

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Железнов Лев Михайлович  
Должность: ректор  
Дата подписания: 01.02.2017  
Уникальный программный ключ:  
7f036de85c233e341493b4c0e48bb3a18c939f51

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

УТВЕРЖДАЮ  
И.о. ректора Л.А. Копысова  
«31» августа 2017 г.

## **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 разработана на основе:

- 1) ФГОС ВО по специальности 30.05.01 «Медицинская биохимия», утвержденного Министерством образования и науки Российской Федерации «11» августа 2016 г., приказ № 1013.
- 2) Учебного плана по специальности 30.05.01 «Медицинская биохимия», одобренного ученым советом ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России «31» августа 2017 г., протокол № 6.

Рабочая программа дисциплины (модуля) одобрена:  
Кафедрой химии «31» августа 2017 г. (протокол № 1)

Заведующий кафедрой П.И. Цапок

Ученым советом педиатрического факультета «31» августа 2017г. (протокол №5а)

Председатель ученого совета факультета О.Н. Любезнова

Центральным методическим советом «31» августа 2017 г. (протокол № 1)

Председатель ЦМС Е.Н. Касаткин

**Разработчики:**

Доцент кафедры химии С.А. Куклина

**Рецензенты:**

Зав. Кафедрой менеджмента и товароведения  
ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России  
к.т.н., доцент

Л.Н. Шмакова

Доцент кафедры фундаментальной химии  
и методики обучения химии  
ФГБОУ ВО Вятский государственный университет  
к.п.н.

М.А.Зайцев

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Раздел 1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения ОПОП	4
1.1. Цель изучения дисциплины (модуля)	4
1.2. Задачи изучения дисциплины (модуля)	4
1.3. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП	4
1.4. Объекты профессиональной деятельности	4
1.5. Виды профессиональной деятельности	4
1.6. Формируемые компетенции выпускника	4
Раздел 2. Объем дисциплины (модуля) и виды учебной работы	6
Раздел 3. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам)	6
3.1. Содержание разделов дисциплины (модуля)	6
3.2. Разделы дисциплины (модуля) и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами	7
3.3. Разделы дисциплины (модуля) и виды занятий	7
3.4. Тематический план лекций	8
3.5. Тематический план практических занятий (семинаров)	13
3.6. Самостоятельная работа обучающегося	13
3.7. Лабораторный практикум	14
3.8. Примерная тематика курсовых проектов (работ), контрольных работ	16
Раздел 4. Перечень учебно-методического и материально-технического обеспечения дисциплины (модуля)	16
4.1. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)	16
4.2. Перечень основной и дополнительной литературы, необходимой для освоения дисциплины (модуля)	16
4.2.1. Основная литература	16
4.2.2. Дополнительная литература	16
4.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)	17
4.4. Перечень информационных технологий, используемых для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю), программного обеспечения и информационно-справочных систем	17
4.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)	18
Раздел 5. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины (модуля)	18
Раздел 6. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)	20
Раздел 7. Оценочные средства для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)	20

## Раздел 1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения ОПОП

### 1.1. Цель изучения дисциплины (модуля)

Формирование у студентов знаний законов и теорий неорганической химии, развитие у будущего медицинского биохимика химического мышления, что является необходимым условием для изучения медико-биологических, химических, профессиональных и специальных дисциплин, а так же формирование умений и навыков химического эксперимента.

### 1.2. Задачи изучения дисциплины (модуля)

- сформировать навыки проведения сбора и медико-статического анализа информации при проведении химического эксперимента в изучении биологических систем.

- способствовать формированию знаний по использованию современных теорий и понятий 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;

- сформировать умения проводить химический эксперимент с соблюдением правил безопасной работы с химической посудой, реактивами и лабораторным оборудованием.

### 1.3. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП:

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к блоку Б1. Дисциплины базовой части.

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

Является предшествующей для изучения дисциплин: Органическая и физическая химия; Общая биохимия; Биология; Механика, электричество; Оптика, атомная физика.

### 1.4. Объекты профессиональной деятельности

Объектами профессиональной деятельности выпускников, освоивших рабочую программу дисциплины (модуля), являются:

- физические лица (пациенты);

- совокупность физических лиц (популяции);

- совокупность медико-биохимических средств и технологий, направленных на создание условий для сохранения здоровья, обеспечения профилактики, диагностики и лечения заболеваний.

### 1.5. Виды профессиональной деятельности

Изучение данной дисциплины (модуля) направлено на подготовку к следующим видам профессиональной деятельности:

1) медицинская

### 1.6. Формируемые компетенции выпускника

Процесс изучения дисциплины (модуля) направлен на формирование у выпускника следующих компетенций:

№ п/п	Номер/индекс компетенции	Результаты освоения ОПОП (содержание компетенции)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю)			Оценочные средства	
			Знать	Уметь	Владеть	Для текущего контроля	Для промежуточной аттестации
1	2	3	4	5	6	7	8
1	ОК-1	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу	З2. Основные методы сбора и анализа информации; способы	У2. Анализировать, обобщать и воспринимать информацию;	В2. Культурой мышления; навыками письменного	Тестовые задания, тестирование	Собеседование по ситуационным

			формализации цели и методы ее достижения.	ставить цель и формулировать задачи по её достижению.	аргументированного изложения собственной точки зрения.	письменное, расчетные задачи, защита разделов, реферат (портфолио)	задачам, компьютерное тестирование, прием практических навыков
2	ОПК-5	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач	35. Химическую природу веществ; химические явления и процессы в организме. Закономерности протекания физико-химических процессов в живых системах. Правила работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными.	У5. Решать типовые практические задачи, прогнозировать результаты физико-химических процессов, направление и результата химических превращений. Пользоваться лабораторным оборудованием. Осуществлять постановку качественных и количественных химических исследований, окислительно-восстановительных реакций. Рассчитывать стандартные характеристики протекания химического процесса; определять класс химических соединений.	В5. Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом. Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов, реферат (портфолио)	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование, прием практических навыков
3	ПК-6	способностью к применению системного анализа в изучении биологических систем	35. Физико-химические принципы, сущность, методологию и порядок выполнения современных методов биохимич. исследования. Изменения на молекулярном уровне при нарушении различного вида обменов веществ, органной и тканевой функциях. Молекулярные основы онкопатологии. Физико-химические	У5. Выявить наиболее значимые для постановки диагноза и мониторингом функционального состояния биохимические изменения.	В5. Постановкой биохимического эксперимента с научной, диагностической и педагогической целью. Навыками физико-химических исследований.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов, отчеты по лабораторным работам., реферат (портфолио)	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование, прием практических навыков

			свойства органических и неорганических веществ				
--	--	--	------------------------------------------------	--	--	--	--

## Раздел 2. Объем дисциплины (модуля) и виды учебной работы

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 180 час.

Вид учебной работы		Всего часов	Семестры	
1			№ 1	
2		3	4	
Контактная работа (всего)		96	96	
в том числе:				
Лекции (Л)		28	28	
Практические занятия (ПЗ)		-	-	
Семинары (С)		-	-	
Лабораторные занятия (ЛР)		68	68	
Самостоятельная работа (всего)		48	48	
в том числе:				
- Подготовка теоретического материала к занятиям		16	16	
- Решение задач внеаудиторной работы		12	12	
- Оформление отчета по лабораторной работе		12	12	
- Реферат (портфолио)		8	8	
Вид промежуточной аттестации	экзамен	контактная работа	3	3
		самостоятельная работа	33	33
Общая трудоемкость (часы)		180	180	
Зачетные единицы		5	5	

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

### 3.1. Содержание разделов дисциплины (модуля)

№ п/п	Код компетенции	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Содержание раздела
1	2	3	4
1.	ОК-1, ОПК-5, ПК-6	Теоретические основы неорганической химии	<p>Лекции: Введение. Энергетика и направленность химических процессов.</p> <p>Лекции: Химическое равновесие. Константа равновесия. Сдвиг химического равновесия.</p> <p>Лекции: Равновесие в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.</p> <p>Лекции: Сильные и слабые электролиты. Теории кислот и оснований. Кислотно-основные буферные системы. Равновесия в растворах электролитов. Явление осмоса</p> <p>Лекции: Растворимость соединений. Произведение растворимости.</p> <p>Лекции: Окислительно-восстановительные реакции.</p> <p>Лекции: Реакции комплексообразования. Комплексные соединения.</p> <p>Лекции: Титриметрические методы анализа.</p> <p>Лекции: Виды титрования. Кислотно-основное и окислительно – восстановительное титрование.</p> <p>Лабораторные работы: Основные законы химии. Способы выражения состава растворов, нормальная концентрация.</p>

			<p>Лабораторные работы: Энергетика химических процессов. Закон Гесса. Расчет теплового эффекта реакции.</p> <p>Лабораторные работы: Химическое равновесие. Сдвиг химического равновесия. Принцип ЛеШателье.</p> <p>Лабораторные работы: Протолитическое равновесие в растворах электролитов. Ионное производство воды. Гидролиз солей.</p> <p>Лабораторные работы: Буферные растворы. Расчет рН буферных растворов.</p> <p>Лабораторные работы: Растворимость соединений, производство растворимости.</p> <p>Лабораторные работы: Окислительно-восстановительные реакции.</p> <p>Лабораторные работы: Реакции комплексообразования. Комплексные соединения.</p> <p>Лабораторные работы: Кислотно-основное титрование.</p> <p>Лабораторные работы: Окислительно-восстановительное титрование.</p>
2.	ОК-1, ОПК-5, ПК-6	Химия элементов	<p>Лекции: Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.</p> <p>Лекции: Химическая связь. Гибридизация. Элементы метода МО.</p> <p>Лекции: Химия s-элементов.</p> <p>Лекции: Химия p-элементов.</p> <p>Лекции: Химия d-элементов.</p> <p>Лабораторные работы: Строение атома и химическая связь. Метод валентных связей. Элементы метода МО.</p> <p>Лабораторные работы: Химия s-элементов. Химические свойства и реакционная способность.</p> <p>Лабораторные работы: Химия p-элементов. Строение, физические и химические свойства соединений и их реакционная способность.</p> <p>Лабораторные работы: Химия d-элементов.</p>

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

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ № разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин	
		1	2
1	Органическая и физическая химия	+	+
2	Общая биохимия	+	
3	Биология	+	+
4	Механика, электричество	+	
5	Оптика, атомная физика	+	

### 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	18	-	40	-	24	82

2	Химия элементов			10	-	28	-	24	62
	Вид промежуточной аттестации:								3
		экзамен	контактная работа						33
			самостоятельная работа						
	Итого:			28	-	68	-	48	180

### 3.4. Тематический план лекций

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика лекций	Содержание лекций	Трудоемкость (час)
				№ сем.
1	2	3	4	5
1	1	Введение. Энергетика и направленность химических процессов.	Система и внешняя среда. Типы систем. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия системы. Тепловые эффекты реакции. Закон Гесса и следствия из него. Понятие об энтальпии. Понятие об энтропии, как мере неупорядоченности системы и ее термодинамической вероятности. Термодинамические потенциалы (энергии Гиббса и Гельмгольца.) Критерий самопроизвольного протекания химической реакции. Таблицы стандартных изменений термодинамических величин. Определение направления самопроизвольного протекания химической реакции.	2
2		Химическое равновесие. Константа равновесия. Сдвиг химического равновесия.	Химическая кинетика. Молекулярная и формальная кинетика, скорость химической реакции. Реакции простые и сложные. Средняя и мгновенная скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Зависимость скорости простой реакции от концентрации. Закон действующих масс. Порядок реакции. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Обратимые и необратимые реакции. Состояние химического равновесия. Условия химического равновесия в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действующих масс для химического равновесия. Концентрационная константа равновесия, ее физический смысл. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	2
3		Равновесие в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.	Характеристика растворов, их роль в фармации и медицине. Химические процессы в растворах. Основные положения теории электролитической диссоциации. Процессы ионизации и диссоциации, влияние на них природы	2



			растворителя и растворенного вещества. Гидролиз солей. Механизм гидролиза по катиону и аниону с позиции поляризационного взаимодействия ионов соли с молекулами воды. Степень диссоциации и её зависимость от одноименных ионов, концентрации. Константа ионизации (диссоциации) — $K_a$ , $K_b$ . Диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.	
4		Сильные и слабые электролиты. Теории кислот и оснований. Кислотно-основные буферные системы. Равновесия в растворах электролитов. Явление осмоса.	Сильные и слабые электролиты. Теории кислот и оснований: недостатки теории кислот и оснований Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда - Лоури. Основные понятия. Типы протолитических реакций. Электронная теория кислот и оснований. Кислоты и основания Льюиса. Процессы ионизации (диссоциации), гидролиза, реакции нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. Буферные системы. Коллигативные свойства растворов. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотического давления в биологии, медицине. Изотонические и гипертонические растворы.	2
5		Растворимость соединений. Произведение растворимости.	Процесс растворения электролитов. Изменение свойств растворенного вещества и растворителя. Свойства растворителей. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость. Гетерогенное равновесие. Произведение растворимости. Образование и растворение осадков.	2
6		Окислительно-восстановительные реакции.	Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Писаржевский). ОВ - свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в ПС. Изменение степени окисления атомов элементов в ОВ-реакциях. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Стандартное изменение энергии Гиббса ОВ-реакций и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций.	2
7		Реакции комплексобразования. Комплексные соединения.	Определение понятия комплексное (координационное) соединение (КС). Строение комплексного соединения: центральный атом, лиганды, внутренняя и внешняя сфера КС, координационное число центрального атома (иона), дентатность лигандов, номенклатура КС. Устойчивость комплексных соединений; факторы, от которых	2

			она зависит. Биологическая роль комплексных соединений, металлоферменты, химические основы применения комплексных соединений в фармации и медицине. Природа химической связи в комплексных соединениях.	
8		Титриметрические методы анализа.	Количественный анализ. Титриметрические методы анализа. Основные понятия. Мерная посуда. Основные расчетные формулы: закон эквивалентов, молярная концентрация эквивалентов, титр. Основные этапы титрования.	2
9		Виды титрования. Кислотно -основное и окислительно – восстановительное титрование	Кислотно-основное титрование. Особенности титрования, стандартные растворы. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.	2
10	2	Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева.	Периодическая система (ПС) и ее варианты: короткопериодный и длиннопериодный; конструкция короткопериодного варианта ПС: период, группа, подгруппа; 4 семейства (блока) элементов. Важнейшие характеристики атомов, периодический характер их изменения: орбитальный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону; относительная электроотрицательность. Графическое изображение атомных орбиталей: модель электронного облака, граничная поверхность, квантовая ячейка. Основные закономерности формирования электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, запрет Паули (подуровень, его электронная емкость; уровень, электронная емкость уровней); правило Гунда.	2
11		Химическая связь. Гибридизация. Элементы метода МО.	Основные характеристики химической связи - энергия, длина, валентный угол. Основные положения метода валентных схем (ВС), два механизма образования ковалентной связи - обменный и донорно-акцепторный, электронноструктурные диаграммы молекул, делокализованная (многоцентровая) связь. Гибридизация атомных орбиталей. Условия устойчивой гибридизации. Пространственная конфигурация молекул. Поляризация ковалентной связи, дипольный момент связи и полярной молекулы. Свойства соединений с ковалентной связью. Ионная связь — предельный случай ковалентной полярной связи, её насыщенность, ненаправленность.	2

			Недостатки метода ВС. Метод молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие молекулярные орбитали. Водородная связь. Поляризация ионов, поляризуемость и поляризирующее действие; факторы, от которых они зависят: тип электронной оболочки, ионный потенциал. Металлическая связь, свойства и характеристики.	
12		Химия s-элементов.	Химия элементов как раздел химии, изучающий свойства элементов и их соединений. Классификация элементов в зависимости от строения валентных электронных оболочек (семейства, блоки). Общая характеристика (положение в ПС, строение электронных оболочек атомов в основном и возбуждённом состояниях, возможные и проявляемые степени окисления). Положение в ПС s-, p-, d-, f-элементов. s-элементы. Общая характеристика. характеристика. s-элементы I и II группы: общая характеристика. Соединения с кислородом. Гидриды, их восстановительная способность. Гидроксиды, амфотерность гидроксида бериллия, Соли: сульфаты, галиды, карбонаты, фосфаты. Окраска пламени летучими солями щелочных и щелочноземельных металлов. Ионы металлов, как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе ионов калия и натрия. Роль в минеральном балансе организма. Микро- и макро- s-элементы. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине.	2
13		Химия p-элементов	p-Элементы III, IV, V, VI, VII (галогены) групп. Изменение свойств p-элементов при переходе от III группы к VIII группе (размер радиуса, потенциал ионизации, электроотрицательность и др., характер высших оксидов и гидроксидов). p-Элементы III группы. Общая характеристика. Применение соединений бора в медицине. Химические основы токсического действия соединений бора. Алюминий. Общая характеристика. Химические свойства, Соединения алюминия: оксид, гидроксид, получение, свойства, амфотерность. Соли алюминия. Химические основы применения алюминия и его соединений в медицине.	2

			<p>p-Элементы IV группы: углерод, кремний, олово, свинец. Общая характеристика. Свойства. Химические основы токсичности оксида углерода (II). Применение углерода и его соединений в медицине. Биологическая роль углерода. Кремний. Общая характеристика. Применение соединений кремния в медицине. Олово, свинец. Общая характеристика. Химические свойства. Применение соединений свинца, в медицине. Химические основы токсического действия соединений свинца. Использование соединений олова и свинца в анализе лекарственных препаратов.</p> <p>p-Элементы V группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика подгруппы. Физические и химические свойства. Качественные реакции на ионы кислот фосфора (V). Элементы подгруппы мышьяка (мышьяк, сурьма, висмут), Общая характеристика. Качественные реакции на арсениты, арсенаты и ион висмута (III). Понятие о химических основах применения в медицине аммиака, оксида азота (I), нитрита натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута.</p> <p>p-Элементы VI группы: кислород, сера, селен, теллур (халькогены). Общая характеристика подгруппы. Сульфаты, их растворимость в воде, качественная реакция. Применение серы и её соединений в медицине. Биологическая роль серы и селена.</p> <p>p-Элементы VII группы: фтор, хлор, бром, йод, астат (галогены). Общая характеристика. Биологическая роль галогенов. Химические основы бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии соединений галогенов.</p>	
14		Химия d-элементов	<p>d-элементы. Общая характеристика. Положение в ПС. Характерные особенности.</p> <p>d-элементы III группы: скандий, IV группы: титан, цирконий, V группы: ванадий, ниобий и тантал. d-элементы VI группы: хром, молибден, вольфрам. Общая характеристика. Сходство и отличие от p-элементов VI группы.</p> <p>d-элементы VII группы: марганец. Подгруппа марганца (марганец, технеций, рений). Общая характеристика. Сходство и отличие от p-элементов</p>	2

			<p>VII группы. Химические основы применения перманганата калия в медицине. Биологическая роль марганца. d-элементы VIII группы: железо, кобальт, никель. Общая характеристика, особенности конструкции VIII группы периодической системы элементов. Качественные реакции на ионы железа(II) и (III). Биологическая роль железа. Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине. Биологическая роль кобальта и никеля. Платиновые металлы. Общая характеристика. Применение платиновых металлов в качестве катализаторов. Комплексные соединения платины. Применение в медицине. d-элементы I группы: медь, серебро, золото. Общая характеристика. Сравнение с s-элементами I группы. Качественная реакция на ион меди (II). Медьсодержащие ферменты, химические основы их действия. Биологическая роль меди. Качественная реакция на ион серебра (I). Химические основы применения соединений меди и серебра в медицине. Цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика элементов и группы. Биологическая роль цинка. Качественные реакции на ионы кадмия и ртути (II). Токсичность соединений кадмия и ртути</p>	
<b>Итого:</b>				<b>28</b>

**3.5. Тематический план практических занятий (семинаров) – не предусмотрены учебным планом**

**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 теоретического материала к занятиям	8
			Решение задач внеаудиторной работы	6
			Оформление отчета по лабораторной работе	6
			Реферат (портфолио)	4
2		Химия элементов	Реферат (портфолио)	4
			Подготовка теоретического материала к занятиям	8
			Решение задач внеаудиторной работы	6
				6

			Оформление отчета по лабораторной работе	
Итого часов в семестре:				48
<b>Всего часов на самостоятельную работу:</b>				<b>48</b>

### 3.7. Лабораторный практикум

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика лабораторных занятий	Содержание лабораторных занятий	Трудоемкость (час)
				№1 сем.
1	2	3	4	5
1	1	Основные законы химии. Способы выражения состава растворов, нормальная концентрация.	Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая доля растворенного вещества. Молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр раствора, закон эквивалентов. Основные формулы для их вычисления. Лабораторная работа «Приготовление раствора NaCl с заданной массовой долей растворенного вещества путем разбавления»	4
2		Энергетика химических процессов. Закон Гесса. Расчет теплового эффекта реакции.	Энтальпия. Стандартная энтальпия образования и сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Применение 1 начала термодинамики к биосистемам. Энергетическая ценность пищевых продуктов, обоснование рационов питания. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах. Роль энтальпийного и энтропийного факторов. Лабораторная работа «Определение энтальпии реакции нейтрализации»	4
3		Химическое равновесие. Сдвиг химического равновесия. Принцип ЛеШателье.	Молекулярность и порядок реакции. Закон действующих масс. Влияние различных факторов на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации/ Закон действующих масс. Константа химического равновесия. Прогнозирование смещения химического равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Лабораторная работа «Смещение химического равновесия при	4

			изменении концентрации реагирующих веществ».	
4		Протолитическое равновесие в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.	Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Уравнение диссоциации. Гидролиз солей, факторы, влияющие на степень гидролиза. Ионное произведение воды. Показатель среды. Шкала рН. Лабораторная работа «Водородный показатель среды, рН»	4
5		Буферные растворы. Расчет рН буферных растворов.	Буферные растворы, состав и механизм. Математические выражения для расчета рН кислотных и основных буферных растворов. Буферная емкость. Лабораторная работа «Приготовление буферных растворов, исследование их свойств и определение буферной емкости»	4
6		Растворимость соединений, произведение растворимости.	Константа (произведение) растворимости. Условия образования и растворения осадков. Лабораторная работа «Образование и растворение осадков»	4
7		Окислительно-восстановительные реакции.	Сопряженные окислительно-восстановительные реакции. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Факторы, влияющие на ОВ-потенциал. Метод полуреакций. Лабораторная работа «Изучение факторов, влияющих на направление и глубину протекания окислительно-восстановительных реакций»	4
8		Реакции комплексообразования. Комплексные соединения.	Классификация и номенклатура комплексных соединений. Получение комплексных соединений. Состав и диссоциация. Условия образования и разрушения. Лабораторная работа «Получение комплексных соединений и изучение их устойчивости».	4
9		Кислотно-основное титрование.	Лабораторная работа «Кислотно-основное титрование»	4
10		Окислительно-восстановительное титрование.	Лабораторная работа «Перманганатометрия»	4
11	2	Строение атома и химическая связь. Метод валентных связей. Элементы метода МО.	Периодическая система и периодический закон. Электронные и графические схемы строения атомов. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Химическая связь.  Способы выражения состава растворов и смесей. Энергетика	4  4

		<b>Защита раздела.</b> Способы выражения состава растворов и смесей. Энергетика химических процессов, кинетика, химическое равновесие. Строение атома и химическая связь.	химических процессов, кинетика, химическое равновесие. Строение атома и химическая связь.	
12		Химия s-элементов. Химические свойства и реакционная способность.	Лабораторная работа «Реакции обнаружения катионов s – элементов»	4
13		Химия p-элементов. Строение, физические и химические свойства соединений и их реакционная способность	Лабораторная работа «Реакции обнаружения ионов p – семейства»	4
14		Химия d-элементов. <b>Защита раздела.</b> Химические свойства s,p,d-элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения. Прием практических навыков	Лабораторная работа «Реакции на ионы d - элементов» Химические свойства s,p,d-элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения.  Способы выражения состава растворов и смесей. Энергетика химических процессов, кинетика, химическое равновесие. Строение атома и химическая связь. Химические свойства s,p,d-элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения.	4 4 4
<b>Итого:</b>				<b>68</b>

**3.8. Примерная тематика курсовых проектов (работ), контрольных работ – не предусмотрены учебным планом.**

#### **Раздел 4. Перечень учебно-методического и материально-технического обеспечения дисциплины (модуля)**

##### **4.1. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)**

###### **Примерные темы рефератов:**

1. Валентные возможности атомов химических элементов.
2. Окислительно-восстановительные реакции с неорганическими окислителями (восстановителями), используемые в анализе пищевых продуктов.
3. Хлорирование воды: за и против.
4. Йодированная пищевая соль: состав и возможные режимы применения при производстве продуктов питания.
5. Химические свойства металлов как функция их токсичности.



6. Кальций и магний в пищевых продуктах и напитках и их роль в организме человека.
7. Нитраты и нитриты как консерванты.
8. Алюминий в пищевых продуктах и напитках: биологическое действие на организм.
9. Токсичность свинца и его соединений.
10. Фосфор, его роль в процессе жизнедеятельности организма.
11. Мышьяк и сурьма. Токсическое действие мышьяка. Биологическое действие сурьмы.
12. Сульфиты и оксид серы (IV) как консерванты пищевых продуктов.
13. Металлы и сплавы для изготовления столовых приборов.
14. Хром, марганец и железо как необходимые микроэлементы: биологическое действие, содержание в пищевых продуктах и напитках.
15. Медь и цинк как необходимые микроэлементы: биологическое действие, содержание в пищевых продуктах и напитках.
16. Загрязнение воды ртутьорганическими соединениями и их токсическое действие.
17. Кадмий: содержание, влияние на состояние здоровья, взаимодействие с другими металлами при их одновременном поступлении в организм.

#### 4.2. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины (модуля)

##### 4.2.1. Основная литература

№ п/п	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экземпляров в библиотеке	Наличие в ЭБС
1	2	3	4	5	6
1.	Общая химия	Жолнин А.В.	М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 400с.	11	ЭБС «Консультант студента»
2.	Общая химия. Учебник для медицинских вузов.	В.А.Попков,	М.: ГЭОТАР-Медиа, 2007. - 976 с.: ил.	7	ЭБС «Консультант студента»

##### 4.2.2. Дополнительная литература

№ п/п	Наименование	Автор (ы)	Год, место издания	Кол-во экземпляров в библиотеке	Наличие в ЭБС
1	2	3	4	5	6
1.	Общая химия,	Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М.	2010, М.: ГЭОТАР-Медиа,	1	ЭБС «Консультант студента»
2	Сборник задач и упражнений по общей химии	С.А. Пузаков, В.А.Попков, А.А.Филиппова	2007, М., «Высшая школа»,	7	-
3.	Химическая термодинамика	Власова Л.В., Зобнина Н.Л.	2011, Киров, КГМА	42	ЭБС Кировского ГМУ

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

Неорганическая химия. Лекции для студентов первого курса

chem.msu.su <http://yandex.ru/>

[http://www.informika.ru/text/database/chemy/start\\_.html](http://www.informika.ru/text/database/chemy/start_.html)

Химия. Обучающая энциклопедия.

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

Для осуществления образовательного процесса используются:

1) Презентации

2) Обучающие программы:

- <http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=53&t=1096>

На сайте журнала "Химия и Химики" работает ftp-библиотека. Книги по химии, научно-популярные журналы, программы и фильмы. Всего около 150 Гб необходимой информации. Один из самых популярных химических сайтов. Представлены электронные справочники, on-line учебники по неорганической, органической, коллоидной и токсикологической химии. Действуют сервисы по вычислению молекулярных масс, уравниванию хим. реакций, редактированию формул. Есть база по термодинамическим свойствам неорганических веществ. Хороший форум по химии.

В учебном процессе используется лицензионное программное обеспечение:

1. Договор MicrosoftOffice (версия 2003) №0340100010912000035\_45106 от 12.09.2012г. (срок действия договора - бессрочный),

2. Договор MicrosoftOffice (версия 2007) №0340100010913000043\_45106 от 02.09.2013г. (срок действия договора - бессрочный),

3. Договор MicrosoftOffice (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. 100-149 Node 1 year Educational Renewal License от 03.07.2017, лицензии 273\620В-МУ\05\2017 (срок действия – 1 год),

8. Автоматизированная система тестирования Indigo Договор № Д53783/2 от 02.11.2015 (срок действия бессрочный, 1 год технической поддержки),

Обучающиеся обеспечены доступом (удаленным 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 (модулю)

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

- учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа – каб. № 318-1, каб. № 320-1

- учебные аудитории для лабораторных работ- лаборатории, оснащенные лабораторным оборудованием: центрифуга, технические весы, рН-метр, кондуктометр,

*фотоэлектрокolorиметр – каб. №5056-1, 506-1*

*- учебные аудитории для проведения групповых и индивидуальных консультаций – каб. №5056-1, 506-1*

*- учебные аудитории для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации – каб. №5056-1, 506-1*

*- помещения для самостоятельной работы – читальный зал библиотеки г. Киров, ул. К.Маркса, 137 (1 корпус).*

*- помещения для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования – каб. № 507-1*

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 организации.

## **Раздел 5. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины (модуля)**

Процесс изучения дисциплины предусматривает: контактную (работа на лекциях и практических занятиях) и самостоятельную работу (реферат (портфолио), подготовка теоретического материала к занятию, решение задач внеаудиторной работы, оформление отчета по лабораторной работе).

Основное учебное время выделяется на актуализацию и систематизацию знаний, полученных на лекциях, формированию умений по решению ситуационных задач (расчетных и качественных), проведению химического эксперимента и анализу полученных результатов.

В качестве основных форм организации учебного процесса по дисциплине выступают классические лекционные и практические занятия (с использованием интерактивных технологий обучения), а также самостоятельная работа обучающихся.

При изучении учебной дисциплины обучающимся необходимо освоить практические умения по проведению химического эксперимента и оформлению результатов исследования.

### **Лекции:**

Классическая лекция. Рекомендуется при изучении тем: «Энергетика и направленность химических процессов», «Химическое равновесие. Константа равновесия. Сдвиг химического равновесия», «Растворимость соединений. Производство растворимости», «Виды титрования. Кислотно – основное и окислительно – восстановительное титрование», «Титриметрические методы анализа». На лекциях излагаются темы дисциплины, предусмотренные рабочей программой, акцентируется внимание на наиболее принципиальных и сложных вопросах дисциплины, устанавливаются вопросы для самостоятельной проработки. Конспект лекций является базой при подготовке к практическим занятиям, к экзамену, а также для самостоятельной работы.

Изложение лекционного материала рекомендуется проводить в мультимедийной форме. Смысловая нагрузка лекции смещается в сторону от изложения теоретического материала к формированию мотивации самостоятельного обучения через постановку проблем обучения и показ путей решения профессиональных проблем в рамках той или иной темы. При этом основным методом ведения лекции является метод проблемного изложения материала.

Лекция-дискуссия - обсуждение какого-либо вопроса, проблемы, рассматривается как метод, активизирующий процесс обучения, изучения сложной темы, теоретической проблемы. Рекомендуется использовать при изучении тем: «Равновесие в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей», «Сильные и слабые электролиты. Теории кислот и оснований. Кислотно-основные буферные системы. Равновесия в растворах электролитов. Явление осмоса», «Окислительно-восстановительные реакции», «Реакции комплексообразования. Комплексные соединения», «Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева», «Химическая связь.

Гибридизация. Элементы метода МО», «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.

#### **Практические занятия:**

Практические занятия по дисциплине проводятся с целью приобретения практических навыков в области проведения расчетов и выполнения химического эксперимента.

Практические занятия проводятся в виде собеседований, обсуждений, дискуссий в микрогруппах, отработки практических навыков при выполнении опытов, решения ситуационных задач, тестовых заданий.

Выполнение практической работы обучающиеся производят как в устном, так и в письменном виде.

Практическое занятие способствует более глубокому пониманию теоретического материала учебной дисциплины, а также развитию, формированию и становлению различных уровней составляющих профессиональной компетентности обучающихся.

При изучении дисциплины используются следующие формы практических занятий:

- семинар традиционный по темам: «Строение атома и химическая связь. Метод валентных связей. Элементы метода МО».
- лабораторно-практические занятия по темам: «Основные законы химии. Способы выражения состава растворов, нормальная концентрация», «Энергетика химических процессов. Закон Гесса. Расчет теплового эффекта реакции», «Химическое равновесие. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле - Шателье», «Протолитическое равновесие в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей», «Буферные растворы. Расчет pH буферных растворов», «Растворимость соединений, произведение растворимости», «Окислительно-восстановительные реакции», «Реакции комплексообразования. Комплексные соединения», «Кислотно-основное титрование», «Окислительно-восстановительное титрование», «Химия s- элементов. Химические свойства и реакционная способность», «Химия p – элементов. Строение, физические и химические свойства соединений и их реакционная способность», «Химия d- элементов».

#### **Самостоятельная работа:**

Самостоятельная работа студентов подразумевает подготовку по всем разделам дисциплины «Неорганическая химия» и включает : реферат (портфолио), подготовка теоретического материала к занятию, решение задач внеаудиторной работы, оформление отчета по лабораторной работе.

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, решают расчетные и качественные задачи, оформляют отчеты по проведенным опытам, интерпретируют результаты исследования и представляют их на занятиях.

Работа обучающегося в группе формирует чувство коллективизма и коммуникабельность. Самостоятельная работа при выполнении лабораторной работы способствует формированию навыков проведения исследовательского эксперимента, аккуратности и дисциплинированности.

Исходный уровень знаний обучающихся определяется тестированием, собеседованием.

Текущий контроль освоения дисциплины проводится в форме собеседования по ситуационным задачам, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов, защиты рефератов (портфолио).

В конце изучения дисциплины (модуля) проводится промежуточная аттестация с использованием компьютерного тестирования, собеседования по ситуационным задачам, приема практических навыков.

## **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, целесобразное 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 практическим 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 (или) опыта профессиональной деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

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

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

**Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии**

**Тема 1.1: Основные законы химии. Способы выражения состава растворов, нормальная концентрация.**

**Цель:** Научиться производить расчеты, необходимые для приготовления растворов.

**Задачи:**

- рассмотреть правила техники безопасности при работе в химической лаборатории
- рассмотреть различные способы выражения концентрации растворов,
- обучить решению задач на массовую долю, на молярную концентрацию,
- обучить практическим навыкам приготовления растворов заданной концентрации,
- обучить определять плотность раствора с помощью ареометра и по таблице находить соответствующую концентрацию.
- изучить способы выражения концентрации растворов,
- 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 растворов, виды растворов
- 2) после изучения темы: понятие молярной концентрации, нормальной концентрации, формулы для расчетов различных видов концентрации, понятие титр раствора, закон эквивалентов, правила поведения в химической лаборатории, правила техники безопасности..

**Обучающийся должен уметь:**

- 1) решать типовые задачи по приготовлению растворов,
- 2) обращаться с химической посудой,
- 3) готовить растворы заданной концентрации,
- 4) оформлять отчет по лабораторной работе,
- 5) 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. Что называется раствором?
2. Что такое растворимость?
3. Какие процессы происходят при растворении вещества?
4. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными?
5. Что называется концентрацией раствора?

6. Как можно выразить состав раствора?
7. Способы выражения содержания вещества в растворе.
8. Массовая доля растворенного вещества. Как она вычисляется?
9. Какие растворы называют концентрированными, разбавленными?
10. Молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр раствора, закон эквивалентов. Основные формулы для их вычисления.

## 2. Практическая часть.

1) Сделать лабораторную работу «Приготовление раствора NaCl с заданной массовой долей растворенного вещества путем разбавления»

2) Цель работы: овладеть навыками экспериментального определения плотности растворов при помощи ареометра; научиться определять массовую долю растворенного вещества по плотности его раствора и готовить растворы заданной концентрации; ознакомиться с мерной посудой.

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

1. Определение массовой доли (в %) исходного концентрированного раствора по плотности при помощи ареометра.
2. Расчет для приготовления раствора заданной концентрации путем разбавления исходного раствора (группе из 2 – человек дается индивидуальное задание по расчету концентрации).
3. Приготовление заданного раствора. По результатам второго этапа приготовить раствор. Сдать приготовленный раствор на проверку преподавателю и вместе с ним измерить плотность приготовленного раствора, по таблице определить концентрацию.
- 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 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 объемом 0,5 л (500 мл), в котором массовая доля  $\text{BaCl}_2$  составляет 0,1 (10%)? ( $\rho = 1,090$  г/мл)

*Решение:*

1) находим массу заданного раствора по формуле

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

2) Находим массу  $\text{BaCl}_2$  в этом растворе по формуле

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

3) Находим массу кристаллогидрата:

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

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

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

$$x \text{ г} \quad \quad \quad - \quad \quad \quad 54,5 \text{ г}$$

$$\text{Отсюда } x = 244,2 \cdot 54,5 / 208,4 = 64,2$$

*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 с. 11.

## 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 называется раствором?
2. Что такое растворимость?
3. Какие процессы происходят при растворении вещества?
4. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными?
5. Что называется концентрацией раствора?
6. Как можно выразить состав раствора?
7. Способы выражения содержания вещества в растворе.
8. Массовая доля растворенного вещества. Как она вычисляется?
9. Какие растворы называют концентрированными, разбавленными?
10. Молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр раствора, закон эквивалентов. Основные формулы для их вычисления.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

ПРИМЕР ТЕСТОВОГО ЗАДАНИЯ

Выберите один правильный ответ

1. ЭКВИВАЛЕНТ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ РАВЕН:
    - 1) 2;
    - 2)  $\frac{1}{2}$ ;
    - 3) 1;
    - 4) 98.
  2. РАССЧИТАЙТЕ МОЛЯРНУЮ МАССУ ЭКВИВАЛЕНТА ДЛЯ ФОСФАТА НАТРИЯ. ОНА БУДЕТ РАВНА:
    - 1)  $\frac{1}{3}$ ;
    - 2) 164;
    - 3) 54,6;
    - 4) 23.
  3. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА  $\text{H}_2\text{O}_2$  МАССОЙ 3,4 Г В 100 Г ВОДЫ РАВНА:
    - 1) 3,4%;
    - 2) 3,3%;
    - 3) 10%;
    - 4) 34%.
  4. КАКОВА МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ МАССОЙ 1 Г В 100 МЛ РАСТВОРА:
    - 1) 0,2 моль/л;
    - 2) 1 моль/л;
    - 3) 0,5 моль/л;
    - 4) 0,1 моль/л
  5. РАССЧИТАЙТЕ ТИТР РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ МАССОЙ 20 Г В 1 ЛИТРЕ РАСТВОРА. ОН БУДЕТ РАВЕН:
    - 1) 20 г/мл;
    - 2) 0,02 г/мл;
    - 3) 2 г/мл;
    - 4) 0,5 г/мл.
- 4) Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.
- 1) Сколько граммов КОН и воды надо взять для приготовления 300 г 15% раствора? (Ответ: 45 г КОН и 250 г  $\text{H}_2\text{O}$ ).
  - 2) Сколько граммов хлорида кальция нужно растворить в 250 г воды для получения 2% раствора? (Ответ: 5,1 г).
  - 3) Какова массовая доля глюкозы в растворе, полученном растворением 25 г глюкозы в 250 мл воды. (Ответ: 9,1%).
  - 4) Какие массы 46% раствора азотной кислоты и воды нужно взять, чтобы приготовить 500 г 15% раствора?



5) Сколько граммов хлорида натрия следует взять для приготовления 3 л 10% раствора плотностью  $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ? (Ответ: 332,7 г).

6) Какой объем 40% раствора серной кислоты ( $\rho_1 = 1,307 \text{ г/мл}$ ) необходим для приготовления 1 л 5% раствора ( $\rho_2 = 1,045 \text{ г/мл}$ )? (Ответ: 99 мл).

#### **Рекомендуемая литература:**

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

### **Тема 1.2: Энергетика химических процессов. Закон Гесса. Расчет теплового эффекта реакции.**

**Цель:** Ознакомиться с основными понятиями и законами термодинамики и научиться применять теоретические знания на практике.

#### **Задачи:**

- научиться проводить термохимические расчеты тепловых эффектов реакций;
- освоить принцип расчета калорийности продуктов питания;
- научиться оценивать возможность самопроизвольного протекания химических реакций и процессов на основе расчета изменения энергии Гиббса;
- сформировать навыки экспериментального определения энтальпий химических процессов на примере реакций нейтрализации.

#### **Обучающийся должен знать:**

- 1) до изучения темы (базисные знания): понятие теплового эффекта реакции, экзо – и эндотермические реакции, закон сохранения энергии.
- 2) после изучения темы: основные понятия термодинамики, первое и второе начала термодинамики.

#### **Обучающийся должен уметь:**

- 1) производить термодинамические расчеты по определению теплового эффекта химической реакции,
- 2) рассчитывать калорийность пищевых продуктов,,
- 3) определять при помощи термодинамических расчетов возможность самопроизвольного протекания химических реакций,
- 4) оформлять отчет по лабораторной работе,
- 5) делать выводы по экспериментальной работе.

#### **Обучающийся должен владеть:**

- 1) Культурой мышления; навыками письменного аргументированного изложения собственной точки зрения.
- 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. Предмет и методы химической термодинамики. Основные понятия термодинамики.
2. Параметры состояния (интенсивные и экстенсивные) Функция состояния.
3. Внутренняя энергия. Работа и теплота – две формы передачи энергии.
4. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые).
5. Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние.
6. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования и сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Первое начало термодинамики.
7. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Применение 1 начала термодинамики к

биосистемам. Энергетическая ценность пищевых продуктов, обоснование рационов питания.

8. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия.

9. Энергия Гиббса. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах. Роль энтальпийного и энтропийного факторов.

10. Термодинамические условия равновесия. Стандартная энергия Гиббса образования и биологического окисления веществ. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзэргонических и эндэргонических процессов. Принцип энергетического сопряжения.

## 2. Практическая часть.

1) Сделать лабораторную работу №2 «Определение энтальпии различных химических процессов»

2) Цель работы: определить экспериментально энтальпию реакции нейтрализации сильной кислоты щелочью.

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

4. Расчет теоретического значения энтальпии нейтрализации.

5. Приготовление заданного раствора, определение начальной и конечной температуры.

6. Расчет экспериментального значения энтальпии.

7. Вычисление относительной ошибки опыта.

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 подводятся итог проделанной работе, а также ответы на вопросы.

## 3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

1. Записать уравнение реакции.

2. Выпишем из справочной таблицы под уравнением реакции значения стандартных энтальпий образования.

3. Записываем следствие из закона Гесса для данной реакции. Подставляем в уравнение табличные значения  $\Delta H^0_{обр}$  с учетом стехиометрических коэффициентов и рассчитываем тепловой эффект реакции.

4. Сделать необходимые вычисления, записать ответ.

2) Пример задачи с разбором по алгоритму

**Задача 1.** Определите количество теплоты, выделяемой или поглощаемой при сгорании ацетилена: а) 13 г, б) 4,48 л.

*Решение:*

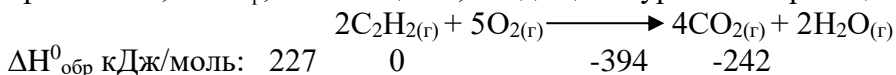
Тепловой эффект химической реакции (энтальпию реакции) рассчитывают, используя следствие из закона Гесса:

$$\Delta H^0_{реакции} = \sum i \Delta H^0_{обр} (\text{продуктов}) - \sum i \Delta H^0_{обр} (\text{исх. веществ})$$

Значения  $\Delta H^0_{обр}$  веществ приводятся в справочных термодинамических таблицах.

1) Запишем уравнение реакции полного сгорания ацетилена. Расставим коэффициенты и укажем агрегатное состояние всех веществ.

2) Выпишем из справочной таблицы под уравнением реакции значения стандартных энтальпий образования,  $\Delta H^0_{обр}$ , всех веществ, входящих в уравнение реакции



3) Записываем следствие из закона Гесса для данной реакции. Подставляем в уравнение табличные значения  $\Delta H^0_{обр}$  с учетом стехиометрических коэффициентов и рассчитываем тепловой эффект реакции

$$\Delta H^0_{реакции} = [2 \Delta H^0_{обр} (\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta H^0_{обр} (\text{CO}_2)] - [2 \Delta H^0_{обр} (\text{C}_2\text{H}_2) + \Delta H^0_{обр} (\text{O}_2)] = 2 \times (-242) + 4 \times (-394) - 2 \times 227 - 5 \times 0 = -2514 \text{ кДж}$$

$\Delta H < 0$ , реакция экзотермическая

4) Определим, сколько тепла выделится при сгорании 13 г ацетилена, если при сгорании 2 моль его выделяется 2514 кДж.

Находим количества вещества ацетилена по формуле:  $n = m/M$

$n = 13 \div 26 = 0,5$  моль, составляем пропорцию:

2 моль – 2514 кДж,

0,5 моль –  $x$ ;  $x = 628,5$  кДж

*Ответ:* При сгорании 13 г ацетилена выделяется 628,5 кДж.

5) Определим количества тепла, выделяющегося при сгорании 4,48 л ацетилена.

1 моль газа – 22,4 л

$x - 4,48 \text{ л} = 0,2$  моль

2 моль – 2514 кДж

0,2 моль –  $y = 251,4$  кДж

*Ответ:* При сгорании 4,48 л ацетилена выделится 251,4 кДж тепла.

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.*

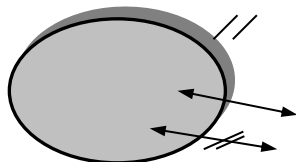
2) *Ответить на вопросы для самоконтроля*

1. Первый закон термодинамики; его сущность, формулировки.
2. Понятие энтальпии.
3. Стандартная теплота образования сложного вещества.
4. Закон Гесса и его следствия.
5. Термохимические расчеты.
6. Расчет калорийности продуктов питания.
7. Второй закон термодинамики. Его сущность, формулировки.
8. Энтропия системы. От каких факторов она зависит?
9. Энергия Гиббса и ее связь с энтальпией и энтропией системы. Почему ее называют свободной энергией?
10. Термодинамический критерий самопроизвольного протекания процессов.

3) *Проверить свои знания с использованием тестового контроля*

#### ПРИМЕР ТЕСТОВОГО КОНТРОЛЯ

1. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЕ: КАКИЕ МАТЕМАТИЧЕСКИЕ ВЫРАЖЕНИЯ ОПИСЫВАЮТ ДЛЯ СИСТЕМЫ



А - I начало ТД

Б -II начало ТД

1)  $\Delta U=0$  4)  $\Delta S=0$

7)  $\Delta G=0$

2)  $\Delta U>0$  5)  $\Delta S>0$

8)  $\Delta G>0$

3)  $\Delta U<0$  6)  $\Delta S<0$

9)  $\Delta G<0$

2. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЕ ОТВЕТЫ: ЭНТАЛЬПИЕЙ РЕАКЦИИ НАЗЫВАЕТСЯ ТЕПЛОТОВАЯ ЭФФЕКТИВНОСТЬ РЕАКЦИИ, ПРОТЕКАЮЩЕЙ ПРИ ПОСТОЯННОМ ДАВЛЕНИИ:

1) температуры

3) объема

5) энтропии

2) давления

4) энергии Гиббса

6) в стандартных условиях

3. КАЛОРИЙНОСТЬ 60 Г ШОКОЛАДА (КДЖ), ИМЕЮЩЕГО СОСТАВ: Б - 6,1%, Ж - 35,1%, У - 52,0% РАВНА:

1) 1557,9

3) 1392,9

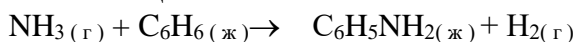
5) 329

2) 2596,5

4) 2321,5

6) 548,3

#### 4. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИ ВОЗМОЖНО ЛИ ПОЛУЧЕНИЕ АНИЛИНА ИЗ БЕНЗОЛА ПРИ 50<sup>0</sup>С ПО РЕАКЦИИ:



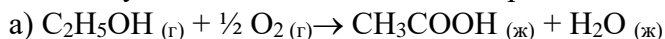
и какой фактор является решающим (если для анилина значения  $\Delta H^0_{298}$  и  $S^0_{298}$  соответственно 35,3 кДж/моль и 141,7 кДж/моль)?

- |                     |                      |
|---------------------|----------------------|
| 1) да, энтальпийный | 4) нет, энтальпийный |
| 2) да, энтропийный  | 5) нет, энтропийный  |
| 3) да, оба          | 6) нет, оба          |

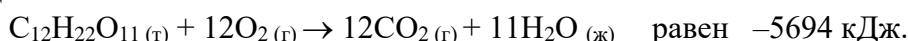
Приведите значения  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  и  $\Delta G$  реакции

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

1. Пользуясь табличными данными, рассчитайте тепловые эффекты реакций:

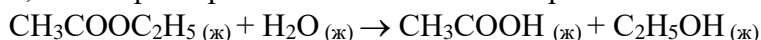


2. Вычислите стандартную теплоту образования сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , если тепловой эффект реакции:



3. Подсчитайте калорийность традиционного завтрака англичан, съедающих около 300 граммов овсяной каши, имеющей состав: белки 9%, жиры 1,4%, углеводы 70%.

4. Дайте заключение о направлении самопроизвольного протекания реакции при 37<sup>0</sup>С, определите, какой фактор: энтальпийный или энтропийный оказался решающим:



Для этилацетата:  $\Delta H^0_{\text{обр.}} = -469,5 \text{ кДж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ,  $S^0_{298} = 259 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ;

для  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :  $S^0_{298} = 160 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$

#### Рекомендуемая литература:

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А..- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

### Тема 1.3: Химическое равновесие. Сдвиг химического равновесия. Принцип ЛеШателье.

**Цель:** Усвоить основные понятия химической кинетики и химического равновесия и влияние различных факторов на скорость реакции и направление обратимых химических реакций.

#### Задачи:

- научить прогнозировать влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и катализатора на скорость реакции,
- обучить определять направление смещения химического равновесия согласно принципу ЛеШателье и экспериментально.
  - изучить факторы влияния на скорость реакции и смещения,
  - сформировать умения решать типовые задачи.

#### Обучающийся должен знать:

- 1) до изучения темы (базисные знания): понятие о скорости и механизме реакции и о влиянии температуры и катализатора на скорость реакции, понятие об обратимых реакциях и о равновесии, принцип ЛеШателье.
- 2) после изучения темы: кинетическую классификацию реакций, закон действующих масс, энергию активации и уравнение Аррениуса, особенности ферментативного катализа, кинетические и термодинамические условия равновесия константу равновесия, характеристики химического равновесия.

### **Обучающийся должен уметь:**

- 1) прогнозировать изменение скорости реакции при варьировании концентрации реагентов, температуры и наличия катализатора
- 2) прогнозировать направление смещения равновесия в зависимости от различных факторов.

### **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**

##### **I. Скорость химической реакции:**

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Что называется скоростью хим. реакции? В каких единицах она измеряется? Что такое средняя и истинная скорость?
3. От каких факторов зависит скорость хим. реакции?
4. Дайте определение закону действующих масс и приведите его математическое выражение для простой одностадийной реакции.
5. Что называют константой скорости хим. реакции? Её физический смысл. От каких факторов она зависит?
6. Приведите математическое выражение закона действующих масс для сложной реакции.
7. Как зависит скорость реакции от температуры?
8. Что такое катализатор? Почему введение катализатора в систему изменяет скорость химической реакции? Каковы особенности ферментативного катализа?

##### **II Химическое равновесие:**

1. Что такое химическое равновесие? В каких реакциях наступает химическое равновесие?
2. Что представляет собой константа равновесия,  $K_p$ ? От каких факторов она зависит и не зависит? Что характеризует собой численное значение константы равновесия?
3. Приведите формулировку принципа Ле-Шателье.
4. Какие внешние факторы могут изменить состояние хим. равновесия? Что означает смещение равновесия в сторону прямой реакции? В сторону обратной реакции?

#### **3) 2. Практическая часть.**

- 4) 1) Выполнить лабораторную работу «Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ»
- 2) Цель работы: Определить направление смещения химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.
- 3) Методика проведения работы: Направление смещения равновесия определяется по изменению интенсивности окраски продукта реакции.
- 4) Результаты наблюдений записываются в таблицу. При обсуждении результатов требуется объяснить направление смещения равновесия
  - а) на основании изменения скорости прямой и обратной реакций
  - б) на основании принципа ЛеШателье
- 5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводится итог проделанной работе.

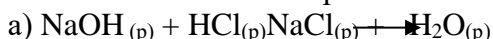
#### **3. Решить ситуационные задачи**

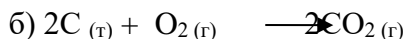
##### *1) Алгоритм разбора задач*

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

##### *2) Пример задачи с разбором по алгоритму*

**Задача 1.** Напишите выражение закона действующих масс для реакций:





Решение:

По закону действующих масс для химического взаимодействия

$aA + bB \longrightarrow \text{продукты}$ , скорость реакции пропорциональна концентрациям реагирующих веществ:

$$V = k \times C_A^{na} \times C_B^{nb}$$

Это кинетическое уравнение, где  $n_a$  и  $n_b$  – порядки реакции по каждому веществу. Их определяют экспериментально.

Для простых одностадийных реакций показатели степени в кинетическом уравнении совпадают со стехиометрическими коэффициентами:

$$V = k \times C_A^a \times C_B^b$$

Этот закон справедлив лишь для гомогенных реакций с участием газообразных и растворенных веществ. В случае гетерогенных систем в выражение скорости не войдут концентрации веществ в твердой фазе. Их концентрации не изменяются в ходе реакции, протекающей на поверхности твердых веществ.

Известно, что реакция (а) протекает в растворе по ионному уравнению

$H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O$ , т.е. является гомогенной, одностадийной, бимолекулярной. Порядок реакции по каждому реагенту равен единице, суммарный порядок равен 2. Кинетическое уравнение реакции будет иметь вид:

$$V = k \times C_{NaOH} \times C_{HCl}$$

Реакция (б) протекает с участием твердого вещества, следовательно его концентрация не войдет в выражение скорости. Предположив, что реакция является одностадийной, напишем кинетическое уравнение:

$$V = k \times C_{O_2}$$

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*

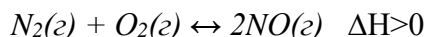
1. Что называется скоростью химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
3. Дайте формулировку закона действующих масс и приведите его математическое выражение для простой и сложной реакции.
4. Что называют константой скорости химической реакции? Её физический смысл. От каких факторов она зависит?
5. Что называют порядком реакции? Как его определяют? В каких случаях порядок реакции по каждому реагенту равен стехиометрическим коэффициентам?
6. Как зависит скорость реакции от температуры? Приведите эмпирическое правило Вант Гоффа. Что показывает температурный коэффициент?
7. Дайте определение понятию “энергия активации”. Приведите уравнение Аррениуса, связывающее ее с константой скорости.
8. Что такое катализатор? Почему введение катализатора в систему изменяет скорость химической реакции?
9. Какие реакции называют обратимыми?
10. Что такое химическое равновесие? Кинетические и термодинамические условия химического равновесия.
11. Что называют константой равновесия реакции? Зависит ли эта величина от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления?

12. Приведите формулировку принципа ЛеШателье.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

1. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЕ: В КАКУЮ СТОРОНУ СМЕСТИТЬСЯ РАВНОВЕСИЕ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ:



А – при увеличении давления Б – при увеличении температуры

- 1) в сторону продуктов
- 2) в сторону реагентов
- 3) смещения не произойдет

2. УКАЖИТЕ ПРАВИЛЬНЫЕ ОТВЕТЫ: ПРИ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОМ ОПРЕДЕЛЕНИИ ПОРЯДКОВ РЕАКЦИИ:

$2A + B \rightarrow C$ , получили следующие зависимости:



Простая или сложная эта реакция, и каково ее кинетическое уравнение?

- 1) простая,  $V = k \cdot C_A \cdot C_B$
- 2) простая,  $V = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$
- 3) простая,  $V = k \cdot C_A \cdot C_B^2$
- 4) сложная,  $V = k \cdot C_A \cdot C_B$
- 5) сложная,  $V = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$
- 6) сложная,  $V = k \cdot C_A \cdot C_B^2$

3. В КАКИХ СЛУЧАЯХ В МОМЕНТ РАВНОВЕСИЯ В СИСТЕМЕ ПРЕОБЛАДАЮТ ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА:

- 1)  $HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$   $K_p = 1,2 \cdot 10^{-2}$
- 2)  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$   $K_p = 1,2 \cdot 10^2$
- 3)  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$   $K_p = 1,002$
- 4)  $H_2 + J_2 \leftrightarrow 2HJ$   $K_p = 12$

4. ПРИ ПОВЫШЕНИИ ДАВЛЕНИЯ В СИСТЕМЕ  $4Al + 3O_2$  В 2 РАЗА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ВОЗРАСТАЕТ В:

- 1) 2 раза
- 2) 6 раз
- 3) 8 раз
- 4) 12 раз
- 5) 32 раза
- 6) 128 раза

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

1. Напишите выражение закона действующих масс:

- а)  $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(пар)$
- б)  $Zn(g) + Cl_2(g) \rightarrow ZnCl_2(g)$
- в)  $O_2(g) + 2CO(g) \rightarrow 2CO_2(g)$
- г)  $S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$

2. Рассчитайте, как изменится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе:  $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$ , если в два раза увеличить:

- а) концентрацию кислорода
- б) концентрацию хлороводорода;
- в) давление?

(Ответ: а) увеличится в 2 раза; б) увеличится в 16 раз; в) увеличится в 32 раза)

3. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при изменении температуры: а) от 60° до 100°С; б) от 50° до 30°С. (Ответ: а) увеличится в 39 раз; б) уменьшится в 6,25 раза)

4. Для химической реакции  $2NO_2(g) + F_2(g) = 2NO_2F(g)$  получено следующее кинетическое уравнение:  $V = K \cdot C_{NO_2} \cdot C_{F_2}$ . Каковы частные и общий порядок реакции? Что можно сказать о механизме реакции (простая, сложная)?

6. Составьте выражения констант равновесия следующих реакций:

- а)  $PCl_3(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow PCl_5(g)$ ;
- б)  $3Fe_{тв} + 4H_2O_{г} \leftrightarrow Fe_3O_4_{тв} + 4H_2_{г}$ ;

7. Метанол получается в результате реакции  $CO_{г} + 3H_2_{г} \leftrightarrow CH_3OH_{ж}$   $\Delta H^0 = -127,8$  кДж/моль. Как будет смещаться равновесие при повышении: а) концентрации  $H_2$ ; б) температуры; в) давления.

Рекомендуемая литература:

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

#### **Тема 1.4: Протолитическое равновесие в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.**

**Цель:** Сформировать знания об электролитической диссоциации, сильных и слабых электролитах, степени диссоциации и константе диссоциации, о гидролизе солей и различных случаях гидролиза, представление о количественной оценке характера водных сред и овладеть методами расчета величины рН среды.

##### **Задачи:**

- углубить представление о свойствах растворов электролитов,
  - рассмотреть особенности растворов сильных и слабых электролитов, механизм гидролиза солей.
- научить производить расчеты значений рН для водных растворов кислот и оснований,
- научить определять экспериментально значения рН водных растворов разными методами.
  - сформировать умения решать типовые задачи по приготовлению растворов.

##### **Обучающийся должен знать:**

- 1) до изучения темы (базисные знания): понятие об электролитической диссоциации, степень диссоциации, понятие о растворах, классификация растворов, способы выражения концентрации растворов.
- 2) после изучения темы: особенности диссоциации сильных и слабых электролитов и особенности их растворов, термодинамику процесса растворения, характеристику среды с помощью рН,

##### **Обучающийся должен уметь:**

- 1) оценивать с помощью величины  $K_a$  и  $pK_a$  силу кислоты или основания,
- 2) рассчитывать значение рН для растворов кислот и оснований и оценивать кислотность среды по величине рН,
- 3) определять величину рН с помощью универсального индикатора, растворов индикаторов и рН-метра,
- 4) оформлять отчет по лабораторной работе,
- 5) 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. Что называют процессом электролитической диссоциации? Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.
2. В чем особенность диссоциации слабых электролитов? Дайте определение понятиям степень и константа диссоциации. Какие факторы влияют на их величину? Приведите примеры слабых электролитов.
3. Что характеризует собой значение  $K_a$  и  $pK_a$  кислот и оснований?
4. В чем особенность диссоциации сильных электролитов? Активность и коэффициент активности ионов. Приведите примеры сильных электролитов.



5. Особенности диссоциации многоосновных кислот и многокислотных оснований.
6. Какие реакции называются реакциями гидролиза? Укажите причину и механизм гидролиза солей. Какие соли и почему подвергаются гидролизу в водных растворах?
7. Какие факторы влияют на процесс гидролиза солей?
8. Роль гидролиза в биохимических процессах.

## 2. Практическая часть.

- 1) сделать лабораторную работу «Водородный показатель среды, рН»
- 2) Цель работы: Научиться определять рН растворов индикаторным и потенциометрическим методами.
- 3) Методика проведения работы:  
Работа состоит из нескольких этапов.
  1. Исследование зависимости окраски кислотно-основных индикаторов от рН растворов.
  2. Определение рН биологических жидкостей с помощью универсального индикатора.
  3. Определение рН биологических жидкостей с помощью рН-метра.
- 4) Результаты должны быть представлены в виде отчета, который включает в себя цель работы, ход работы с перечислением каждого этапа, выводы по каждому этапу работы.
- 5) Выводы: дается общий вывод работе, где подводятся итоги 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 3.** Чему равны рН и рОН раствора, содержащего 0,056 г NaOH в 300 мл раствора.

*Решение:*

NaOH – сильное основание, сильный электролит, который в растворе присутствует в виде ионов, поэтому  $[\text{OH}^-] = C_{\text{н}}$ . Находим  $C_{\text{н}}$  раствора по известной формуле:  $C_{\text{н}} = \frac{m}{f \cdot M \cdot V_{\text{р-ра}}}$ ,  $C_{\text{н}} = \frac{m}{f \cdot M \cdot V_{\text{р-ра}}}$

Находим по известным данным  $C_{\text{н}} = 0,056 / 1 \times 40 \times 0,300 = 0,00467$  моль/л.

Следовательно,  $[\text{OH}^-] = 0,00467$  моль/л. Из ионного произведения воды можно найти концентрацию ионов водорода:  $[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-]$ .

А затем найти рН по формуле  $\text{pH} = - \lg [\text{H}^+]$ .

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 0,00467 = 2,1 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = - \lg 2,1 \times 10^{-12} = 12 - 0,322 = 11,678.$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14 - 11,678 = 2,322.$$

*Ответ:* рН = 11,678, рОН = 2,322

### 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 называют процессом электролитической диссоциации? Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.
2. В чем особенность диссоциации слабых электролитов? Дайте определение понятиям степень и константа диссоциации. Какие факторы влияют на их величину? Приведите примеры слабых электролитов.
3. Что характеризует собой значение  $K_{\text{а}}$  и  $\text{p}K_{\text{а}}$  кислот и оснований?
4. В чем особенность диссоциации сильных электролитов? Активность и коэффициент активности ионов. Приведите примеры сильных электролитов.

5. Особенности диссоциации многоосновных кислот и многокислотных оснований.
6. Какие реакции называются реакциями гидролиза? Укажите причину и механизм гидролиза солей. Какие соли и почему подвергаются гидролизу в водных растворах?
7. Какие факторы влияют на процесс гидролиза солей?
8. Роль гидролиза в биохимических процессах.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример тестового задания:

1. Какой из приведенных слабых электролитов диссоциирует лучше:  
1) сернистая кислота ( $pK_a = 1,85$ ); 2) синильная кислота ( $pK_a = 9,14$ );  
3) уксусная кислота ( $pK_a = 4,76$ )
  2. Какие электролиты диссоциируют ступенчато:  
1)  $Al_2(SO_4)_3$  2)  $CaCl_2$  3)  $H_2SO_3$  4)  $(CuOH)_2SO_4$
  3. Для сероводородной кислоты напишите формулу ее сопряженного основания.
4. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию ( $H^+$ ), чтобы рН раствора уменьшился на 2: 1) 0,01 2) 10 3) 100 4) 2
- 4) Выполнить другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине.
1. Приведите примеры соединений с ионной, ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью. Напишите уравнения их диссоциации.
  2. Напишите уравнение диссоциации для следующих веществ:  $H_2SO_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $HNO_2$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $HClO_4$ ,  $H_2CO_3$
  3. Рассчитайте рН для 0,002 н раствора азотной кислоты.
  4. Напишите уравнения гидролиза для соединений, приведенных в задании 2.
  5. Чему равны рН и рОН раствора, содержащего 0,049 г  $H_2SO_4$  в 100 мл раствора. (Ответ: рН = 1,33, рОН = 12,67)
  6. Одинаково ли значение рН в 0,1М растворах  $HCl$  и  $H_2SO_4$ ? Ответ обосновать.
  7. Как изменится рН раствора при разбавлении в 10 раз: а)  $HCl$ ; б)  $KOH$ ?
  8. Как и во сколько раз отличается  $[H^+]$  в растворах рН=2 и рН=4?

#### Рекомендуемая литература:

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

### Тема 1.5: Буферные растворы. Расчет рН буферных растворов.

**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 рН 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 часть.**

- 1) Выполнить лабораторную работу «Приготовление буферных растворов и изучение их свойств»
- 2) Цель работы: Приготовить буферные растворы с определенным значением рН и изучить их свойства.
- 3) Методика проведения работы:
  1. Приготовить ацетатные буферные растворы с определенным 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 емкость обоих растворов.
- 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 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  $\text{H}_3\text{BO}_3$  сопряженную кислоту или основание. Приведите механизм буферного действия.

*Решение:*

Буферными растворами называют водные растворы, способные сохранять практически

постоянным значение pH 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).

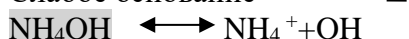
Слабый электролит в растворе находится в основном в виде молекул, а соль – сильный электролит – в виде ионов:

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)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
2. сопряженное основание (акцептор протонов)  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

Основные буферные растворы:

1. слабое основание (акцептор протонов)  $\text{NH}_4\text{OH}$
2. сопряженная кислота (донор протонов)  $\text{NH}_4^+$

Данное вещество  $\text{H}_3\text{BO}_3$  является слабой борной кислотой и может быть компонентом кислотной буферной системы (донором протона).



слабая кислота                      сопряженное основание

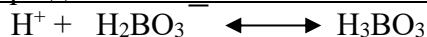
Следовательно, буферный раствор имеет состав:

$\text{H}_3\text{BO}_3$     донор протона

$\text{H}_2\text{BO}_3^-$     акцептор протона

Механизм буферного действия сводится к кислотно – основному равновесию связыванию добавляемых ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  одним из компонентов буферного раствора, обладающих кислотными или основными свойствами, с образованием малодиссоциирующего электролита, не изменяющего pH раствора.

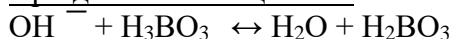
При добавлении сильной кислоты:



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 pH системы осталась неизменной.

При добавлении щелочи:



слабый электролит

Избыточные гидроксид – ионы взаимодействуют с кислотой с образованием малодиссоциирующего электролита воды, т.е. связываются. Кроме того, образуется второй компонент буферного раствора – сопряженное основание, которое также не изменяет величину pH. Поэтому pH 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 pH 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 pH;  
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  $\text{CO}_2$ , ЧТОБЫ ОБРАЗОВАЛАСЬ БУФЕРНАЯ СИСТЕМА?

1)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; 2)  $\text{NaHCO}_3$ ; 3)  $\text{NaOH}$ ; 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 5)  $\text{HCl}$ .

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

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

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

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

**Рекомендуемая литература:**

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

### **Тема 1.6: Растворимость соединений, произведение растворимости.**

**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 часть.**

- 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 =  $6,3 \cdot 10^{-5}$ .

**Решение:**

Согласно общему принципу ЛеШателье, гетерогенное равновесие

$A_m B_{птв} \leftrightarrow m A_{p-p}^{n+} + n B_{p-p}^{m-}$  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  $25^\circ C$ , 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

0,0002M сульфида аммония. ПР сульфида железа (II) =  $3,7 \cdot 10^{-19}$ . (Ответ: выпадет)

### **Рекомендуемая литература:**

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

### **Тема 1.7: 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 часть.**

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.

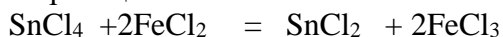
3. Выписать из таблицы сопряженные ОВ – пары (полуреакции) и значения стандартных ОВ – потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции

4. Составить уравнение в ионно-молекулярном виде.

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

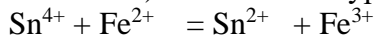
2) Пример задачи с разбором по алгоритму

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

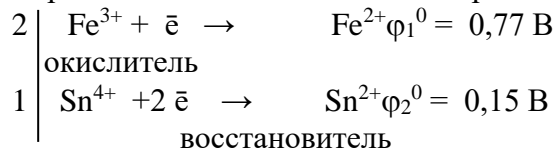


*Решение:*

1) Запишем уравнение в ионно-молекулярной форме:

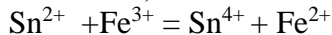


2) Выпишем из таблицы сопряженные ОВ – пары (полуреакции) и значения стандартных ОВ – потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции:



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

4) Составляем уравнение в ионно-молекулярном виде:



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

6) 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. ЙОД МОЖЕТ ПРОЯВЛЯТЬ ТОЛЬКО ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА В СОЕДИНЕНИЯХ:

- 1)  $KJO$ ;
- 2)  $J_2$ ;
- 3)  $KJO_3$ ;
- 4)  $KJ$ ;
- 5)  $KJO_2$ .

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)  $\text{Cl}^-$ ;  
4)  $\text{Fe}^{3+}$

9. ПО ОТНОШЕНИЮ К  $\text{PbO}_2$  СЕРОВОДОРОД ЯВЛЯЕТСЯ:  
1) окислителем;  
2) восстановителем;  
3) акцептором  $\text{H}^+$ ;  
4) донором  $\text{H}^+$ .

10. ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ ДВЕ СОПРЯЖЕННЫЕ ОВ-ПАРЫ:  
 $\text{J}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{J}^-$   $\varphi^\circ_1 = 0,54\text{В}$   
 $\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   $\varphi^\circ_2 = 0,99\text{В}$   
ОКИСЛИТЕЛЕМ ЯВЛЯЕТСЯ:

- 1)  $\text{J}_2$   
2)  $\text{J}^-$   
3)  $\text{NO}_2$   
4)  $\text{H}^+$   
5)  $\text{NO}$   
6)  $\text{H}_2\text{O}$

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

1. Определите степени окисления выделенных элементов:

а)  $\underline{\text{N}}$  в  $\text{NH}_3$ ; б)  $\text{P}$  в  $\text{P}_4$ ; в)  $\underline{\text{Cr}}$  в  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ; г)  $\underline{\text{S}}$  в  $\text{SO}_4^{2-}$ .

2. Окисление или восстановление происходит при переходах:

а)  $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$  б)  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$  в)  $\text{JO}_3^- \rightarrow \text{J}^-$  г)  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ?

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

а)  $\text{HNO}_3 + \text{S} \leftrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$  б)  $\text{CuS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \leftrightarrow \text{CuCl}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

### Рекомендуемая литература:

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

### Тема 1.8: Реакции комплексообразования. 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 часть.

- 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.

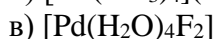
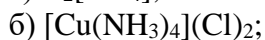
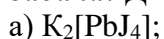
#### 3. Решить ситуационные задачи

##### 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:



– 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:

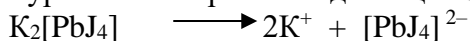
1) заряд внутренней сферы равен -2, поэтому тип комплексной частицы – анионный;

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

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

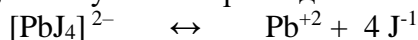
4) координационное число = 4;

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

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

**Выполните другие задания, предусмотренные рабочей программой по дисциплине:**

1. Для приведенных комплексных соединений:  $Na_2[PdJ_4]$ ;  $[Cu(H_2O)_4](NO_3)_2$ ;  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]$

– 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:  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$ . Зная, что они соответственно равны  $1,0 \cdot 10^{-21}$ ,  $6,8 \cdot 10^{-8}$ ,  $2,0 \cdot 10^{-11}$ , укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов  $\text{Ag}^+$  больше.

**Рекомендуемая литература:**

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

**Тема 1.9: Кислотно-основное титрование.**

**Цель:** Познакомиться с одним из методов количественного анализа, наиболее распространенного в медико-биологической практике – титриметрическим анализом. На примере кислотно-основного 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 расчеты, связанные с объемно-аналитическими определениями;
- овладеть приемами титрования.
- 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, расчеты 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, 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. 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  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  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?

## 2. Практическая часть.

1) Сделать лабораторную работу «Кислотно-основное титрование»

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

3) Методика проведения работы:

Работа состоит из нескольких этапов.

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

б. Провести титрование по предложенному плану.

с. Провести расчеты.

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 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 объемом 0,5 л (500 мл), в котором массовая доля  $\text{BaCl}_2$  составляет 0,1 (10%)? ( $\rho = 1,090$  г/мл)

*Решение:*

4) находим массу заданного раствора по формуле

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

5) Находим массу  $\text{BaCl}_2$  в этом растворе по формуле

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

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

$$x \text{ г} \quad - \quad 54,5 \text{ г}$$

$$\text{Отсюда } x = 244,2 \cdot 54,5 / 208,4 = 64,2$$

*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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 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?

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

Пример задачи: 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<sub>3</sub> 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<sub>3</sub> затрачено 15,00 мл 0,1236 н раствора NaOH. Вычислите молярную концентрацию эквивалента, титр и массу HNO<sub>3</sub> 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).

#### Рекомендуемая литература:

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая и биоорганическая химия», под ред. В.А. Попкова, А.С. Берлянда – М.: изд. центр «Академия», 2011.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

#### Тема 1.10: Окислительно-восстановительное титрование.

**Цель:** Познакомиться с одним из методов количественного анализа, наиболее распространенного в медико-биологической практике – титриметрическим анализом.

##### Задачи:

- рассмотреть правила техники безопасности при работе в химической лаборатории
- рассмотреть различные способы выражения концентрации растворов,
- 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, расчеты 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, 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

- окислительно-восстановительные процессы, потенциалы.
- титриметрический анализ.

#### 2. Практическая часть.

1) Сделать лабораторную работу «Окислительно-восстановительное титрование. Перманганометрия»

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

3) 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.

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 подводятся итоги 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 объемом 0,5 л (500 мл), в котором массовая доля  $\text{BaCl}_2$  составляет 0,1 (10%)? ( $\rho = 1,090$  г/мл)

*Решение:*

7) находим массу заданного раствора по формуле

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

8) Находим массу  $\text{BaCl}_2$  в этом растворе по формуле

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

9) Находим массу кристаллогидрата:

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

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

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

$$x \text{ г} \quad \quad \quad - \quad \quad \quad 54,5 \text{ г}$$

$$\text{Отсюда } x = 244,2 \cdot 54,5 / 208,4 = 64,2$$

*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

- окислительно-восстановительные процессы, потенциалы.

- титриметрический анализ.

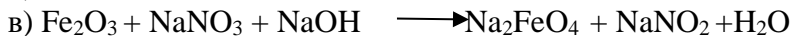
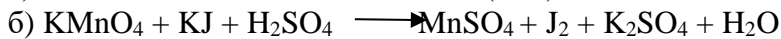
3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля

Пример входного контроля:

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.

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

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



2. Сколько г «х.ч.»  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$  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.»  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$  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  $Na_2C_2O_4$ , растворённой в произвольном объеме воды? Ответ: 21,60 мл.

6. Навеска 1,254 г «х.ч.»  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$  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:

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

дополнительная:

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

## Раздел 2: Химия элементов

### Тема 2.1. Строение атома и химическая связь. Метод валентных связей. Элементы метода МО.

**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 часть.

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.

- а. Записать химический элемент с зарядом ядра.
- б. Составить графические схемы распределения электронов по орбиталям.
- с. Записать электронную формулу.

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

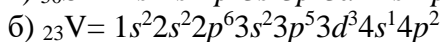
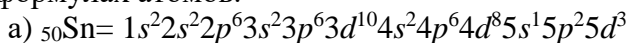
#### 3. Решить ситуационные задачи

1) Алгоритм разбора задач

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

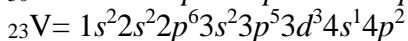
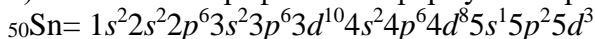
2) Пример задачи с разбором по алгоритму

**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.

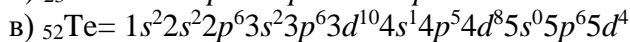
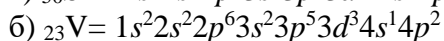
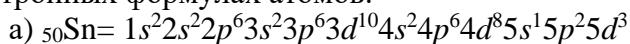
1. Напишите электронно-графические формулы электронных конфигураций  $p^2$ ,  $d^3$ ,  $d^7$  в соответствии с правилом Гунда.
2. Составьте диаграммы распределения электронов по уровням и подуровням в атомах Ca, Zn, Cd, Ba.
3. Приведите примеры соединений с ионной, ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью.
4. На примере иона аммония объясните механизм образования донорно-акцепторной связи.

**Защита раздела «Способы выражения состава растворов и смесей. Энергетика химических процессов, кинетика, химическое равновесие. Строение атома и химическая связь»**

**Пример билета**

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

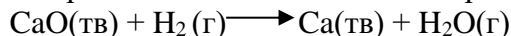
2. Определите ошибки, допущенные при распределении электронов в следующих электронных формулах атомов:



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

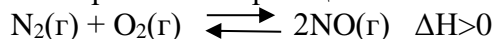


Какой фактор оказал решающее влияние?

Укажите, какая это реакция – экзо - или эндотермическая?

5. Для реакции, протекающей в газовой фазе  $2\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{D}$  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  $\text{H}^+$  больше и во сколько раз?

9. Напишите состав и механизм действия аммиачной буферной системы. Рассчитайте pH 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:  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$

**Рекомендуемая литература:**

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

## **Тема 2.2. Химия s-элементов. Химические свойства и реакционная способность.**

**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 строение атомов s- элементов

**Обучающийся должен уметь:** 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 часть.**

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 регент
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 реагент.

- 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 катионов	Катионы	Групповой Реагент	Краткая характеристика осадка
I	$Na^+, K^+, NH_4^+$	Отсутствует	—
II	$Ag^+, Pb^{2+}, Hg^{2+}$	HCl	Хлориды нерастворимы в воде и в разбавленных кислотах
III	$Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$	$H_2SO_4$	Сульфаты нерастворимы в воде и в разбавленных растворах кислот
IV	$Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}$	NaOH (избыток)	Гидроксиды растворимы в избытке гидроксида натрия
V	$Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Mg^{2+}$	NaOH или раствор аммиака	Гидроксиды нерастворимы в избытке гидроксида натрия и аммиака
VI	$Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$	Водный раствор аммиака (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:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 с.

### **Тема 2.3. Химия р-элементов. Строение, физические и химические свойства соединений и их реакционная способность**

**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:** 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 часть.**

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.

a. Записать качественные реакции.

b. Исходя из качественных реакций на катионы р- 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 р-элементов.

2. Согласно таблице аналитические группы 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 реагент.

Группа катионов	Анионы	Растворимость	Групповой Реагент
<b>I</b>	$SO_4^{2-}$ , $CO_3^{2-}$ , $SiO_3^{2-}$ , $PO_4^{3-}$ , $SO_3^{2-}$	Соли бария, нерастворимые в воде	Хлорид бария в нейтральной среде
<b>II</b>	$Cl^-$ , $Br^-$ , $I^-$	Соли серебра, нерастворимые ни в воде, ни в разбавленной азотной кислоте	Нитрат серебра в присутствии азотной кислоты
<b>III</b>	$NO_3^-$ , $NO_2^-$	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 1 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 p-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  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

### Рекомендуемая литература:

*основная:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 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:** Уметь сравнивать физические и химические свойства d- элементов, писать качественные реакции на d- 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 IIIА; 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 B 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 часть.

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 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 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 катионов	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 кислотах
III	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты нерастворимы в воде и в разбавленных растворах кислот

<b>IV</b>	$Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}$	NaOH (избыток)	Гидроксиды растворимы в избытке гидроксиданатрия
<b>V</b>	$Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Mg^{2+}$	NaOH или раствор аммиака	Гидроксиды нерастворимы в избытке гидроксида натрия и аммиака
<b>VI</b>	$Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$	Водный раствор аммиака (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 IIIА; 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 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).

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:
- 6)  $TiO - Ti_2O_3 - TiO_2$
  - 7)  $Ti(OH)_2 - Ti(OH)_3 - Ti(OH)_4$

8)  $\text{TiCl}_2$  -  $\text{TiCl}_3$  -  $\text{TiCl}_4$ .

9) Подтвердите свои выводы, объясните наблюдаемые закономерности. Охарактеризуйте аналогичные ряды для соединений других d-элементов.

**Защита раздела «Химические свойства s,p,d-элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Комплексные соединения»**

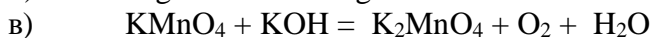
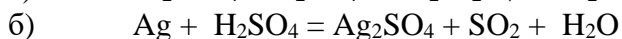
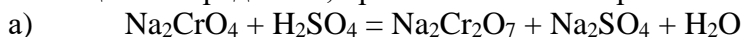
**Пример билета**

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 красно-бурый 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 **дигидроксоцианиоцинкат (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:*

Жолнин А.В. «Общая химия» - М., «Высшая школа», 2014.

Попков В.А., «Общая химия. Учебник для медицинских вузов» - М., «Высшая школа», 2007.

*дополнительная:*

«Общая химия», под ред. Дроздова Т.Д., Лучинская М.Г., Фирсова А.Я., Жидкова А.М – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.

Основы неорганической химии. Учебно-методическое пособие для аудиторной работы студентов специальности Медицинская биохимия / Сост.: Куклина С.А.- Киров: ФГБОУ ВО Кировский ГМУ Минздрава России, 2018. –102 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

**1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы**

Код компетенции	Содержание компетенции	Результаты обучения			Разделы дисциплины, при освоении которых формируется компетенция	Номер семестра, в котором формируется компетенция
		<i>Знать</i>	<i>Уметь</i>	<i>Владеть</i>		
ОК-1	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу	32. Основные методы сбора и анализа информации; способы формализации цели и методы ее достижения.	У2. Анализировать, обобщать и воспринимать информацию; ставить цель и формулировать задачи по её достижению.	В2. Культурой мышления; навыками письменного аргументированного изложения собственной точки зрения.	Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии Раздел 2. Химия элементов	<i>1 семестр</i>
ОПК-5	готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач	35. Химическую природу веществ; химические явления и процессы в организме. Закономерности протекания физико-химических процессов в живых системах. Правила работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными.	У5. Решать типовые практические задачи, прогнозировать результаты физико-химических процессов, направление и результата химических превращений. Пользоваться лабораторным оборудованием. Осуществлять постановку качественных и количественных химических исследований, окислительно-	В5. Методами постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом. Навыками безопасной работы в химической лаборатории, физико-химическими методами анализа.	Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии Раздел 2. Химия элементов	<i>1 семестр</i>

			восстановительных реакций. Рассчитывать стандартные характеристики протекания химического процесса; определять класс химических соединений.			
ПК-6	способностью к применению системного анализа в изучении биологических систем	35. Физико-химические принципы, сущность, методологию и порядок выполнения современных методов биохимич. исследования. Изменения на молекулярном уровне при нарушении различного вида обменов веществ, органной и тканевой функциях. Молекулярные основы онкопатологии. Физико-химические свойства органических и неорганических веществ	У5. Выявить наиболее значимые для постановки диагноза и мониторингом функционального состояния биохимические изменения.	В5. Постановкой биохимического эксперимента с научной, диагностической и педагогической целью. Навыками физико-химических исследований.	Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии Раздел 2. Химия элементов	<i>1 семестр</i>

## 2. Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Показатели оценивания	Критерии и шкалы оценивания				Оценочные средства	
	Неудовлетворительно	Удовлетворительно	Хорошо	Отлично	Для текущего контроля	Для промежуточной аттестации
<i>ОК-1</i>						
Знать	Не знает основные методы сбора и анализа информации; способы формализации цели и методы ее достижения.	Не в полном объеме знает основные методы сбора и анализа информации; способы формализации цели и методы ее достижения, допускает	Знает основные методы сбора и анализа информации; способы формализации цели и методы ее достижения, допускает ошибки	Знает основные методы сбора и анализа информации; способы формализации цели и методы ее достижения.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование



		существенные ошибки				
Уметь	Не умеет анализировать, обобщать и воспринимать информацию; ставить цель и формулировать задачи по её достижению.	Частично освоено умение анализировать, обобщать и воспринимать информацию; ставить цель и формулировать задачи по её достижению.	Правильно использует умение анализировать, обобщать и воспринимать информацию; ставить цель и формулировать задачи по её достижению, допускает ошибки	Самостоятельно использует умение анализировать, обобщать и воспринимать информацию; ставить цель и формулировать задачи по её достижению.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование
Владеть	Не владеет культурой мышления; навыками письменного аргументированного изложения собственной точки зрения.	Не полностью владеет культурой мышления; навыками письменного аргументированного изложения собственной точки зрения.	Способен владеть культурой мышления и использовать навыки письменного аргументированного изложения собственной точки зрения.	Полностью владеет навыками культуры мышления; навыками письменного аргументированного изложения собственной точки зрения.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование
<i>ОПК-5</i>						
Знать	Фрагментарные знания о химической природе веществ; химических явлениях и процессах в организме; закономерностях протекания физико-химических процессов в живых системах; правилах работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными.	Общие, но не структурированные знания о химической природе веществ; химических явлениях и процессах в организме; закономерностях протекания физико-химических процессов в живых системах; правилах работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными.	Сформированные, но содержащие отдельные пробелы знания о химической природе веществ; химических явлениях и процессах в организме; закономерностях протекания физико-химических процессов в живых системах; правилах работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными..	Сформированные систематические знания о химической природе веществ; химических явлениях и процессах в организме; закономерностях протекания физико-химических процессов в живых системах; правилах работы и техники безопасности в химических лабораториях, с реактивами, приборами, животными.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование
Уметь	Частично освоенное умение решать типовые практические задачи, прогнозировать	В целом успешное, но не систематически осуществляемое умение решать типовые	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение решать типовые	Сформированное умение решать типовые практические задачи, прогнозировать результаты	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным

	результаты физико-химических процессов, направление и результата химических превращений. Пользоваться лабораторным оборудованием. Осуществлять постановку качественных и количественных химических исследований, окислительно-восстановительных реакций. Рассчитывать стандартные характеристики протекания химического процесса; определять класс химических соединений.	практические задачи, прогнозировать результаты физико-химических процессов, направление и результата химических превращений. Пользоваться лабораторным оборудованием. Осуществлять постановку качественных и количественных химических исследований, окислительно-восстановительных реакций. Рассчитывать стандартные характеристики протекания химического процесса; определять класс химических соединений.	практические задачи, прогнозировать результаты физико-химических процессов, направление и результата химических превращений. Пользоваться лабораторным оборудованием. Осуществлять постановку качественных и количественных химических исследований, окислительно-восстановительных реакций. Рассчитывать стандартные характеристики протекания химического процесса; определять класс химических соединений.	физико-химических процессов, направление и результата химических превращений. Пользоваться лабораторным оборудованием. Осуществлять постановку качественных и количественных химических исследований, окислительно-восстановительных реакций. Рассчитывать стандартные характеристики протекания химического процесса; определять класс химических соединений.		задачам, компьютерное тестирование
Владеть	Фрагментарное применение навыков постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом, физико-химическими методами анализа.	В целом успешное, но не систематическое применение навыков постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом, физико-химическими методами анализа.	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы применение навыков постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом, физико-химическими методами анализа.	Успешное и систематическое применение навыков постановки химических реакций, методами работы с биологическим, фазово-контрастным, поляризационным, люминисцентным микроскопом, физико-химическими методами анализа.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование
<i>ПК-6</i>						
Знать	Фрагментарные знания о физико-химических принципах, сущности, методологии и	Общие, но не структурированные знания о физико-химических принципах, сущности,	Сформированные, но содержащие отдельные пробелы знания о физико-химических	Сформированные систематические знания о физико-химических принципах, сущности,	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование

	порядка выполнения современных методов биохимич. исследования. Нет знаний о физико-химических свойствах органических и неорганических веществ.	методологии и порядка выполнения современных методов биохимич. исследования. Частичные знания о физико-химических свойствах органических и неорганических веществ.	принципах, сущности, методологии и порядка выполнения современных методов биохимич. исследования. Есть знания о физико-химических свойствах органических и неорганических веществ.	методологии и порядка выполнения современных методов биохимич. исследования. Есть знания о физико-химических свойствах органических и неорганических веществ.		
Уметь	Частично освоенное умение выявлять наиболее значимые для постановки диагноза и мониторингом функционального состояния биохимические изменения.	В целом успешное, но не систематически осуществляемое умение выявлять наиболее значимые для постановки диагноза и мониторингом функционального состояния биохимические изменения.	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение выявлять наиболее значимые для постановки диагноза и мониторингом функционального состояния биохимические изменения.	Сформированное умение писать выявлять наиболее значимые для постановки диагноза и мониторингом функционального состояния биохимические изменения.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование
Владеть	Фрагментарное применение навыков постановки биохимического эксперимента с научной, диагностической и педагогической целью, а также навыками физико-химических исследований.	В целом успешное, но не систематическое применение навыков постановки биохимического эксперимента с научной, диагностической целью, а также навыками физико-химических исследований.	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы применение навыков постановки биохимического эксперимента с научной, диагностической и педагогической целью, а также навыками физико-химических исследований.	Успешное и систематическое применение навыков постановки биохимического эксперимента с научной, диагностической и педагогической целью, а также навыками физико-химических исследований.	Тестовые задания, тестирование письменное, расчетные задачи, защита разделов	Собеседование по ситуационным задачам, компьютерное тестирование

### 3. Типовые контрольные задания и иные материалы

#### 3.1. Примерные вопросы к экзамену, критерии оценки (проверяемые компетенции ОК-1, ОПК-5, ПК-6)

1. Электронное строение атома, квантовые числа, типы орбиталей.
2. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней (минимум энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского, вырожденные орбитали).

3. Электронные формулы элементов. Валентность элемента для основного и возбуждённого состояния атома.
4. Метод молекулярных орбиталей. Применение метода ЛКАО для определения энергии и формы молекулярных орбиталей.
5. Связывающие и разрыхляющие МО. Кратность связи.
6. Определение  $\sigma$  - и  $\pi$  - связи и кратность связи.
7. Периодическая система Д.И.Менделеева (ПСЭ).
8. Периодический закон Д.И.Менделеева и его трактовка на основании современной теории строения атома.
9. Структура периодической системы. Взаимосвязь химических свойств простых веществ с электронным строением атомов.
10. Случай несоответствия высшей валентности элемента номеру группы ПСЭ.
11. Характер зависимостей радиусов атомов, энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности в ПСЭ. Металлы и неметаллы.
12. Химическая связь. Основные виды химической связи (ковалентная, ионная, донорно-акцепторная, водородная и металлическая) и характеристики (энергия, длина, направленность, полярность и поляризуемость).
13. Взаимосвязь вида, свойства химической связи и электроотрицательности элементов.
14. Свойства химической связи, состав и строение молекул. Степень окисления. Межмолекулярные взаимодействия. Структурные формулы молекул.
15. Энергетика химических процессов.
16. Тепловой эффект и энтальпия реакции.
17. Законы термодинамики.
18. Энтальпия образования химических соединений.
19. Энтропия.
20. Энергия Гиббса, ее связь с направлением реакций по справочным данным. Оценка реакционной способности и устойчивости веществ.
21. Химическое равновесие. Закон действия масс.
22. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Принцип ЛеШателье.
23. Химическая кинетика. Скорость химической реакции и закон действия масс.
24. Порядок и молекулярность реакции. Кинетическое уравнение реакции первого порядка.
25. Зависимость скорости реакции от температуры. Катализ.
26. Растворы. Способы выражения концентрации. Растворители и их свойства.
27. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель.
28. Электролитическая диссоциация, сольватация.
29. Константа и степень диссоциации слабых электролитов.
30. Связь свойств растворов (осмотического давления, температуры кипения и замерзания) с состоянием растворенного вещества.
31. Законы Рауля.
32. Кислотно-основные системы. Протонная и электронная теории кислот и оснований. Кислоты Льюиса и Бренстеда.
33. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Понятие о сильных и слабых электролитах. Константа ионизации.
34. Буферные системы. Состав буферных систем, классификация.
35. Механизм буферного действия. pH буферных систем, Буферная емкость.
36. Буферные системы организма. Взаимосвязь буферных систем в организме при поддержании кислотно-основного равновесия.
37. Взаимное действие гидрокарбонатной и гемоглобиновой буферных систем.
38. Комплексные соединения. Химическая связь. Классификация. Взаимосвязь строения комплексов и гибридизация орбиталей комплексообразователя.
39. Типичные комплексообразователи и лиганды. Координационное число.
40. Внутрикомплексные соединения. Константы нестойкости.
41. Разрушение комплексов с использованием реакций осаждения.

42. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители.
43. Методы составления уравнений ОВР. Направление реакций ОВР.
44. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.
45. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Концентрационные эффекты осмоса растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
46. Роль осмотического давления в биологических системах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.
47. Равновесие между раствором и осадком труднорастворимого электролита. Производство растворимости. Условия растворения и осаждения электролитов.
48. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).
49. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.
50. Общая характеристика s-элементов. Особенности положения в ПСЭ. Качественные реакции.
51. Общая характеристика p-элементов. Особенности положения в ПСЭ. Качественные реакции.
52. Общая характеристика d-элементов. Особенности положения в ПСЭ. Качественные реакции.
53. Титриметрический метод анализа. Виды титриметрического анализа. Основные этапы титрования. Основные расчетные формулы.
54. Кислотно-основное титрование. Перманганатометрия.
55. Эквивалент и эквивалентная масса оксида, кислоты, основания и соли.

#### **Критерии оценки**

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 объеме, необходимом для дальнейшей учебы 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.

### **3.2. Комплекты заданий для проверочных работ(проверяемые компетенции ОК-1, ОПК-5, ПК-6)**

#### **РАЗДЕЛ «ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ» МАССОВАЯ ДОЛЯ ВЕЩЕСТВА**

### Билет №1

Сколько г  $\text{NaHCO}_3$  требуется для приготовления 3 л 7% р-ра ( $\rho = 1,08$  г/мл)?

### Билет №2

Найти процентную концентрацию р-ра  $\text{HCl}$ , в 1 л которого содержится 42 г  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,19$  г/мл).

## ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

### Билет 1.

1. Какая масса ядер грецких орехов может компенсировать половину суточной потребности человека в энергии, равной 6276 кДж, если известно, что в орехах массовая доля жира 64,4 %, белка 15,6 % и углеводов 12 %.
2. Приведите объединенное уравнение I и II начал термодинамики и characterize его члены.
3. Выражение  $\Delta G = 0$  – означает ....

### Билет 2.

1. Рассчитайте, сможет ли протекать при  $100^0$  следующее превращение:  
$$3\text{C}_2\text{H}_2 \text{ г} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \text{ ж}$$
2. Приведите формулировку и математическое выражение I начала термодинамики для изобарного процесса.
3. Выражение  $\Delta H > 0$  – означает .....

## ОБЪЕМНЫЙ АНАЛИЗ

### Билет № 1

1. Сущность титриметрического (объемного анализа)  
В каком объеме следует растворить 0,1907 г  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $M = 382$ , чтобы получить 0,1000 н раствор?

### Билет № 2

1. Перечислите требования к реакциям, используемым в объемном анализе.
2. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в 500 мл которого содержится 0,0200 эквивалентов ( $n_3$ ) соды.

## КИНЕТИКА. РАВНОВЕСИЕ

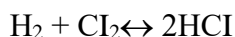
### Билет № 1

1. Написать математические выражения для скорости химической реакции:  $2\text{NO} + \text{O}_2$
2. Рассчитайте, во сколько раз изменится (увеличится, уменьшится) скорость химической реакции  $\text{CO}_2 + \text{C}$ , если повысить давление в 2 раза?
3. Рассчитайте, во сколько раз изменится (увеличится, уменьшится) скорость химической реакции при изменении температуры от  $10^0$  до  $90^0$ , если температурный коэффициент равен 2 ( $Y = 2$ )?
4. Написать математическое выражение константы равновесия реакции:  
$$\text{CO}_2 + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO}$$
5. В какую сторону сместится равновесие хим. реакции  
$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \leftrightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} + Q$$
, если повысить давление?  
В какую сторону сместится равновесие хим. реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ , если повысить температуру?

### Билет № 2

1. Написать математические выражения для скорости химической реакции:  $2\text{CO}_2 + \text{O}_2$
2. Рассчитайте, во сколько раз изменится (увеличится, уменьшится) скорость химической реакции  $4\text{HCl} + \text{O}_2$ , если повысить давление в 2 раза?
3. Рассчитайте, во сколько раз изменится (увеличится, уменьшится) скорость химической реакции при изменении температуры от  $70^0$  до  $10^0$ , если температурный коэффициент равен 2 ( $Y=2$ )?

4. Написать математическое выражение константы равновесия реакции:



5. В какую сторону сместится равновесие хим. реакции  $\text{CO}_2 + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO} - Q$ , если уменьшить температуру?

В какую сторону сместится равновесие хим. реакции  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + Q$ , если уменьшить давление?

## рН, ЭЛЕКТРОЛИТЫ, ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

### Билет № 1

1. Какой из приведенных слабых электролитов диссоциирует лучше:

- 1) муравьиная кислота  $pK_a = 3,74$
- 2) синильная кислота  $pK_a = 9,14$
- 3) хлоруксусная кислота  $pK_a = 2,90$

2. Какие электролиты диссоциируют ступенчато:

- 1)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 2)  $\text{BaCl}_2$
- 3)  $\text{H}_2\text{S}$
- 4)  $\text{CrOH SO}_4$

3. Для сероводородной кислоты напишите формулу ее сопряженного основания.

4. Какая из солей подвергается гидролизу в большей степени:

- 1)  $\text{KNO}_2$
- 2)  $\text{CH}_3\text{COOK}$

Напишите для нее первую стадию гидролиза в краткой ионной и молекулярной форме.

5. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию ( $\text{H}^+$ ), чтобы рН раствора уменьшился на 2:

- 1) 0,01
- 2) 10
- 3) 100
- 4) 2

### Билет №2

1. Какая из кислот является самой сильной:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $pK_a = 1,89$
- 2)  $\text{H}_3\text{PO}_4$   $pK_a = 2,12$
- 3)  $\text{HF}$   $pK_a = 3,13$

2. Укажите слабодиссоциирующий гидроксид:

- 1)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{NH}_4\text{OH}$
- 3)  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 4)  $\text{LiOH}$

3. Ионной произведение воды  $K(\text{H}_2\text{O})$  при 298 К равно ...

4. В растворе какой соли  $pH < 7$

- 1)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 2)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 3)  $\text{CaCl}_2$
- 4)  $\text{Ca}(\text{CN})_2$

Напишите для нее уравнения гидролиза в краткой ионной и молекулярной форме.

5. Определите рН 0,01 н раствора гидроксида аммония, если  $\alpha = 0,01$

- 1) 2
- 2) 4
- 3) 6
- 4) 8
- 5) 10
- 6) 12

## КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ.

### Билет № 1

1. Как известно, причиной кессонной болезни является закупорка кровеносных сосудов пузырьками азота, выделяющимся из крови при быстром подъеме водолаза на поверхность. Причиной выделения газа является:

- 1) плохая растворимость азота в крови
- 2) уменьшение растворимости азота в крови, вызванное уменьшением его парциального давления при подъеме
- 3) вытеснение азота кислородом воздуха

2. При расчете осмотического давления с помощью уравнения Вант-Гоффа концентрацию выражают с помощью:

- 1) массовой доли (%)
- 2) молярной концентрации (моль/л)
- 3) нормальной концентрации (экв/л)
- 4) моляльности (моль/кг)

3. Раствору  $\text{NaCl}$  и глюкозы, имеющие одинаковую концентрацию, равную 1 моль/кг:

- 1) замерзают при одинаковой температуре =  $0^{\circ}\text{C}$
- 2) замерзает при одинаковой температуре =  $-1,86^{\circ}$

- 3)  $t_{\text{зам. (ГЛЮКОЗЫ)}} > t_{\text{зам. (NaCl)}}$   
 4)  $t_{\text{зам. (ГЛЮКОЗЫ)}} < t_{\text{зам. (NaCl)}}$
4. Эритроциты, помещенные в 9% раствор NaCl подвергаются:  
 1) гемолизу  
 2) плазмолизу  
 3) не изменяются
5. Раствор глюкозы ( $M = 180$ ), изотоничный крови при  $37^{\circ}\text{C}$ , имеет концентрацию, моль/л:  
 1) 0,027      2) 0,0029      3) 5,0      4) 0,299      5) 0,9

### Билет № 2

1. Осмосом называют процесс самопроизвольной диффузии:  
 1) вещества из области большей концентрации в меньшую  
 2) растворителя в раствор с большей концентрацией  
 3) растворенного вещества из области большей концентрации в меньшую через полупроницаемую мембрану  
 4) растворителя в раствор с большей концентрацией через полупроницаемую мембрану
2. Изотоническими называются растворы, имеющие:  
 1) одинаковую  $T_{\text{кип}}$   
 2) одинаковую  $T_{\text{зам}}$   
 3) одинаковое осмотическое давление  
 4) одинаковые  $T_{\text{кип}}$ ,  $T_{\text{зам}}$  и  $P_{\text{осм}}$
3. Растворы глюкозы ( $M = 180$ ) и сахара ( $M = 342$ ) имеющие концентрацию 1 моль/кг кипят:  
 1) при одинаковой температуре =  $100^{\circ}\text{C}$   
 2) при одинаковой температуре =  $100,52^{\circ}\text{C}$   
 3) при одинаковой температуре =  $99,48^{\circ}\text{C}$   
 4)  $T_{\text{кип}}(\text{глюкозы}) < T_{\text{кип}}(\text{сахара})$
4. Эбулиоскопическая постоянная,  $E$ , является константой:  
 1) растворителя  
 2) растворенного вещества  
 3) раствора
5. При какой температуре 300 мл раствора, содержащего 8,52 г глицерина ( $M = 92$ ) изотоничны, по отношению к крови:  
 1)  $37^{\circ}\text{C}$       2)  $27^{\circ}\text{C}$       3)  $300^{\circ}\text{C}$       4) 300K

## БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

### Билет № 1.

1. Раствор какого вещества можно добавить к водному раствору  $\text{CO}_2$ , чтобы образовалась буферная система?  
 1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; 3)  $\text{NaHCO}_3$ ; 4)  $\text{NaOH}$ ; 5)  $\text{KHCO}_3$ ; 6)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
2. Буферные свойства проявляют системы:  
 1)  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; 2)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HCl}$ ; 3)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ; 4)  $\text{HnHb}$ ,  $\text{Hb}^-$ .
3. Предложенный компонент буферной системы является:  
 а) донором протона; б) акцептором протона.  
 1)  $\text{HnHbO}_2$ ; 2)  $\text{NaHCO}_3$ ; 3)  $^+\text{NH}_3\text{-Pt-COO}^-$ ; 4)  $\text{Hb}^-$ .
4. Вычислите и укажите pH гидрокарбонатной буферной системы ( $\text{pKa}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,35$ ) с соотношением компонентов [донор протона]/[акцептор протона] = а) 1 : 1; б) 1 : 10; в) 10 : 1.  
 1) 4,25; 2) 5,35; 3) 6,35; 4) 8,35; 5) 4,50; 6) 7,35.
5. В каком растворе основная буферная емкость больше кислотной?  
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$   
 1) 50 мл 0,2 М + 100 мл 0,1 М      3) 100 мл 0,1 М + 100 мл 0,4 М  
 2) 200 мл 0,2 М + 200 мл 0,1 М



### Билет № 2.

1. Раствор какого вещества можно добавить к водному раствору  $\text{SO}_2$ , чтобы образовалась буферная система?  
1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; 3)  $\text{NaHCO}_3$ ; 4)  $\text{NaOH}$ ; 5)  $\text{KHSO}_3$ .
2. Буферные свойства проявляют системы:  
1)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaCl}$ ; 2)  $\text{H}_2\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{BO}_4^-$ ; 3)  $\text{H}_3\text{N}^+-\text{Pt}-\text{COO}^-$ ,  $\text{H}_3\text{N}^+-\text{Pt}-\text{COOH}$ ; 4)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
3. Предложенный компонент буферной системы является:  
а) донором протона; б) акцептором протона.  
1)  $\text{H}_2\text{N}-\text{Pt}-\text{COO}^-$ ; 2)  $\text{NH}_2$ ; 3)  $\text{HPO}_4^{2-}$ ; 4)  $\text{NaHCO}_3$ .
4. Вычислите и укажите pH фосфатной буферной системы  $\text{pK}_a(\text{H}_2\text{PO}_4) = 7,20$  с соотношением компонентов [донор протона]/[акцептор протона] = а) 1 : 1; б) 1 : 10; в) 10 : 1.  
1) 5,80; 2) 6,20; 3) 7,20; 4) 6,80; 5) 8,20; 6) 4,20.
5. В каком растворе кислотная буферная емкость больше основной?  
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$   
1) 50 мл 0,2 М + 100 мл 0,1 М  
2) 200 мл 0,2 М + 200 мл 0,1 М  
3) 100 мл 0,1 М + 100 мл 0,4 М

### КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

#### Билет № 1

1. Написать формулу К.С. тетрацианопалладат (II) калия.
2. Назвать К.С. Указать его состав.  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{CO})_2]\text{Br}_3$

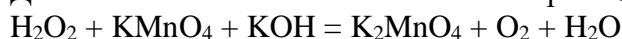
#### Билет № 2

1. Написать формулу К.С. дицианоаргентат (II) калия.
2. Назвать К.С. Указать его состав.  $[\text{BiI}_4]\text{H}_2\text{PO}_4$

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

#### Задание 1.

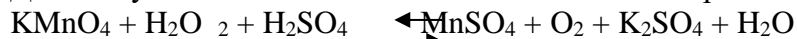
Для окислительно-восстановительной реакции



- выпишите из таблицы полуреакции и значения ОВ- потенциалов.
- укажите окислитель и восстановитель и направление ОВ реакции
- расставьте коэффициенты

#### Задание 2.

Для следующей окислительно-восстановительной реакции:



- выпишите из таблицы полуреакции и значения окислительно-восстановительных потенциалов, укажите окислитель и восстановитель,
- укажите направление окислительно-восстановительной реакции
- расставьте коэффициенты

### ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

#### Билет №1

Произведение растворимости  $\text{MgS}$  при  $25^\circ\text{C}$  равно

$2,0 \cdot 10^{-15}$ . Образуется ли осадок  $\text{MgS}$  при смешении равных объемов 0,004 М  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  и 0,0006 М  $\text{Na}_2\text{S}$ ?

#### Билет №2

$\text{PP}(\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$  при  $25^\circ\text{C}$  равно  $2 \cdot 10^{-7}$ . Выпадает ли осадок  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  при смешивании равных объемов 0,05 М растворов  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?

### **Критерии оценки:**

#### **Оценка "5" ставится, если:**

1. выполнил работу без ошибок и недочетов;
2. допустил не более одного недочета.

#### **Оценка "4" ставится, если обучающийся выполнил работу полностью, но допустил в ней:**

1. не более одной негрубой ошибки и одного недочета;
2. или не более двух недочетов.

**Оценка "3" ставится, если обучающийся правильно выполнил не менее половины работы или допустил:**

1. не более двух грубых ошибок;
2. или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета;
3. или не более двух-трех негрубых ошибок;
4. или одной негрубой ошибки и трех недочетов;
5. или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.

#### **Оценка "2" ставится, если обучающийся**

1. допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка "3";
2. или если правильно выполнил менее половины работы.

#### **Оценка "1" ставится, если обучающийся**

1. не приступал к выполнению работы;
2. или правильно выполнил не более 10 % всех заданий.

#### **Примечание.**

1) Преподаватель имеет право поставить ученику оценку выше той, которая предусмотрена нормами, если обучающимся оригинально выполнена работа.

2) Оценки с анализом доводятся до сведения обучающихся, как правило, на последующем занятии, предусматривается работа над ошибками, устранение пробелов.

### **3.3. Примерные тестовые задания, критерии оценки (проверяемые компетенции ОК-1, ОПК-5, ПК-6)**

*Приводятся примерные тестовые задания*

#### **1 уровень:**

1. (ОК-1, ПК-6) Соли – это
  1. вещества с ионной связью
  2. вещества с ковалентной полярной связью
  3. вещества с ковалентной неполярной связью
2. (ОПК-5, ПК-6) Окислением каких веществ можно получить основные оксиды?
  1. металлов
  2. неметаллов
  3. оснований
3. (ОК-1, ПК-6) Атомы С и Si имеют одинаковое число:
  1. нейтронов в ядре
  2. энергетических уровней
  3. электронов на внешнем энергетическом уровне
4. (ОК-1, ПК-6) Атом излучает квант света...
  1. в основном состоянии
  2. при переходе электрона на более высокую орбиту
  3. при переходе с верхней на нижнюю орбиту
5. (ОК-1, ОПК-5) Подгруппой называется...
  1. вертикальный ряд элементов, с номером равным числу валентных электронов
  2. вертикальный ряд элементов с аналогичными электронными структурами

3. горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра атомов, и имеющих одинаковое число электронных энергетических уровней.

6. (ОК-1, ОПК-5) Способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов с образованием химических связей называется...

1. валентностью
2. степенью окисления
3. координационным числом.

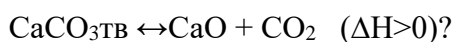
7. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Рассчитайте стандартную энтропию реакции:  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ .

1.  $\Delta S_{0298}$  реакции = - 188 Дж/К
2.  $\Delta S_{0298}$  реакции = - 370 Дж/К
3.  $\Delta S_{0298}$  реакции = - 241 Дж/К

8. (ОПК-5, ПК-6) Внутренняя энергия системы изменяется за счет...

1. теплообмена
2. работы системы
3. работы и теплообмена с окружающей средой

9. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Какой фактор способствует смещению равновесия вправо в системе:



1. повышение температуры;
2. катализаторы;
3. повышение давления;
4. увеличение концентрации  $\text{CO}_2$ .

10. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Протекание простой химической реакции:  $2\text{CO}_{\text{г}} + \text{O}_{2\text{г}} \rightarrow 2\text{CO}_2$  описывается следующим выражением закона действующих масс:

1.  $V = kC(\text{CO}_2)$ ;
2.  $V = kC^2(\text{CO}_2)$ ;
3.  $V = kC^2(\text{CO}) \cdot C(\text{O}_2)$ ;

11. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Какой из указанных факторов вызовет в системе

$\text{C}_{\text{тв}} + \text{O}_{2\text{г}} \leftrightarrow \text{CO}_{2\text{г}} \quad (\Delta H < 0)$  смещение равновесия вправо?

1. уменьшение концентрации  $\text{CO}_2$ ;
2. увеличение концентрации  $\text{CO}_2$ ;
3. увеличение температуры;
4. увеличение давления.

12. (ОПК-5, ПК-6) Для реакции  $\text{C}_{\text{тв}} + \text{O}_{2\text{г}} \leftrightarrow \text{CO}_{2\text{г}}$  были установлены следующие равновесные концентрации соответственно 0,3; 0,1; 0,2, определите в какую сторону будет смещено химическое равновесие

1. не смещено,  $K_p = 1$
2. в сторону прямой реакции,  $K_p > 1$
3. в сторону обратной реакции,  $K_p < 1$

13. (ОК-1, ПК-6) Как называется реакция обменного взаимодействия солей с водой, в результате которой образуются ионы или молекулы слабого электролита?

1. Реакция нейтрализации
2. Реакция гидролиза
3. Реакция дегидратации

14. (ОПК-5, ПК-6) Гидролиз, какой из указанных солей, приведет к подкислению раствора?

1.  $\text{CuCl}_2$
2.  $\text{Na}_2\text{S}$

3.  $\text{CaCl}_2$

15. Комплексный ион в данном комплексном соединении  $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$  имеет заряд:

1. +1;
2. +2;
3. +3;
4. -1.

16. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) В комплексных ионах обязательно должна быть связь:

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

17. (ОПК-5, ПК-6) В каких из указанных процессов происходит процесс восстановления?

1.  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}$ ;
2.  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ ;
3.  $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$ ;
4.  $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$ .

18. (ОПК-5) Какая из указанных ниже химических реакций не является окислительно-восстановительной?

1.  $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
2.  $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
3.  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

19. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Онкотическое давление обусловлено растворенными в крови:

1. электролитами
2. неэлектролитами
3. белками
4. всеми перечисленными компонентами

20. (ОПК-5) У растворов температура замерзания по сравнению с чистым растворителем:

1. выше
2. ниже
3. не отличается

## **2 уровень:**

1. (ОК-1, ОПК-5) Подберите соответствие:

1. Реакция обмена
  2. Реакция замещения
  3. Реакция соединения
1.  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  2.  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  3.  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

2. (ОК-1, ОПК-5) Подберите соответствие:

1. Реакция обмена
  2. Реакция замещения
  3. Реакция соединения
1.  $\text{Cu} + \text{KOH} \rightarrow$
  2.  $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
  3.  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

3. (ОПК-5, ПК-6) Установите соответствие между частицей и ее электронной конфигурацией.

ЧАСТИЦА      ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

- |             |                     |
|-------------|---------------------|
| 1. $N^{+2}$ | 1. $1s^2$           |
| 2. $N^{+5}$ | 2. $1s^2 2s^2$      |
| 3. $N^{+3}$ | 3. $1s^2 2s^2 2p^1$ |
| Г. $N^{+5}$ | 4. $1s^2 2s^1$      |

4. (ОПК-5, ПК-6) Установите соответствие между видом связи в веществе и формулой химического вещества

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ

ВИД СВЯЗИ

- |            |                           |
|------------|---------------------------|
| 1. $H_2$   | 1. ионная                 |
| 2. $Ba$    | 2. металлическая          |
| 3. $HF$    | 3. ковалентная полярная   |
| 4. $BaF_2$ | 4. ковалентная неполярная |

5. (ОК-1, ОПК-5) Найдите соответствие между процессом и параметрами, которые его характеризуют:

1. экзотермический процесс
2. эндотермический процесс
1.  $\Delta H > 0$
2.  $\Delta H < 0$
3.  $\Delta H = 0$

**3 уровень:**

1. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) 200 г шоколада, содержащего 70% углеводов и 20% жиров

Рассчитайте калорийность

1. 1700 кДж;
2. 920 ккал;
3. 920 кДж;
4. 460 ккал.

сколько необходимо съесть этого шоколада, чтобы получить энергию в количестве 230 ккал

1. 100 грамм
2. 50 грамм
3. 200 грамм
4. 500 грамм

2. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Дана следующая реакция  $CO_2 = CO + O_2$

Рассчитайте значение  $\Delta G_0$  при 1000 С

1.  $\Delta G = -12,8$  кДж;
2.  $\Delta G = +501,95$  кДж;
3.  $\Delta G = -501,95$  кДж;
4.  $\Delta G = +12,8$  кДж;

сделайте вывод о самопроизвольности протекания реакции, определите решающий фактор

1. идет самопроизвольно, энтальпийный фактор
2. не идет самопроизвольно, энтальпийный фактор
3. идет самопроизвольно, энтропийный фактор.

4. не идет самопроизвольно, энтропийный фактор.

3. (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Для реакции  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2$  были установлены следующие равновесные концентрации соответственно 0,3; 0,2; 0,1

Рассчитайте константу равновесия

1.  $K_p=1$
2.  $K_p > 1$
3.  $K_p < 1$

определите в какую сторону будет смещено химическое равновесие

1. не смещено,
2. в сторону прямой реакции,
3. в сторону обратной реакции,

*Критерии оценки:*

- «зачтено» - не менее 71% правильных ответов;
- «не зачтено» - 70% и менее правильных ответов.

### 3.4. Примерные ситуационные задачи, критерии оценки (проверяемые компетенции ОК-1, ОПК-5, ПК-6)

**Задача 1.** (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) При обследовании пациента обнаружено, что рН плазмы крови равен 7,2. К каким заболеваниям может привести это отклонение рН от нормы и как можно ликвидировать эту патологию?

- а) Приводит ли это отклонение рН к ацидозу?
- б) Приводит ли это отклонение рН к алкалозу?
- в) Можно ли ликвидировать это отклонение рН при приеме пациентом 0,9% раствора NaCl?
- г) Можно ли ликвидировать это отклонение рН при приеме пациентом раствора  $\text{NaHCO}_3$ ?
- д) Можно ли ликвидировать это отклонение рН при приеме пациентом раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ?

**Эталонный ответ:**

Снижение рН плазмы крови по сравнению с нормой (7,40) приводит к ацидозу.

Ликвидировать это снижение рН можно приемом пациентом  $\text{NaHCO}_3$ , так как эта соль дает при гидролизе щелочную реакцию среды.

Нельзя применять 0,9% раствор NaCl, имеющий нейтральную реакцию и раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , дающий при гидролизе кислую реакцию среды.

**Задача 2.** (ОК-1, ОПК-5, ПК-6) Эритроцит помещен в растворы NaCl с концентрациями: 0,9%; 0,1% и 2%. Как ведет себя эритроцит в растворах различной концентрации?

- а) Какой из этих растворов является гипертоническим для эритроцита?
- б) Какой из этих растворов является гипотоническим для эритроцита?
- в) Какой из этих растворов является изотоническим для эритроцита?
- г) В каком растворе будет наблюдаться гемолиз эритроцитов?
- д) В каком растворе будет наблюдаться плазмолиз эритроцитов?

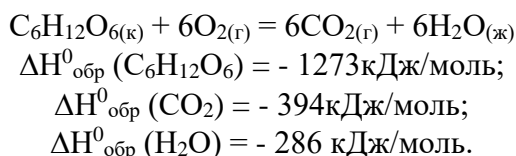
**Эталонный ответ:**

0,9% раствор NaCl является изотоническим, 0,1% раствор NaCl – гипотоническим, 2% раствор NaCl – гипертоническим по отношению к эритроциту.

В гипотоническом растворе NaCl (0,1%) наблюдается гемолиз эритроцита, а в гипертоническом растворе NaCl (2%) наблюдается плазмолиз эритроцита.

**Задача 3.** (ОПК-5, ПК-6) Женщина, «соблюдая фигуру», съела вне плана в составе торта 180 г глюкозы. Сколько времени она должна стирать белье (расход энергии 543 кДж/ч), чтобы

полностью компенсировать излишества? Считать, что глюкоза полностью окисляется в организме по уравнению:



- а) На основании какого закона проводятся термодимические расчеты?
- б) Является ли процесс окисления глюкозы экзотермическим?
- в) Является ли процесс окисления глюкозы эндотермическим?
- г) Чему равна стандартная энтальпия окисления глюкозы?
- д) Какое время пациентка должна затратить на стирку белья, чтобы компенсировать излишества?

**Эталонный ответ:**

Термодимические расчеты основаны на законе Гесса. Стандартная энтальпия окисления глюкозы может быть рассчитана по уравнению:

$$\Delta H^0_{окисл.}(C_6H_{12}O_6) = 6\Delta H^0_{обр}(CO_2) + 6\Delta H^0_{обр}(H_2O) - \Delta H^0_{обр}(C_6H_{12}O_6) = -2807 \text{ КДж}$$

Так как  $\Delta H^0_{окисл.}(C_6H_{12}O_6) < 0$ , то процесс окисления глюкозы является экзотермическим.

Чтобы компенсировать потребление 2807 кДж, дама должна стирать:  
 $2807 \text{ КДж} / 543 \text{ кДж/ч} = 5,17 \text{ ч}.$

**Критерии оценки:**

**Оценка "5" ставится, если:**

1. выполнил работу без ошибок и недочетов;
2. допустил не более одного недочета.

**Оценка "4" ставится, если обучающийся выполнил работу полностью, но допустил в ней:**

1. не более одной негрубой ошибки и одного недочета;
2. или не более двух недочетов.

**Оценка "3" ставится, если обучающийся правильно выполнил не менее половины работы или допустил:**

1. не более двух грубых ошибок;
2. или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета;
3. или не более двух-трех негрубых ошибок;
4. или одной негрубой ошибки и трех недочетов;
5. или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.

**Оценка "2" ставится, если обучающийся**

1. допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка "3";
2. или если правильно выполнил менее половины работы.

**Оценка "1" ставится, если обучающийся**

1. не приступал к выполнению работы;
2. или правильно выполнил не более 10 % всех заданий.

**3.5. Примерный перечень практических навыков, критерии оценки**

Знать:

1. правила техники безопасности и порядок работы в химических лабораториях с реактивами и приборами;
2. в области современных представлений о строении вещества, основ теорий химических процессов, учения о растворах, равновесных процессах в растворах электролитов и неэлектролитов, химии элементов; основных разделов и этапов ее развития, современное состояние;
3. роли и значения основных понятий, методов и законов неорганической химии в практической деятельности медицинского биохимика;
4. структурные формулы, тривиальные названия и химические свойства важных неорганических соединений, используемых в медицине в качестве лекарственных средств;

5. иметь представление о теоретических основах 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 медицинской аппаратуры.

*Владеть:*

1. базовыми технологиями преобразования информации, текстовыми, табличными редакторами, поиск в сети интернет;
2. навыками безопасной работы в химической лаборатории - умением обращаться с химической посудой, реактивами, газовыми горелками и электрическими приборами;
3. навыками постановки качественных реакций на основные функциональные группы разных классов неорганических соединений;
4. навыками использования теоретических знаний по неорганической химии при решении ситуационных задач, выполнения тестовых и контрольных заданий, изучении последующих дисциплин медико-биологического профиля, проведении НИР;
5. навыками использования теоретических знаний в области современных спектральных физических методов при решении ситуационных задач, изучении последующих дисциплин медико-биологического профиля, проведении НИР;
6. навыками самостоятельной работы;

*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 увеличительной техникой;
3. интерпретировать результаты наиболее распространенных 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. приобретение умения расчета энергетических характеристик химических процессов, определения направления и глубины их протекания, способов расчета химических равновесий по известным исходным концентрациям и константе равновесия; с использованием структурных формул записывать уравнения химических реакций, характерных для неорганических соединений и лекарственных средств, указывать механизм реакций;
6. использовать теоретические знания для решения ситуационных задач, выполнения тестовых и контрольных заданий; при решении ситуационных задач пользоваться учебной, научной, научно-популярной и справочной литературой, сетью Интернет; использовать теоретические знания по органической химии и современным спектральным физическим методам при последующем изучении дисциплин медико-биологического профиля, применять их в научно-исследовательской работе (НИР)

#### ***Критерии оценки:***

- **«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.

### **3.6 Примерное задание к формированию реферата (портфолио), критерии оценки.**

#### **Темы рефератов:**

1. Валентные возможности атомов химических элементов.
2. Окислительно-восстановительные реакции с неорганическими окислителями



(восстановителями), используемые в анализе пищевых продуктов.

3. Хлорирование воды: за и против.

4. Йодированная пищевая соль: состав и возможные режимы применения при производстве продуктов питания.

5. Химические свойства металлов как функция их токсичности.

6. Кальций и магний в пищевых продуктах и напитках и их роль в организме человека.

7. Нитраты и нитриты как консерванты.

8. Алюминий в пищевых продуктах и напитках: биологическое действие на организм.

9. Токсичность свинца и его соединений.

10. Фосфор, его роль в процессе жизнедеятельности организма.

11. Мышьяк и сурьма. Токсическое действие мышьяка. Биологическое действие сурьмы.

12. Сульфиты и оксид серы (IV) как консерванты пищевых продуктов.

13. Металлы и сплавы для изготовления столовых приборов.

14. Хром, марганец и железо как необходимые микроэлементы: биологическое действие, содержание в пищевых продуктах и напитках.

15. Медь и цинк как необходимые микроэлементы: биологическое действие, содержание в пищевых продуктах и напитках.

16. Загрязнение воды ртутьорганическими соединениями и их токсическое действие.

17. Кадмий: содержание, влияние на состояние здоровья, взаимодействие с другими металлами при их одновременном поступлении в организм.

#### **Критерии оценки:**

- оценка «**зачтено**» выставляется обучающемуся, если

1. реферат (портфолио) оформлено в виде отдельной папки на листах формата А4. Имеет титульный лист, оглавление в том числе каждого раздела, нумерацию страниц

2. Содержит отформатированный текст, согласно требованиям задания.

3. Текст разделен на разделы.

4. Имеются пояснительные таблицы, рисунки, схемы.

5. Приведены химические реакции, раскрывающие биологическую значимость данных классов соединений.

6. Указаны использованные источники.

- оценка «**не зачтено**» выставляется студенту, если

1. Не выполнены требования по оформлению реферата (портфолио), выполнено менее 70% заданий или допущено большое количество ошибок, реферат (портфолио) не представлено преподавателю на проверку на этапе приема практических навыков.

2. Отсутствует в полном объеме информация по заданной теме.

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

### **4.1. Методика проведения тестирования**

**Целью** этапа промежуточной аттестации по дисциплине (модулю), проводимой в форме тестирования, является оценка уровня усвоения обучающимися знаний, приобретения умений, навыков и сформированности компетенций в результате изучения учебной дисциплины (части дисциплины).

#### **Локальные нормативные акты, регламентирующие проведение процедуры:**

Проведение промежуточной аттестации обучающихся регламентируется Положением о текущем контроле успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

#### **Субъекты, на которых направлена процедура:**

Процедура оценивания должна охватывать всех обучающихся, осваивающих дисциплину (модуль). В случае, если обучающийся не прошел процедуру без уважительных причин, то он считается имеющим академическую задолженность.

**Период проведения процедуры:**

Процедура оценивания проводится по окончании изучения дисциплины (модуля) 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 (модуль).

**Требования к банку оценочных средств:**

До начала проведения процедуры преподавателем подготавливается необходимый банк тестовых заданий. Преподаватели кафедры разрабатывают задания для тестового этапа зачёта, 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: трудоемкость дисциплины в з.е. умножить на 50.

Тестовые задания для проверки исходного уровня знаний студентов включают в себя задания 1-го уровня (выбрать все правильные ответы).

**Описание проведения процедуры:**

Тестирование является обязательным этапом 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 выдается 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. Время, отводимое на тестирование, составляет не более полутора академических часов на экзамене.

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 на экзамене.

**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».

## **4.2. Методика проведения приема практических навыков**

**Цель этапа** промежуточной аттестации по дисциплине (модулю), проводимой в форме приема 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 Положением о текущем контроле успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

**Субъекты, на которые направлена процедура:**

Процедура оценивания должна охватывать всех обучающихся, осваивающих дисциплину (модуль). В случае, если обучающийся не прошел процедуру без уважительных причин, то он считается имеющим академическую задолженность.

#### **Период проведения процедуры:**

Процедура оценивания проводится по окончании изучения дисциплины (модуля) на последнем занятии по дисциплине (модулю)

#### **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 (модуль).

#### **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 занятий семинарского типа.

#### **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 (модулю) выставляется оценка «неудовлетворительно».

Результаты проведения процедуры в обязательном порядке проставляются преподавателем в экзаменационные ведомости в соответствующую графу.

### **4.3. Методика проведения устного собеседования**

**Целью процедуры** промежуточной аттестации по дисциплине (модулю), проводимой в форме устного собеседования, является оценка уровня усвоения обучающимися знаний, приобретения умений, навыков и сформированности компетенций в результате изучения учебной дисциплины (части дисциплины).

#### **Локальные нормативные акты, регламентирующие проведение процедуры:**

Проведение промежуточной аттестации обучающихся регламентируется Положением о текущем контроле 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 (модуля) в соответствии с расписанием промежуточной аттестации.

#### **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 (доцент кафедры), ведущий дисциплину (модуль), 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 развернутые 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, объема оцениваемого учебного материала, общей трудоемкости изучаемой дисциплины (модуля) и других факторов.

Собеседование проводится по ситуационным задачам. Результат собеседования при проведении промежуточной аттестации в форме экзамена выставляется оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

#### **Результаты процедуры:**

Результаты проведения процедуры в обязательном порядке проставляются преподавателем в зачетные книжки обучающихся и экзаменационные ведомости и представляются в деканат факультета, за которым закреплена образовательная программа.

По результатам проведения процедуры оценивания преподавателем делается вывод о результатах промежуточной аттестации по дисциплине.

#### **4.4. Методика проведения защиты реферата (портфолио)**

**Цель:** оценка уровня приобретения обучающимся умений, навыков и сформированности компетенций в результате изучения данной темы (темы рефератов).

#### **Субъекты, на которые направлена процедура:**

Процедура оценивания должна охватывать всех обучающихся, осваивающих дисциплину (модуль). В случае, если обучающийся не прошел процедуру без уважительных причин, то он считается имеющим академическую задолженность.

#### **Период проведения процедуры:**

Процедура оценивания проводится по окончании изучения дисциплины (модуля) на последнем занятии по дисциплине (модулю).

**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 (модуль).

#### **Требования к банку оценочных средств:**

До начала проведения процедуры преподавателем подготавливается необходимый список тем рефератов. Каждый студент выбирает себе одну тему реферата и подготавливает в письменном виде.

#### **Описание проведения процедуры:**

Реферат проверяется преподавателем.

#### **Результаты процедуры:**

Результаты проверки реферата (портфолио) имеют качественную оценку «зачтено» – «не зачтено». Оценки «зачтено» по результатам проверки реферата (портфолио) являются основанием для допуска обучающихся к собеседованию. При получении оценки «не зачтено» за реферат (портфолио) обучающийся к собеседованию не допускается.