионизации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.

13. Коллигативные свойства разбавленных растворов слабых и сильных электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Осмос и осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Роль осмоса и осмотического давления в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор.

15. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости (K_s); произведение растворимости. Образование и растворение осадков.

16. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель — pH; расчёт pH растворов слабых и сильных кислот и оснований.

17. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Бренстеда и Лоури, Льюиса). Константы кислотности (K_a) и константа основности (K_b). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Константа гидролиза солей. Смещение равновесия протолитических реакций. Буферные системы, расчёт pH буферных систем; определение буферной ёмкости раствора.

20. Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВР по разности окислительно-восстановительных потенциалов.

21. Влияние среды (pH) и внешних условий на направление ОВР и состав продуктов.

25. Структура ПСХЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация химических элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСХЭ. Периодический характер изменения свойств элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО).

29. Образование σ - и π -связей при перекрывании s-, p-, d-орбиталей. Кратность связи в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Применение значений электроотрицательности атомов для приближённой оценки полярности химической связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей (Полинг). Геометрия молекул (метод Гиллеспи — Найхолма).

32. Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС). Структура КС: центральный атом (комплексообразователь), лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сферы, координационное число центрального атома, дентатность лигандов. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химических связей в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы нестойкости и устойчивости комплексов.

35. Водород и его реакционная способность: взаимодействие с кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабо-полярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.

36. Вода, её физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации. Природные воды, минеральные воды. Биогеохимический цикл воды.

38. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты. Жёсткость воды, единицы её измерения, влияние на живые организмы и методы устранения жёсткости.

39. Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексоном.

40. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с кислородом: образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.

45. Общая характеристика элементов VIВ группы. Хром, его химическая активность, способность к комплексообразованию. Хром(II), окислительно-восстановительные (ОВ) и кислотно-основные (КО) свойства соединений. Хром(III), ОВ и КО свойства соединений, способность к комплексообразованию.

46. Соединения хрома(VI): оксид и кислоты, хроматы и дихроматы, ОВ и КО свойства; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление дихроматами и хроматами органических соединений. Пероксосоединения хрома(VI). Биологическое значение d-элементов VI группы. Применение соединений хрома, молибдена и вольфрама в медицине.

47. Общая характеристика элементов VIIВ группы. Марганец. Химические свойства, способность к комплексообразованию (карбонилы марганца). Марганец(II) и марганец(III); КО и ОВ свойства соединений, способность к комплексообразованию.

48. Марганца(IV) оксид, ОВ и КО свойства, влияние рН на ОВ свойства. Соединения марганца(VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе. Соединения марганца(VII); оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, окисление органических соединений перманганат-ионом при различных значениях рН, термическое разложение. Применения калия перманганата как антисептического средства и в фармации.
50. Общая характеристика элементов VIII группы семейства железа. Железо, химические свойства. Соединения железа(II) и железа(III); ОВ и КО свойства. Комплексные соединения железа(II) и железа(III) с цианид- и тиоцианат-ионами.
51. Гемоглобин и железосодержащие ферменты. Применение соединений железа в медицине. Железо(VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Биогеохимический цикл железа.
52. Кобальт и никель. Химические свойства. Соединения кобальта(II) и кобальта(III), никеля(II), ОВ и КО свойства, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы, кофермент-В12. Применение соединений кобальта в медицине и фармации.
54. Общая характеристика элементов IB группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди(I) и (II), их ОВ и КО свойства. Комплексные соединения меди(II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Медьсодержащие ферменты. Применение соединений меди в медицине.
55. Соединения серебра, их ОВ и КО свойства (бактерицидные свойства иона серебра). Комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Применение соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе. Золото. Соединения золота(I) и золота(III), их ОВ и КО свойства, способность к комплексообразованию. Применение в медицине золота и его соединений.
56. Общая характеристика элементов IВ группы. Цинк, химические свойства. ОВ и КО свойства соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Цинксодержащие ферменты. Применение в медицине и фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка. Химизм токсического действия соединений кадмия. Ртуть. Отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути(I) и ртути(II), их ОВ и КО свойства, способность к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Применение соединений ртути в фармации.
57. Общая характеристика элементов IIIA группы. Электронная дефицитность и её влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений р-элементов IIIA группы со степенями окисления +1 и +3. Бор. Его химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борные кислоты, равновесие в водном растворе. Бораты как производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Натрий тетраборат. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и её солей. Качественная реакция на бор и её использование в фармацевтическом анализе.
58. Алюминий. Его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Галиды и гидрид алюминия. Аланаты. Квасцы. Применение соединений алюминия в медицине. Биогеохимический цикл алюминия.
59. Общая характеристика элементов IVA группы. Аллотропные модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродсодержащих молекул. Физические и химические свойства. Карбиды металлов и получение из них углеводородов.
60. Углерод(II). Оксид углерода(II), его ОВ и КО свойства, свойства как лиганда. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности оксида углерода(II) и цианидов. Соединения углерода(IV). Оксид углерода(IV), равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение.
61. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод(IV) хлорид (четырёххлористый углерод), углерод(IV) оксодихлорид (фосген), фреоны, сероуглерод, тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства. Биогеохимический цикл углерода. Использование углерода и неорганических соединений углерода в медицине.
62. Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторсиликаты. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния(IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.
63. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ_2 и ЭГ_4 , поведение в водных растворах. Гексахлоростаннат(IV) диводорода. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинец-содержащих препаратов (свинец(II) ацетат, свинец(II) оксид). Использование соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.
64. Общая характеристика элементов VA группы. Азот. Причина малой химической активности диазота.

Молекула диазота как лиганд. Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, ОВ и КО свойства, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристики. Азотистоводородная кислота и азиды.

65. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды, способы получения, КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты, ОВ и КО свойства. Азотная кислота и нитраты, ОВ и КО свойства. Смесь азотной и соляной концентрированных кислот.

67. Фосфор. Общая характеристика. Аллотропные модификации фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Галогениды фосфора и их гидролиз. Оксиды, взаимодействие с водой. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, ОВ и КО свойства. Ортофосфорная и дифосфорная (пирофосфорная) кислоты. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Биологическая роль фосфора. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Биогеохимический цикл фосфора.

68. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы, висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Сульфиды, тиосоли, галогениды, изменение их свойств в группе. Оксиды и гидроксиды Арсениды и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы(III) и висмута(III), их ОВ свойства и гидролиз. Сурьмяная кислота и её соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута(V).

69. Общая характеристика элементов VIA группы. Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода в природе в форме простого вещества и в составе сложных соединений. Химическая активность дикислорода. Трикислород (озон). Химическая активность озона. Реакция с растворами иодидов. Классификация кислородных соединений и их общие свойства. Водорода пероксид, его ОВ и КО свойства, применение в медицине.

71. Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Водорода сульфид (сероводород), ОВ и КО свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристики, устойчивость. Соединения серы(IV): оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородосульфиты (гидросульфиты). Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями, катионами-комплексобразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

72. Соединения серы(VI): оксид, гексафторид, диоксиддихлорид (сульфурилхлорид), серная кислота и сульфаты. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислоты и их соли. Окислительные свойства пероксосульфатов. Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Применение серы и её соединений в медицине. Биогеохимический цикл серы.

74. Общая характеристика элементов VIIA группы. Физические и химические свойства галогенов. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; ОВ и КО свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид-иона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

75. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли. Устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Хлораты, броматы, иодаты и их свойства. Биологическая роль соединений фтора, хлора, брома и иода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, иода, соляной кислоты. фторидов, бромидов, хлоридов и иодидов.

Примерные расчётные задачи к экзаменационному собеседованию для промежуточной аттестации и к собеседованию по письменным работам текущего контроля:

1. Рассчитайте максимальный объём газа (н.у.), который можно получить в результате гидролиза 10 г следующих соединений: а) карбид кальция; б) карбид алюминия; в) силикат кальция; г) нитрид магния; д) фосфид магния.

Ответ: 3,50 л; 4,67 л; 1,19 л; 4,48 л; 3,34 л.

2. Лаборант приготовил 1М раствор $MnSO_4$ из кристаллогидрата $MnSO_4 \cdot 2H_2O$, но не учёл высокую гигроскопичность этой соли. Какова реальная концентрация ионов Mn^{2+} в приготовленном растворе, если при длительном хранении 13 % кристаллогидрата поглотили воду и превратились в $MnSO_4 \cdot 5H_2O$.

Ответ: 0,813 М.

3. В 0,01М растворе $Ca(OH)_2$ объёмом 400 см³ растворили 0,336 дм³ CO_2 . Найдите массу соли или солей, образовавшихся в результате этой реакции. Выпадет ли при этом осадок?

Ответ: 0,648 г $Ca(HCO_3)_2$.

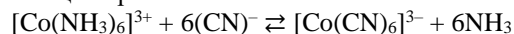
4. В результате кипячения 800 см³ воды выпал осадок, состоящий из 0,02 г CaCO₃ и 0,014 г MgCO₃. Рассчитайте величину временной жёсткости в моль/л.

Ответ: 0,46 ммоль/л.

5. При охлаждении раствора объёмом 0,2 дм³ ($\rho = 1,23 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$) с массовой долей нитрата железа(III), равной 25,0 %, выпал осадок кристаллогидрата данной соли массой 40,32 г. Определите его состав, если в растворе над осадком массовая доля растворённого вещества составляет 18,16 %.

Ответ: Fe(NO₃)₃·9H₂O.

6. Используя значения общих констант нестойкости ионов [Co(NH₃)₆]³⁺ и Co(CN)₆³⁻, определите, в какую сторону смещено равновесие в системе:



7. Смесь нитратов меди(II) и серебра общей массой 10,56 г прокалили до прекращения изменения массы смеси. Общая масса образовавшихся твёрдых продуктов оказалась равной 5,92 г. Чему равен общий объём (н.у.) смеси выделившихся газов?

Ответ: 2,46 дм³.

8. При сплавлении свинца с магнием образуется интерметаллическое соединение, содержащее 19 % по массе магния. Определите формулу этого соединения.

Ответ: Mg₂Pb.

9. Определить количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щёлочи выделяется 8,96 дм³ (н.у.) газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8,96 дм³ газа, пропускание которого через раствор Ca(OH)₂ приводит к образованию 8,1 г Ca(HCO₃)₂.

Ответ: Si – 0,05 моль; Al – 0,2 моль; CaCO₃ – 0,1 моль.

10. Вычислите константу диссоциации цианистоводородной кислоты, учитывая, что при 18° С в растворе концентрации 1 моль/дм³ она диссоциирует на 0,002 %. Рассмотрите, как влияет углекислый газ воздуха на водные растворы щелочных цианидов. Почему цианиды нужно хранить в плотно закрытых сосудах?

Ответ: 4×10^{-10} моль·л⁻¹.

11. Найдите объём раствора азотной кислоты с $\omega(\text{HNO}_3) = 20\%$, который потребуется для растворения: а) олова, б) свинца, в) «припоя», в котором массовые доли Sn и Pb соответственно равны 70 и 30 %. Каждый из образцов взят массой 100 г, а восстановление азотной кислоты приводит к выделению NO.

Ответ: а) 633 мл; б) 364 мл; в) 552 мл.

12. Фосфор, количественно выделенный из 31,0 г ортофосфата кальция, окислили в избытке кислорода и полученный продукт растворили в 200 см³ раствора KOH с молярной концентрацией щёлочи 1,5 моль/дм³. Какие соли и в каких количествах содержатся в полученном растворе?

Ответ: 0,1 моль KH₂PO₄, 0,1 моль K₂HPO₄.

13. К 400 г раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей H₃PO₄ 24,5 % прибавили оксид фосфора, полученный сжиганием 62 г фосфора, и раствор прокипятили. Вычислите объём раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 5 % ($\rho = 1,05 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$), который потребуется для превращения всей содержащейся в растворе кислоты в гидроортофосфат натрия.

Ответ: 4,57 дм³.

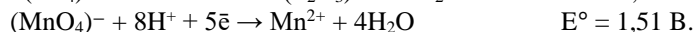
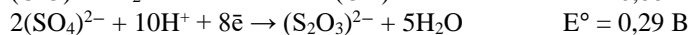
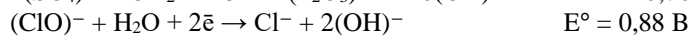
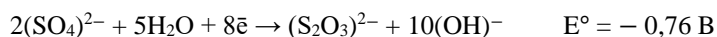
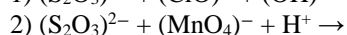
14. Для окисления 8,96 дм³ (н.у.) аммиака в присутствии платины использовали кислород, полученный разложением хлората калия. Продукт окислили кислородом воздуха и полностью растворили в 78,4 см³ воды в присутствии избытка воздуха. Определите минимальную необходимую массу бертолетовой соли и массовую долю конечного продукта?

Ответ: 40,8 г KClO₃, 25,2 % HNO₃.

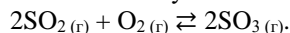
15. При полном растворении 12,8 г металла в растворе азотной кислоты с массовой долей её 60 % ($\rho = 1,375 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$) выделяется 8,96 дм³ (н.у.) бурого газа и образуется соль металла(II). Установите металл и минимальный объём израсходованного раствора кислоты.

Ответ: Cu, 61,1 см³.

16. Закончите уравнения реакций и определите возможность их прохождения, используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов электрохимических систем:



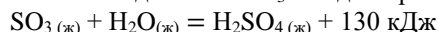
17. В системе установилось химическое равновесие:



Равновесная молярная концентрация SO₃ равна 0,1 моль/дм³. Определите равновесную молярную концентрацию O₂, если известно, что к моменту установления равновесия прореагировало 40 % O₂.

Ответ: 0,075 моль·дм⁻³.

18. Взаимодействие SO₃ с водой протекает по термохимическому уравнению:



Оксид серы(VI) растворили при ст.у. в воде объёмом 50 см³, при этом выделилось 1,95 кДж теплоты. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

Ответ: 2,87 %.

19. По окончании хлорирования водорода объёмная доля Cl₂ в смеси с HCl составила 20 %. Найдите объёмные доли газов в исходной смеси.

Ответ: 0,4 H₂; 0,6 Cl₂.

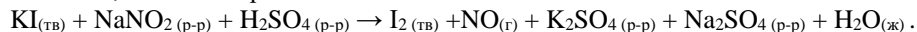
20. Цианид калия при 18° С в растворе концентрацией 0,1 моль/дм³ гидролизован на 1,2 %. Вычислите константу гидролиза (K_r) этой соли.

Ответ: 1,44×10⁻⁵ моль·л⁻¹.

Тестовые задания (разноуровневые) для промежуточной аттестации и текущего контроля:

1 уровень

1. В ОВР, схема которой:



Сумма минимальных целых коэффициентов перед формулами продуктов реакции равна:

а) 7 *; б) 9; в) 11; г) 14.

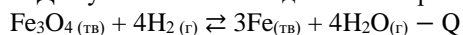
2. В какой порции кальция хлорида содержится 12,04×10²³ хлорид-ионов?

а) 1 моль *; б) 11,1 г; в) 2 моль; г) 222 г.

3. Молярная доля кислорода наибольшая в соединении:

а) CaCl₂ *; б) Ca(MnO₄)₂; в) Ca₃(PO₄)₂; г) CaSO₄·2H₂O.

4. Для увеличения выхода железа в реакции:



необходимо:

а) понизить температуру;

б) повысить концентрацию водорода *;

в) уменьшить содержание водорода в реакционной системе;

г) понизить давление в реакционной системе.

5. Реакцией соединения нельзя получить:

а) CaCO₃; б) CuCl₂; в) ClO₂ *; г) HNO₃.

2 уровень

1. Из предложенного перечня химических процессов выберите все, которые можно ускорить пропусканьем хлороводорода в систему:

1) растворение платины в концентрированном растворе азотной кислоты;

2) растворение порошка железа в соляной кислоте;

3) хлорирование фосфора;

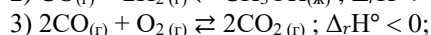
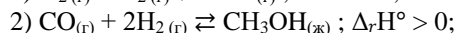
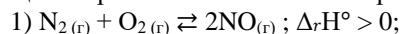
4) взаимодействие хлора с водой;

5) синтез аммиака из простых веществ;

Выпишите номера верных ответов

Ответ: 125

2. Для каких химических реакций из приведённых уравнений уменьшение объёма реактора приведёт к смещению равновесия в том же направлении, что и повышение температуры:



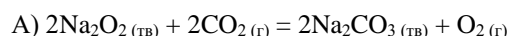
Выпишите номера верных ответов

Ответ: 24

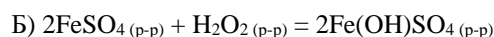
3. Установите соответствие между уравнением химической реакции и окислительно-восстановительными свойствами пероксида в ней. К каждой позиции, обозначенной буквой, выберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой:

Уравнение химической реакции

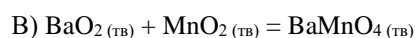
Свойство пероксида



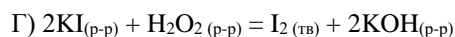
1) в данном процессе не проявляет окислительно-восстановительных свойств



2) является восстановителем



3) является окислителем



4) проявляет окислительно-восстановительную двойственность

А	Б	В	Г
4	3	3	3

3 уровень

Примерные интегральные познавательные задания

1. Для ухода за предметами личной гигиены: ополаскивание зубных щёток, бритвенных станков и др., используют 6 %-ный раствор пероксида водорода:

— предложите пошаговую инструкцию приготовления в домашних условиях 200 мл такого раствора из лекарственного средства — гидроперит (см. рис.);

— 3 % раствор пероксида водорода применяется в медицинской практике; в каком качестве его используют и на основе каких свойств?

1. Раствор Люголя готовят на специально отведённом для работы с красящими веществами рабочем месте. В мерном цилиндре отмеривают 50 мл воды очищенной. Отвешивают 1 г калия йодида и растворяют его в подставке в 1-2 мл воды очищенной, из предварительно отмеренных 50 мл. Отвешивают 0,5 г йода кристаллического и вносят в подставку. После полного растворения йода в раствор добавляют оставшуюся воду и фильтруют через промытый горячей очищенной водой ватный тампон или стеклянный фильтр во флакон для отпуска;

— рассчитайте массовую долю йода, молярную концентрацию йода, молярную концентрацию эквивалента йода, титр йода.

— с какой целью для приготовления раствора Люголя используют йодид калия;

— в каких случаях в медицинской практике применяют раствор Люголя;

— для наружного применения раствор Люголя используют с глицерином в форме спрея, см. рис.; рассчитайте навески йода кристаллического и калия йодида, а также объёмы воды очищенной и 85 % водного раствора пропан-1,2,3-триола для приготовления такого препарата.

— с какой целью в препарате «Люголь спрей» используют глицерин;

— в чём различие состава раствора Люголя и лекарственного средства «Йод»;

— составьте инструкцию по приготовлению лекарственного средства «Йод» если его состав: действующее вещество: йод — 5 г, вспомогательные вещества: калия йодид — 2 г, этанол (спирт этиловый) 95 % об. и вода очищенная — поровну до получения 100 мл препарата (при смешивании воды и спирта наблюдается явление контракции, заключающееся в уменьшении объёма смеси по сравнению с арифметической суммой исходных веществ: 50 мл спирта + 50 мл воды = 96,4 мл смеси, т.о. чтобы получилось 100 мл 48,9 % об. спирта нужно взять 51,5 мл спирта и 51,5 мл воды).

— в каких случаях в медицинской практике применяют лекарственное средство «Йод»?



Примерный перечень практических навыков:

Уметь:

1. Пользоваться учебной, научной, научно-популярной литературой, сетью Интернет для профессиональной деятельности; вести поиск, превращать прочитанное в средство для решения типовых задач;
2. Пользоваться химическим оборудованием; работать с измерительной аппаратурой;
3. Интерпретировать результаты наиболее распространённых методов лабораторной и функциональной диагностики;
4. Использовать современные теории и понятия неорганической химии для выявления фундаментальных связей между положением химического элемента в ПС, строением его соединений и их физическими, химическими свойствами, биологической активностью и токсичностью; освоение номенклатуры неорганических соединений; проводить химический эксперимент с соблюдением правил безопасной работы с химической посудой, реактивами и лабораторным оборудованием;
5. Делать расчёт энергетических характеристик химических процессов, определять направление и глубину их прохождения, рассчитывать химическое равновесие по известным исходным концентрациям и константе равновесия; составлять уравнения химических реакций неорганических соединений, в т.ч. и лекарственных средств, определять механизм реакций;
6. Использовать теоретические знания для решения интегральных познавательных заданий, выполнения тестовых и контрольных заданий; использовать учебную, научную, научно-популярную и справочную

литературу, Интернет; использовать знания физико-химических методов исследования при последующем изучении дисциплин медико-биологического профиля.

Владеть:

1. Базовыми технологиями преобразования информации, текстовыми, табличными редакторами, поиском в Интернет;
2. Навыками безопасной работы в химической лаборатории; умением обращаться с химической посудой, реактивами, газовыми горелками, электрическими приборами и измерительной аппаратурой;
3. Навыками постановки качественных реакций на основные функциональные группы разных классов неорганических соединений;
4. Навыками использования теоретических знаний по неорганической химии при решении интегральных познавательных заданий, выполнения тестовых и контрольных заданий, изучении последующих дисциплин медико-биологического профиля;
5. Навыками использования теоретических знаний в области современных физико-химических методов исследования для изучения последующих дисциплин медико-биологического профиля;
6. Навыками самостоятельной работы;

Критерии оценки экзаменационного собеседования:

Оценки «отлично» заслуживает обучающийся, обнаруживший всестороннее, систематическое и глубокое знание учебно-программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, усвоивший основную и знакомый с дополнительной литературой, рекомендованной программой. Как правило, оценка «отлично» выставляется обучающимся, усвоившим взаимосвязь основных понятий дисциплины в их значении для приобретаемой профессии, проявившим творческие способности в понимании, изложении и использовании учебно-программного материала.

Оценки «хорошо» заслуживает обучающийся, обнаруживший полное знание учебно-программного материала, успешно выполняющий предусмотренные в программе задания, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе. Как правило, оценка «хорошо» выставляется обучающимся, показавшим систематический характер знаний по дисциплине и способным к их самостоятельному пополнению и обновлению в ходе дальнейшей учебной работы и профессиональной деятельности.

Оценки «удовлетворительно» заслуживает обучающийся, обнаруживший знания основного учебно-программного материала в объёме, необходимом для дальнейшей учёбы и предстоящей работы по специальности, справляющийся с выполнением заданий, предусмотренных программой, знакомый с основной литературой, рекомендованной программой. Как правило, оценка «удовлетворительно» выставляется обучающимся, допустившим погрешности в ответе на экзамене и при выполнении экзаменационных заданий, но обладающим необходимыми знаниями для их устранения под руководством преподавателя.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, обнаружившему пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, допустившему принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных программой заданий. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится обучающимся, которые не могут продолжить обучение в образовательной организации высшего образования и приступить к изучению последующих дисциплин.

Критерии оценки собеседования по письменным работам текущего контроля:

Оценка «зачтено» выставляется обучающемуся если он обнаруживает всестороннее, систематическое и глубокое знание учебно-программного материала, усвоил основную и знаком с дополнительной литературой, рекомендованной программой; усвоил взаимосвязь основных понятий дисциплины в их значении для приобретаемой профессии, проявил творческие способности в понимании, изложении и использовании учебно-программного материала; владеет необходимыми умениями и навыками при выполнении ситуационных заданий, безошибочно ответил на основной и дополнительные вопросы на зачёте.

Оценка «не зачтено» выставляется обучающемуся если он обнаружил пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, допустил принципиальные ошибки при ответе на основной и дополнительные вопросы; не может продолжить обучение или приступить к профессиональной деятельности по окончании образовательной организации без дополнительных занятий по дисциплине.

Критерии оценки тестовых заданий:

«зачтено» — не менее 71% правильных ответов;

«не зачтено» — 70% и менее правильных ответов.

Критерии оценки интегральных заданий:

«зачтено» — обучающийся выполнил задание в соответствии с алгоритмом, дал полные и точные ответы на все вопросы задачи, представил комплексную оценку предложенной ситуации, сделал выводы, привёл дополнительные аргументы, продемонстрировал знание теоретического материала с учётом междисциплинарных связей, нормативно-правовых актов; предложил альтернативные варианты решения проблемы;

«не зачтено» — обучающийся не смог логично сформулировать ответы на вопросы задания, сделать выводы, привести дополнительные примеры на основе принципа межпредметных связей, продемонстрировал неверную оценку ситуации.

Критерии оценки практических навыков:

«зачтено» — обучающийся обладает теоретическими знаниями и владеет методикой выполнения практических навыков, демонстрирует их выполнение, в случае ошибки может исправить при коррекции их преподавателем;

«не зачтено» — обучающийся не обладает достаточным уровнем теоретических знаний (не знает методики выполнения практических навыков, показаний и противопоказаний, возможных осложнений, нормативы и проч.) и/или не может самостоятельно продемонстрировать практические умения или выполняет их, допуская грубые ошибки.

2.2. Примерные вопросы к экзаменационному собеседованию для промежуточной аттестации и к собеседованию для текущего контроля.

Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций.

Химическое равновесие. Скорость химических реакций.

1. Внутренняя энергия (ΔU) и энтальпия (ΔH). Стандартные условия. Тепловые эффекты химических реакций при постоянной температуре и постоянном давлении (Q_p); постоянной температуре и постоянном объёме (Q_v).

2. Стандартные энтальпии связи, образования и сгорания веществ ($\Delta_{св}H^\circ$, $\Delta_f H^\circ$, $\Delta_c H^\circ$). Закон Гесса. Расчёты стандартных энтальпий (растворение веществ, диссоциация электролитов, фазовые переходы, химические реакции). Термохимические уравнения.

3. Понятие об энтропии (S) как мере теплоты, рассеивающейся в пространстве (Клаузиус: $dS \geq \delta Q/T$), как мере неупорядоченности системы (Больцман: $S = k \ln W$).

4. Энергия Гиббса (ΔG) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамическая устойчивость химических соединений.

5. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Принцип Ле Шателье — Брауна.

6. Константа химического равновесия (K_p , K_c) и её связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях методом сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях и значения константы равновесия. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры.

7. Средняя и мгновенная скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Понятие о механизме реакции. Простые и сложные реакции.

8. Зависимость скорости реакции от концентрации. Понятие о константе скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры, уравнение Аррениуса.

9. Энергия активации химической реакции. Зависимость энергии активации от механизма протекания реакции. Энергия активации каталитических реакций и сущность действия катализатора. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах.

Учение о растворах

10. Основные термины: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы

газообразных, жидких и твёрдых веществ. Вода как самый распространённый растворитель в природе. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы. 11. Растворы твёрдых веществ в жидкостях. Процесс растворения как физико-химическое явление. Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Дальтона, Сеченова. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара раствора — закон Рауля, повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов.

12. Растворы слабых электролитов. Теория электролитической диссоциации. Применение закона действия масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (K_c). Ступенчатый характер ионизации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.

13. Коллигативные свойства разбавленных растворов слабых и сильных электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Осмос и осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Роль осмоса и осмотического давления в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор.

14. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.

15. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости (K_s); произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.

16. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель — pH; расчёт pH растворов слабых и сильных кислот и оснований.

17. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Бренстеда — Лоури, Льюиса). Константы кислотности (K_a) и константа основности (K_b). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Константа гидролиза солей. Смещение равновесия протолитических реакций. Буферные системы, расчёт pH буферных систем; определение буферной ёмкости раствора.

18. Амфотерные электролиты (амфолиты). Растворение амфотерных гидроксидов в сильных кислотах и основаниях. Роль кислотно-основных взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов и при приготовлении лекарственных смесей. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

Окислительно-восстановительные реакции.

19. Электронная теория ОВР. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСХЭ и степени окисления элементов в соединениях. Сопряжённые пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

20. Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВР по разности окислительно-восстановительных потенциалов.

21. Влияние среды (pH) и внешних условий на направление ОВР и состав продуктов.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (ПСХЭ). Строение атома. Природа химической связи и строение химических соединений.

22. Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волновые свойства частиц и принцип неопределённости Гейзенберга.

23. Квантово-механическая модель строения атомов. Характер движения электронов в атоме. Электронное облако. Электронные энергетические уровни. Главное квантовое число. Орбитальное квантовое число и форма s-, p-, d-орбиталей атома. Магнитное квантовое число и пространственная ориентация s-, p- и d-орбиталей. Спиновое квантовое число.

24. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Основное и возбуждённое состояния атомов. Электронные формулы и энергетические схемы электронов в частице.

25. Структура ПСХЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация химических элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСХЭ. Периодический характер изменения свойств элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО).

26. Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Пери-

одический характер изменения свойств простых веществ, оксидов, гидроксидов и водородных соединений элементов.

27. Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связями. Экспериментальные характеристики химических связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гейтлеру — Лондону на примере молекулы водорода).

28. Описание молекул методом валентных связей (ВС). Механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи). Направленность ковалентной связи как следствие условия максимального перекрывания атомных орбиталей.

29. Образование σ - и π -связей при перекрывании s-, p-, d-орбиталей. Кратность связи в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Применение значений электроотрицательности атомов для приближённой оценки полярности химической связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей (Полинг). Геометрия молекул (метод Гиллеспи — Найхолма).

30. Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО ЛКАО). Связывающие и разрыхляющие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов I- и II-го периодов ПСХЭ. Кратность связи в методе МО.

31. Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь и её природа. Разновидности водородной связи. Биологическая роль водородной связи.

Комплексные соединения.

32. Современное содержание понятия — комплексные соединения (КС). Структура КС: центральный атом (комплексообразователь), лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сферы, координационное число центрального атома, дентатность лигандов. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химических связей в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы нестойкости и устойчивости комплексов.

33. Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания и соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС. Биологическая роль КС. Металлоферменты. Применение КС в медицине.

Общая характеристика s-элементов. Элементы IA-IIA групп.

34. Биогеохимия. Учение В. И. Вернадского о биосфере и биогеохимии. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера. Связь эндемических заболеваний с особенностями биогеохимических провинций. Технический прогресс и экология. Вопросы охраны окружающей среды.

35. Водород и его реакционная способность: взаимодействие с кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабо-полярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.

36. Вода как важнейшее соединение водорода, её физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации. Природные воды, минеральные воды. Биогеохимический цикл воды.

37. Общая характеристика s-элементов IA-IIA групп. Особенности положения в ПСХЭ, их физические и химические свойства. Изменение свойств элементов IIА группы в сравнении с элементами IA группы. Характеристики катионов Me^+ и Me^{2+} . Ионы Me^+ и Me^{2+} в водных растворах, энергия гидратации ионов.

38. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты. Жёсткость воды, единицы её измерения, влияние на живые организмы и методы устранения жёсткости.

39. Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

40. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с кислородом: образование оксидов,

пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.

41. Биологическая роль s-элементов в минеральном балансе организма. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90). Ядовитость бериллия. Применение соединений лития, натрия, калия в медицине и в фармации. Применение соединений магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

Общая характеристика d-элементов.

42. Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, комплексообразование. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов ПСЭ.

43. Элементы ШВ группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы ША; f-элементы как аналоги d-элементов ШВ группы, сходство и отличие на примере церия. Применение церия(IV) сульфата в количественном анализе.

44 Элементы IVB и VB групп. Общая характеристика. Применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

45. Общая характеристика элементов VIВ группы. Хром, его химическая активность, способность к комплексообразованию. Хром(II), окислительно-восстановительные (ОВ) и кислотно-основные (КО) свойства соединений. Хром(III), кислотно-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

46. Соединения хрома(VI): оксид и кислоты, хроматы и дихроматы, ОВ и КО свойства; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от рН среды; окисление дихроматами и хроматами органических соединений. Пероксосоединения хрома(VI). Биологическое значение d-элементов VI группы. Применение соединений хрома, молибдена и вольфрама в медицине.

47. Общая характеристика элементов VIIВ группы. Марганец. Химические свойства, способность к комплексообразованию (карбонилы марганца). Марганец(II) и марганец(III); ОВ и КО свойства соединений, способность к комплексообразованию.

48. Марганец(IV) оксид, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние рН на ОВ свойства. Соединения марганца(VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе. Соединения марганца(VII); оксид, марганцовая кислота, перманганаты, ОВ и КО свойства, окисление органических соединений перманганат-ионом при различных значениях рН, термическое разложение. Применения калия перманганата как антисептического средства и в фармации.

49. Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим степеням окисления на примере соединений хрома и марганца.

50. Общая характеристика элементов VIIIВ группы. Деление элементов VIIIВ группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо, химические свойства. Соединения железа(II) и железа(III); ОВ и КО свойства. Комплексные соединения железа(II) и железа(III) с цианид- и тиоционат-ионами.

51. Гемоглобин и железосодержащие ферменты. Применение соединений железа в медицине. Железо(VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Биогеохимический цикл железа.

52. Кобальт и никель. Химические свойства. Соединения кобальта(II) и кобальта(III), никеля(II), ОВ и КО свойства, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы, кофермент-В12. Применение соединений кобальта в медицине и фармации.

53. Общая характеристика элементов семейства платины.

54. Общая характеристика элементов IB группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди(I) и (II), их ОВ и КО свойства. Комплексные соединения меди(II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Медьсодержащие ферменты. Применение соединений меди в медицине.

55. Соединения серебра, их ОВ и КО свойства (бактерицидные свойства иона серебра). Комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Применение соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе. Золото. Соединения золота(I) и золота(III), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Применение в

медицине золота и его соединений.

56. Общая характеристика элементов IIВ группы. Цинк, химические свойства. КО и ОВ характеристики соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Цинксодержащие ферменты. Применение в медицине и фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка. Химизм токсического действия соединений кадмия. Ртуть. Отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути(I) и ртути(II), их ОВ и КО свойства, способность ртути(I) и ртути(II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Применение соединений ртути в фармации.

Общая характеристика р-элементов.

57. Общая характеристика элементов IIIА группы. Электронная дефицитность и её влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений р-элементов IIIА группы со степенями окисления +1 и +3. Бор. Его химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борные кислоты, равновесие в водном растворе. Бораты как производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Натрий тетраборат. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и её солей. Качественная реакция на бор и её использование в фармацевтическом анализе.

58. Алюминий. Его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Амфотерность гидроксида. Аллюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Галиды алюминия. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Применение соединений алюминия в медицине. Биогеохимический цикл алюминия.

59. Общая характеристика элементов IVA группы. Аллотропные модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродсодержащих молекул. Физические и химические свойства. Карбиды активных металлов и получение из них углеводородов.

60. Углерод(II). Оксид углерода(II), его ОВ и КО свойства, свойства как лиганда. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности оксида углерода(II) и цианидов. Соединения углерода(IV). Оксид углерода(IV), равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение.

61. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод(IV) хлорид (четырёххлористый углерод), углерод(IV) оксодихлорид (фосген), фреоны, сероуглерод, тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства. Биогеохимический цикл углерода. Использование неорганических соединений углерода в медицине. Активированный уголь как адсорбент.

62. Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрафторид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния(IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

63. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ_2 и ЭГ_4 , поведение в водных растворах. Гексахлоростаннат(IV) диводорода. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинец-содержащих препаратов (свинец(II) ацетат, свинец(II) оксид). Использование соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.

64. Общая характеристика элементов VA группы. Азот. Причина малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд. Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, ОВ и КО свойства, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин, ОВ и КО свойства. Азотистоводородная кислота и азиды.

65. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Способы получения. КО и

ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. ОВ и КО свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристики. Смесь азотной и соляной концентрированных кислот.

66. Биогеохимический цикл азота. Биологическая роль азота. Применение в медицине и в фармации аммиака, оксида азота(I), нитрита натрия.

67. Фосфор. Общая характеристика. Аллотропные модификации фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Галогениды фосфора и их гидролиз. Оксиды, взаимодействие с водой. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, ОВ и КО свойства. Ортофосфорная и дифосфорная (пирофосфорная) кислоты. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Биологическая роль фосфора. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Биогеохимический цикл фосфора.

68. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы, висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Сульфиды, тиосоли, галогениды, изменение их свойств в группе. Оксиды и гидроксиды Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы(III) и висмута(III), их ОВ свойства и гидролиз. Сурьмяная кислота и её соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута(V).

69. Общая характеристика элементов VIA группы. Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как самого распространённого элемента в природе и составной части большинства соединений. Химическая активность дикислорода. Трикислород (озон). Химическая активность озона. Реакция с растворами иодидов. Классификация кислородных соединений и их общие свойства. Водорода пероксид, его ОВ и КО свойства, применение в медицине.

70. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Молекула O_2 в оксигемоглобине. Применение кислорода и озона в медицине. Биогеохимический цикл кислорода.

71. Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Водорода сульфид (сероводород), КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, ОВ и КО свойства, устойчивость. Соединения серы(IV): оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты). Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями (в том числе с диiodом), катионами-комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

72. Соединения серы(VI): оксид, гексафторид, диоксодихлорид (сульфурилхлорид), серная кислота и сульфаты. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислоты и их соли. Окислительные свойства пероксосульфатов. Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Применение серы и её соединений в медицине. Биогеохимический цикл серы.

73. Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их ОВ и КО свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

74. Общая характеристика элементов VIIA группы. Физические и химические свойства галогенов. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; ОВ и КО свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид-иона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

75. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли. Устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Хлораты, броматы, иодаты и их свойства. Биологическая роль соединений фтора, хлора, брома и иода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, иода, соляной кислоты. фторидов, бромидов, хлоридов и иодидов.

76. группа VIIA. Общая характеристика, Физические и химические свойства инертных (благородных) газов. Соединения инертных газов. Применение инертных газов в медицине.

Примерные расчётные и качественные задачи к экзаменационному собеседованию для промежуточного контроля и к собеседованию по письменным работам для текущего контроля

1. Рассчитайте максимальный объём газа (н.у.), который можно получить в результате гидролиза 10 г следующих соединений: а) карбид кальция; б) карбид алюминия; в) силикат кальция; г) нитрид магния; д) фосфид магния.

Ответ: 3,50 л; 4,67 л; 1,19 л; 4,48 л; 3,34 л.

2. Лаборант приготовил 1М раствор MnSO_4 из кристаллогидрата $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, но не учёл высокую гигроскопичность этой соли. Какова реальная концентрация ионов Mn^{2+} в приготовленном растворе, если при длительном хранении 13 % кристаллогидрата поглотили воду и превратились в $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Ответ: 0,813 М.

3. В 0,01М растворе $\text{Ca}(\text{OH})_2$ объёмом 400 см^3 растворили $0,336 \text{ дм}^3 \text{ CO}_2$. Найдите массу соли или солей, образовавшихся в результате этой реакции. Выпадет ли при этом осадок?

Ответ: 0,648 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

4. В результате кипячения 800 см^3 воды выпал осадок, состоящий из 0,02 г CaCO_3 и 0,014 г MgCO_3 . Рассчитайте величину временной жёсткости в моль/л.

Ответ: 0,46 ммоль/л.

5. При охлаждении раствора объёмом $0,2 \text{ дм}^3$ ($\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$) с массовой долей нитрата железа(III), равной 25,0 %, выделился осадок кристаллогидрата данной соли массой 40,32 г. Определите его состав, если в растворе над осадком массовая доля растворённого вещества составляет 18,16 %.

Ответ: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

6. Используя значения общих констант нестойкости ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$, определите, в какую сторону смещено равновесие в системе: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + 6(\text{CN})^- \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-} + 6\text{NH}_3$.

7. Смесь нитратов меди(II) и серебра общей массой 10,56 г прокалили до прекращения изменения массы смеси. Общая масса образовавшихся твёрдых продуктов оказалась равной 5,92 г. Чему равен общий объём (н.у.) смеси выделившихся газов?

Ответ: $2,46 \text{ дм}^3$.

8. При сплавлении свинца с магнием образуется интерметаллическое соединение, содержащее 19 % по массе магния. Определите формулу этого соединения.

Ответ: Mg_2Pb .

9. Определить количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щёлочи выделяется $8,96 \text{ дм}^3$ (н.у.) газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется $8,96 \text{ дм}^3$ газа, пропускание которого через раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ приводит к образованию 8,1 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Ответ: Si — 0,05 моль; Al — 0,2 моль; CaCO_3 — 0,1 моль.

10. Вычислите константу диссоциации цианистоводородной кислоты, учитывая, что при 18°C в растворе концентрации 1 моль/ дм^3 она диссоциирует на 0,002 %. Рассмотрите, как влияет углекислый газ воздуха на водные растворы щелочных цианидов. Почему цианиды нужно хранить в плотно закрытых сосудах?

Ответ: 4×10^{-10} .

11. Найдите объём раствора азотной кислоты с $\omega(\text{HNO}_3) = 20 \%$, который потребуется для растворения: а) олова, б) свинца, в) «припоя», в котором массовые доли Sn и Pb соответственно равны 70 и 30 %. Каждый из образцов взят массой 100 г, а восстановление азотной кислоты приводит к выделению NO.

Ответ: а) 633 мл; б) 364 мл; в) 552 мл.

12. Фосфор, количественно выделенный из 31,0 г ортофосфата кальция, окислили в избытке кислорода и полученный продукт растворили в 200 см^3 раствора KOH с молярной концентрацией щёлочи 1,5 моль/ дм^3 . Какие соли и в каких количествах содержатся в полученном растворе?

Ответ: 0,1 моль KH_2PO_4 , 0,1 моль K_2HPO_4 .

13. К 400 г раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей H_3PO_4 24,5 % прибавили оксид фосфора, полученный сжиганием 62 г фосфора, и раствор прокипятили. Вычислите объём раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 5 % ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$), который потребуется для превращения всей содержащейся в растворе кислоты в гидроортофосфат натрия.

Ответ: $4,57 \text{ дм}^3$.

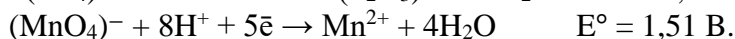
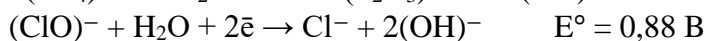
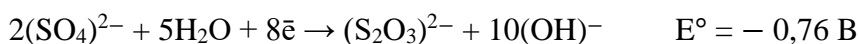
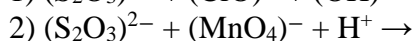
14. Для окисления $8,96 \text{ дм}^3$ (н.у.) аммиака в присутствии платины использовали кислород, полученный разложением хлората калия. Продукт далее окислили кислородом воздуха и полностью растворили в $78,4 \text{ см}^3$ воды в присутствии избытка воздуха. Определите минимальную необходимую массу бертолетовой соли и массовую долю конечного продукта?

Ответ: $40,8 \text{ г KClO}_3$, $25,2 \%$ HNO_3 .

15. При полном растворении $12,8 \text{ г}$ металла в растворе азотной кислоты с массовой долей её 60 % ($\rho = 1,375 \text{ г/см}^3$) выделяется $8,96 \text{ дм}^3$ (н.у.) бурого газа и образуется соль металла(II). Установите металл и минимальный объём израсходованного раствора кислоты.

Ответ: Cu , $61,1 \text{ см}^3$.

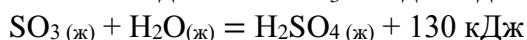
16. Закончите уравнения реакций и определите возможность их прохождения, используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов электрохимических систем:



17. В системе установилось равновесие: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$. Равновесная молярная концентрация SO_3 равна $0,1 \text{ моль/дм}^3$. Определите равновесную молярную концентрацию O_2 , если известно, что к моменту установления равновесия прореагировало 40 % кислорода.

Ответ: $0,075 \text{ моль/дм}^3$.

18. Взаимодействие SO_3 с водой идёт в соответствии с термохимическим уравнением:



оксид серы(VI) растворили при н.у. в воде объёмом 50 см^3 , при этом выделилось $1,95 \text{ кДж}$ теплоты. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

Ответ: $2,87 \%$.

19. По окончании хлорирования водорода объёмная доля Cl_2 в смеси с HCl составила 20 %. Найдите объёмные доли газов в исходной смеси.

Ответ: $0,4 \text{ H}_2$; $0,6 \text{ Cl}_2$.

20. Цианид калия при 18°C гидролизован на 1,2 % в растворе концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$. Вычислите константу гидролиза ($K_{\text{г}}$) этой соли.

Ответ: $1,44 \times 10^{-5}$.

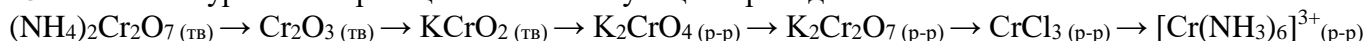
21. Сформулируйте основные положения атомно-молекулярного учения.

22. Дайте определение понятиям: химический элемент, атом, ион, радикал, молекула.

23. Составьте формулы соединений: диводород, трикислород, триоксид серы, монооксид диазота, оксид фосфора(V), оксид вольфрама(VI), катена-пентасульфид динатрия, хлорид-дигидроксид хрома(III), гидроксид платины(IV), хлорид-гидроксид магния, диоксодигидрофосфат(I) водорода, триоксонитрат(V) водорода, триоксокарбонат(IV) водорода-кальция, триоксосульфат(IV) калия, диоксоферрат(III) железа(II), триоксокарбонат(IV)-гидроксид меди(II), гексагидрохромат(III) натрия. Укажите класс соединения, к которому относится каждое из перечисленных соединений.

24. Укажите значения числа Авогадро и молярного объёма газа? Что обозначают эти постоянные?

25. Напишите уравнения реакций соответствующих приведённой схеме:



Укажите тип (окислительно-восстановительная; кислотнo-основная) каждой реакции.

26. Дайте определения понятиям: нормальность, молярность, титр, массовая доля, объёмная доля, молярная доля, моляльность. Укажите обозначения и размерность соответствующих величин.

27. Какую химическую посуду используют для приготовления растворов заданной концентрации? Опишите назначение каждого предмета.

28. Какие индикаторы применяют в кислотно-основном титровании? Перечислите требования, предъявляемые к ним.

29. Какая химическая посуда применяется в методе титрования? Укажите назначение каждого предмета.

30. Для элементов шестой группы укажите, как с увеличением номера элемента изменяются: радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, устойчивость высшей степени окисления, металлические свойства простых веществ, окислительная способность простых веществ, кислотность водородных соединений.

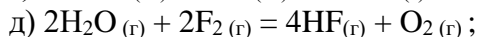
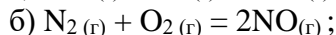
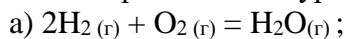
31. Перечислите виды сил Ван-дер-Ваальса. Какое взаимодействие является наиболее слабым? Какой вид взаимодействия реализуется между любыми частицами? За счёт каких сил осуществляется взаимодействие между молекулами: NF_3 и BF_3 ; HF и HF ; K^+ и H_2O ; CH_4 и H_2O ; H_2 и H_2 ?

32. Постройте диаграмму молекулярных орбиталей для цианид-иона CN^- . Рассчитайте порядок связи, объясните магнитные свойства иона.

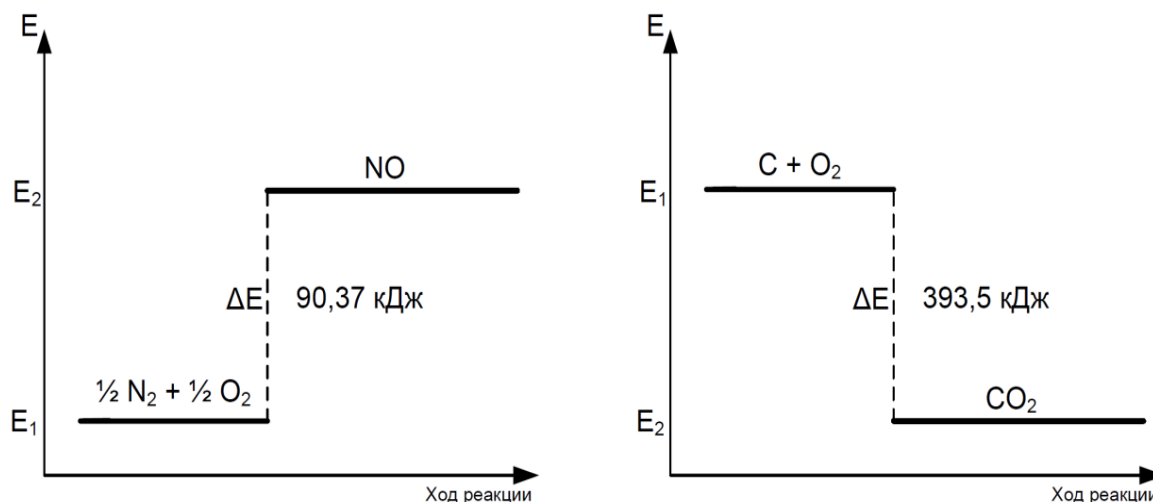
33. По приведённой формуле комплексного соединения определите:

- внутреннюю и внешнюю координационные сферы, комплексообразователь и лиганды;
- заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя;
- класс соединения;
- системное название;
- тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрию комплекса;
- механизм образования связей методом валентных связей;
- свойства комплекса (магнитные, спиновые, наличие или отсутствие окраски);
- уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражения для констант равновесия.

34. По приведённым уравнениям определите экзотермические и эндотермические процессы:



35. На рисунке представлены энергетические диаграммы процессов окисления углерода и азота:

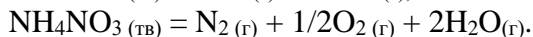
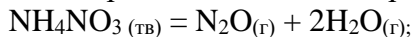


Какой из процессов является экзотермическим, а какой — эндотермическим?

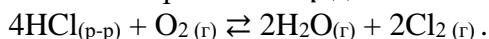
36. Уменьшится или увеличится энтропия при переходе: воды в пар, графита в алмаз, азота в оксид азота, кислорода в озон, белого фосфора в красный фосфор, кремния в кварц, аминокислот в белок?

37. В прошлом столетии, руководствуясь правилом Бертелло-Томсена, считали, что самопроизвольно могут протекать все экзотермические реакции. Справедливо ли это утверждение?

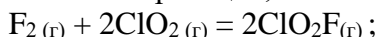
38. Какая из реакций наиболее вероятна при повышенной температуре:



39. Составьте выражение K_p для химической реакции, описываемой уравнением:



40. Химическая реакция, описываемая уравнением:



имеет первый порядок по фтору и первый порядок по диоксиду хлора. Составьте кинетическое уравнение предложенной реакции. Каков механизм у данной реакции — простой или сложный?

3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков, характеризующих этапы формирования компетенций

3.1. Методика проведения тестирования

Целью этапа промежуточной аттестации по дисциплине, проводимой в форме тестирования, является оценка уровня усвоения обучающимися знаний, приобретения умений, навыков и сформированности компетенций в результате изучения учебной дисциплины.

Локальные нормативные акты, регламентирующие проведение процедуры:

Проведение промежуточной аттестации обучающихся регламентируется Порядком проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

Субъекты, на которых направлена процедура:

Процедура оценивания должна охватывать всех обучающихся, осваивающих дисциплину. В случае, если обучающийся не проходил процедуру без уважительных причин, то он считается имеющим академическую задолженность.

Период проведения процедуры:

Процедура оценивания проводится по окончании изучения дисциплины на последнем занятии. В случае проведения тестирования на компьютерах время и место проведения тестирования преподаватели кафедры согласуют с информационно-вычислительным центром и доводят до сведения обучающихся.

Требования к помещениям и материально-техническим средствам для проведения процедуры:

Требования к аудитории для проведения процедуры и необходимость применения специализированных материально-технических средств определяются преподавателем.

Требования к кадровому обеспечению проведения процедуры:

Процедуру проводит преподаватель, ведущий дисциплину.

Требования к банку оценочных средств:

До начала проведения процедуры преподавателем подготавливается необходимый банк тестовых заданий. Преподаватели кафедры разрабатывают задания для тестового этапа, утверждают их на заседании кафедры и передают в информационно-вычислительный центр в электронном виде вместе с копией рецензии. Минимальное количество тестов, составляющих фонд тестовых заданий, рассчитывают по формуле: трудоёмкость дисциплины в з.е. умножить на 50.

Тесты включают в себя задания 3-х уровней:

- ТЗ 1 уровня (выбрать все правильные ответы)
- ТЗ 2 уровня (соответствие, последовательность)
- ТЗ 3 уровня (ситуационная задача)

Соотношение заданий разных уровней и присуждаемые баллы

	Вид промежуточной аттестации
	экзамен
Количество ТЗ 1 уровня (выбрать все правильные ответы)	30
Кол-во баллов за правильный ответ	1
Всего баллов	30
Количество ТЗ 2 уровня (соответствие, последовательность)	15
Кол-во баллов за правильный ответ	2
Всего баллов	30
Количество ТЗ 3 уровня (ситуационная задача)	5
Кол-во баллов за правильный ответ	8

Всего баллов	40
Всего тестовых заданий	50
Итого баллов	100
Мин. количество баллов для аттестации	70

Описание проведения процедуры:

Тестирование является обязательным этапом промежуточной аттестации независимо от результатов текущего контроля успеваемости. Тестирование может проводиться на компьютере или на бумажном носителе.

Тестирование на бумажном носителе:

Каждому обучающемуся, принимающему участие в процедуре, преподавателем выдаётся бланк индивидуального задания. После получения бланка индивидуального задания обучающийся должен выбрать правильные ответы на тестовые задания в установленное преподавателем время.

Обучающемуся предлагается выполнить 50 тестовых заданий разного уровня сложности на зачёте. Время, отводимое на тестирование, составляет не более полутора академических часов.

Тестирование на компьютерах:

Для проведения тестирования используется программа INDIGO. Обучающемуся предлагается выполнить 50 тестовых заданий разного уровня сложности. Время, отводимое на тестирование, составляет не более полутора академических часов.

Результаты процедуры:

Результаты тестирования на компьютере или бумажном носителе имеют качественную оценку «зачтено» – «не зачтено». Оценки «зачтено» по результатам тестирования являются основанием для допуска обучающихся к собеседованию. При получении оценки «не зачтено» за тестирование обучающийся к собеседованию не допускается и по результатам промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) выставляется оценка «неудовлетворительно».

3.2. Методика проведения приёма практических навыков

Цель этапа промежуточной аттестации по дисциплине (модулю), проводимой в форме приёма практических навыков является оценка уровня приобретения обучающимся умений, навыков и сформированности компетенций в результате изучения учебной дисциплины (части дисциплины).

Локальные нормативные акты, регламентирующие проведение процедуры:

Проведение промежуточной аттестации обучающихся регламентируется Порядком проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

Субъекты, на которые направлена процедура:

Процедура оценивания должна охватывать всех обучающихся, осваивающих дисциплину (модуль). В случае, если обучающийся не проходил процедуру без уважительных причин, то он считается имеющим академическую задолженность.

Период проведения процедуры:

Процедура оценивания проводится по окончании изучения дисциплины на последнем занятии по дисциплине, или в день проведения собеседования, или может быть совмещена с экзаменационным собеседованием по усмотрению кафедры.

Требования к помещениям и материально-техническим средствам для проведения процедуры:

Требования к аудитории для проведения процедуры и необходимость применения специализированных материально-технических средств определяются преподавателем.

Требования к кадровому обеспечению проведения процедуры:

Процедуру проводит преподаватель, ведущий дисциплину.

Требования к банку оценочных средств:

До начала проведения процедуры преподавателем подготавливается необходимый банк оценочных материалов для оценки умений и навыков. Банк оценочных материалов включает перечень практических навыков, которые должен освоить обучающийся для будущей профессиональной деятельности.

Описание проведения процедуры:

Оценка уровня освоения практических умений и навыков может осуществляться на основании положительных результатов текущего контроля при условии обязательного посещения всех лабораторных занятий. Для прохождения этапа проверки уровня освоения практических навыков обучающийся должен овладеть всеми практическими умениями и навыками, предусмотренными программой дисциплины.

Результаты процедуры:

Результаты проверки уровня освоения практических умений и навыков имеют качественную оценку «зачтено» – «не зачтено». Оценки «зачтено» по результатам проверки уровня освоения практических умений и навыков являются основанием для допуска обучающихся к собеседованию. При получении оценки «не зачтено» за освоение практических умений и навыков обучающийся к собеседованию не допускается и по результатам промежуточной аттестации по дисциплине выставляется оценка «неудовлетворительно».

3.3. Методика проведения экзаменационного собеседования

Целью процедуры промежуточной аттестации по дисциплине, проводимой в форме экзаменационного собеседования, является оценка уровня усвоения обучающимися знаний, приобретения умений, навыков и сформированности компетенций в результате изучения учебной дисциплины.

Локальные нормативные акты, регламентирующие проведение процедуры:

Проведение промежуточной аттестации обучающихся регламентируется Порядком проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

Субъекты, на которые направлена процедура:

Процедура оценивания должна охватывать всех обучающихся, осваивающих дисциплину. В случае, если обучающийся не проходил процедуру без уважительных причин, то он считается имеющим академическую задолженность.

Период проведения процедуры:

Процедура оценивания проводится по окончании изучения дисциплины. Деканатом факультета может быть составлен индивидуальный график прохождения промежуточной аттестации для обучающегося при наличии определённых обстоятельств.

Требования к помещениям и материально-техническим средствам для проведения процедуры:

Требования к аудитории для проведения процедуры и необходимость применения специализированных материально-технических средств определяются преподавателем.

Требования к кадровому обеспечению проведения процедуры:

Процедуру проводит преподаватель, ведущий дисциплину, как правило, проводящий занятия лекционного типа.

Требования к банку оценочных средств:

До начала проведения процедуры преподавателем подготавливается необходимый банк оценочных материалов для оценки знаний, умений, навыков. Банк оценочных материалов включает вопросы, как правило, открытого типа, перечень тем, выносимых на опрос, типовые задания. Из банка оценочных материалов формируются печатные бланки индивидуальных заданий (билеты). Количество вопросов, их вид (открытые или закрытые) в бланке индивидуального задания определяется преподавателем самостоятельно.

Описание проведения процедуры:

Каждому обучающемуся, принимающему участие в процедуре, преподавателем выдается бланк индивидуального задания. После получения бланка индивидуального задания и подготовки ответов обучающийся должен в меру имеющихся знаний, умений, навыков, сформированности компетенции дать устные развёрнутые ответы на поставленные в задании вопросы и задания в установленное преподавателем время. Продолжительность проведения процедуры определяется преподавателем самостоятельно, исходя из сложности индивидуальных заданий, количества вопросов, объёма оцениваемого учебного материала, общей трудоёмкости изучаемой дисциплины и других факторов. Собеседование может проводиться по вопросам билета и по интегральной(ым) задаче(ам).

Результаты процедуры:

Результаты проведения процедуры в обязательном порядке проставляются преподавателем в зачётные книжки обучающихся и экзаменационные ведомости и представляются в деканат факультета. По результатам проведения процедуры оценивания преподавателем делается вывод о результатах промежуточной аттестации по дисциплине.