

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кемеровский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(ФГБОУ ВО КемГМУ Минздрава России)



УТВЕРЖДАЮ:

Проректор по учебной работе

канд. биол. наук, доцент

Большаков В.В.

« 27 » 02 20 25 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Специальность

33.05.01 Фармация

Квалификация выпускника

провизор

Форма обучения

очная

Факультет

фармацевтический

Кафедра-разработчик рабочей программы

кафедра фармацевтической и
общей химии

Семестр	Трудоем- кость		Лек- ций, ч.	Лаб. прак- тику м, ч.	Пра кт. зан яти й, ч.	Клини- ческих прак- т. зан ятий , ч.	Сем ина ров, ч.	СР С, ч.	КР	Экза мен, ч	Форма промежут очного контроля (экзамен / зачет с оценкой / зачет)
	зач. ед.	ч.									
I	5	180	24		72			48		36	экзамен
Итого	5	180	24		72			48		36	экзамен

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» разработана в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки (специальности) 33.05.01 «Фармация», квалификация «провизор», утвержденным приказом Министерства образования и науки России N 219 от 27.03.2018.

Рабочую программу разработал (-и)

доц. каф. фармацевтической и общей химии, канд. хим. наук, доц. Е.П. Дягилева

Рабочая программа согласована с научной библиотекой _____ Г.А. Фролова
04 02 2025 г.

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры
фармацевтической и общей химии

протокол № 7 от « 04 » 02 2025 г.

Рабочая программа согласована с учебно-методической комиссией
фармацевтического факультета

Председатель: канд. фарм. наук А.А. Марьин _____
протокол № 2 от « 24 » 02 2025 г..

Рабочая программа согласована с деканом фармацевтического факультета

канд. фарм. наук А.А. Марьин _____
« 26 » 02 2025 г.

Рабочая программа зарегистрирована в учебно-методическом отделе

Регистрационный номер 2604

Руководитель УМО д-р фарм. наук, проф. _____ Н.Э. Коломиец

« 26 » 02 2025 г.

1. ПАСПОРТ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

1.1. Цели и задачи освоения дисциплины

1.1.1. Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является формирование компетенций, необходимых для последующего изучения химических дисциплин (аналитической химии, органической химии, физической и коллоидной химии).

1.1.2. Задачи дисциплины:

1. Формирование представлений о строении атомов, молекул, химической связи.
2. Изучение основ стехиометрических расчетов.
3. Формирование представлений о химическом равновесии и разных типах химических реакций.
4. Формирование представлений о растворах, их свойствах и количественных характеристиках.
5. Изучение химических свойств важнейших химических элементов и их соединений.

1.2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

1.2.1. Дисциплина относится к обязательной части ООП Б1.О.05.

1.2.2. Для изучения дисциплины необходимы знания, умения и навыки, формируемые на уроках химии, физики, математики по программам средней общеобразовательной школы.

1.2.3. Изучение дисциплины «Общая и неорганическая химия» необходимо для получения знаний, умений и навыков, востребованных последующими дисциплинами: «Физическая и коллоидная химия», «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Биологическая химия», «Токсикологическая химия», «Фармацевтическая химия», «Фармакогнозия», «Фармацевтическая технология».

В основе преподавания данной дисциплины лежат следующие типы профессиональной деятельности:

01 Образование и наука (в сфере научных исследований)

02 Здравоохранение (в сфере обращения лекарственных средств и других товаров аптечного ассортимента)

07 Административно-управленческая и офисная деятельность (в сфере обращения лекарственных средств)

1.3. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины

1.3.2. Общепрофессиональные компетенции

№	Категория компетенций	Код компетенций	Содержание компетенций	Индикаторы компетенций	Технология формирования
1	Профессиональная методология	ОПК-1	Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов	ИДопк-1-2. Применяет основные физико-химические и химические методы анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов	Лекции, практические занятия, самостоятельная работа

1.4. Объем учебной дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость всего		Семестр	
		в зачетных единицах (ЗЕ)	в академических часах (ч)	1	
				Трудоемкость по семестрам (ч)	
				1	
Аудиторная работа, в том числе:		2,7	96	96	
Лекции (Л)		0,7	24	24	
Лабораторные практикумы (ЛП)					
Практические занятия (ПЗ)		2	72	72	
Клинические практические занятия (КПЗ)					
Семинары (С)					
Самостоятельная работа студента (СРС), в том числе НИР		1,3	48	48	
Промежуточная аттестация:	экзамен (Э)	1	36	36	
ИТОГО		5	180	180	

2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 180 часов.

2.1. Структура дисциплины

№ п/п	Наименование разделов и тем	Семестр	Всего часов	Виды учебной работы					СРС
				Аудиторные часы					
				Л	ЛП	ПЗ	КПЗ	С	
1	Раздел 1. Стехиометрия. Концентрация	1	18			12			6
1.1	Тема 1.1. Закон эквивалентов	1	12			4			4
1.2	Тема 1.2. Концентрация вещества в растворе	1	6			8			2
2	Раздел 2. Строение вещества	1	14	6		4			4
2.1	Тема 2.1. Строение атомов	1	4	2		2			2
2.2	Тема 2.2. Химическая связь	1	10	4		2			2
3	Раздел 3. Скорость реакций и химическое равновесие	1	12	4		8			4
3.1	Тема 3.1. Скорость реакций и химическое равновесие	1	12	4		4			4
	Коллоквиум 1 по разделам 1, 2 и 3	1	4			4			
4	Раздел 4. Химические реакции в растворах. Физико-химические свойства растворов	1	68	14		36			22
4.1	Тема 4.1. Окислительно-восстановительные реакции и электродные потенциалы	1	14	2		8			4
4.2	Тема 4.2. Комплексные соединения	1	14	2		8			4
4.3	Тема 4.3. Коллигативные свойства растворов	1	8	2		4			2
4.4	Тема 4.4. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа ионизации. Активность ионов в	1	6	2		2			2
4.5	Тема 4.5. Равновесие между осадком и раствором	1	6	2		2			2
4.6	Тема 4.6. Кислотно-основное равновесие	1	20	4		8			8
	Коллоквиум 2 по разделу 4		4			4			
	Раздел 5. Химия элементов	1	24			12			12
5.1	Тема 5.1. Химия металлов Ia, IIa, IIIa групп	1	8			4			4
5.2	Тема 5.2. Химия неметаллов	1	8			4			4
5.3	Тема 5.3. Химия тяжелых металлов и d-элементов	1	8			4			4
	Экзамен	1	36						
	Итого		180	24		72			48

2.2. Тематический план лекционных (теоретических) занятий

№ п/п	Наименование раздела, тема лекции	Кол-во часов	Семестр	Результат обучения в виде формируемых компетенций
Раздел 2. Строение вещества		6	1	ОПК-1
1	Тема 2.1. Строение атомов	2	1	
2	Тема 2.2. Химическая связь (Ч.1)	2	1	
3	Тема 2.3. Химическая связь (Ч.2)	2	1	
Раздел 3. Скорость реакций и химическое равновесие		4	1	ОПК-1
4	Тема 3.1. Скорость реакций и химическое равновесие (Ч.1)	2	1	
5	Тема 3.2. Скорость реакций и химическое равновесие (Ч.2)	2	1	
Раздел 4. Химические реакции в растворах. Физико-химические свойства растворов		14	1	ОПК-1
6	Тема 4.1. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции и электродные потенциалы	2	1	
7	Тема 4.2. Комплексные соединения	2	1	
8	Тема 4.3. Коллигативные свойства растворов	2	1	
9	Тема 4.4. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа ионизации. Активность ионов в растворе	2	1	
10	Тема 4.5. Равновесие между осадком и раствором	2	1	
11	Тема 4.6. Кислотно-основное равновесие (Ч.1)	2	1	
12	Тема 4.7. Кислотно-основное равновесие (Ч.2)	2	1	
Итого		24		

2.3. Тематический план практических занятий

№ п/ п	Наименование раздела, тема занятия	Вид занятия (ПЗ, С, КПЗ, ЛП)	Кол-во часов		Семестр	Результат обучения в виде формируемых компетенций
			Ауди тор.	СРС		
Раздел 1. Стехиометрия. Концентрация			12	6	1	ОПК-1
1	Тема 1.1. Закон эквивалентов	ПЗ	4	4	1	
2	Тема 1.2. Концентрация вещества в растворе	ПЗ	8	2	1	
Раздел 2. Строение вещества			4	4	1	ОПК-1
3	Тема 2.1. Строение атомов	ПЗ	2	2	1	
4	Тема 2.2. Химическая связь	ПЗ	2	2	1	
Раздел 3. Скорость реакций и химическое равновесие			8	4	1	ОПК-1
4	Тема 3.1. Скорость реакций и химическое равновесие	ПЗ	4	4	1	
5	Коллоквиум 1 по разделам 1, 2 и 3	ПЗ	4		1	
Раздел 4. Химические реакции в растворах. Физико-химические свойства растворов			36	22	1	ОПК-1
6	Тема 4.1. Окислительно-восстановительные реакции и электродные потенциалы	ПЗ	8	4	1	
7	Тема 4.2. Комплексные соединения	ПЗ	8	4	1	
8	Тема 4.3. Коллигативные свойства растворов	ПЗ	4	2	1	
9	Тема 4.4. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа ионизации. Активность ионов в растворе	ПЗ	2	2	1	
10	Тема 4.5. Равновесие между осадком и раствором	ПЗ	2	2	1	
11	Тема 4.6. Кислотно-основное равновесие	ПЗ	8	8	1	
12	Коллоквиум 2 по разделу 4	ПЗ	4			
Раздел 5. Химия элементов			12	12	1	ОПК-1
13	Тема 5.1. Химия металлов Ia, IIa, IIIa групп	ПЗ	4	4	1	
14	Тема 5.2. Химия неметаллов	ПЗ	4	4	1	
15	Тема 5.3. Химия тяжелых металлов и d-элементов	ПЗ	4	4	1	
Итого			72	48		

2.4. Содержание дисциплины

РАЗДЕЛ 1. СТЕХИОМЕТРИЯ. КОНЦЕНТРАЦИЯ

Тема 1.1. Закон эквивалентов

Содержание темы:

1. Эквивалент. Фактор эквивалентности. Количество вещества эквивалента. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов. Эталонные стехиометрические единицы: атом водорода, ион водорода, атом кислорода. Их эквиваленты.
2. Уравнение состояния идеального газа (Менделеева-Клапейрона). Закон Авогадро как следствие уравнения состояния.
3. Решение задач по темам: «Стехиометрические расчеты. Закон эквивалентов. Уравнение состояния идеального газа».
4. Лабораторная работа 1 «Определение молярной массы эквивалента солей».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, оформление отчёта по лабораторной работе 1.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 1.2. Концентрация вещества в растворе

Содержание темы:

1. Способы выражения концентрации вещества в растворе: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, титр, молярная доля. Соответствующие формулы и единицы измерения.
2. Решение задач по темам «Концентрация. Расчеты при приготовлении растворов».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, решение ситуационных задач.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

РАЗДЕЛ 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Тема 2.1. Строение атомов

Содержание темы:

1. Атомное ядро: состав, заряд, масса, размеры.
2. Квантовая теория атома. Квантовые числа, их физический смысл.
3. Принцип Паули. Порядок заполнения орбиталей электронами. Правило Гунда.

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 2.2. Химическая связь

Содержание темы:

1. Ковалентная связь. Основные характеристики химической связи. Сигма-, пи- и дельта- связи.
2. Гибридизация атомных орбиталей и соответствующая им симметрия и форма молекул.
3. Резонансные структуры. Делокализованная пи- связь.
4. Форма и симметрия многоатомных молекул. Полярные и неполярные молекулы.
5. Метод молекулярных орбиталей. Энергетическая диаграмма для двухатомных молекул. Определение порядка связи.

6. Решение задач по темам «Ковалентная связь. Гибридизация атомных орбиталей. Сигма и пи - связи. Симметрия и форма молекул».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, решение ситуационных задач.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

РАЗДЕЛ 3. СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Тема 3.1. Скорость реакций и химическое равновесие

Содержание темы:

1. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от времени и концентрации реагирующих веществ: закон действующих масс. Константа скорости реакции, ее размерность, физический смысл.
2. Кинетическое уравнение реакции. Порядок и молекулярность реакции. Реакции первого порядка.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
4. Обратимые реакции. Определение константы химического равновесия на основе закона действующих масс.
5. Смещение химического равновесия при воздействии на систему: принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления, изменения концентрации одного из реагентов на состояние равновесия.
6. Решение задач по темам «Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от температуры. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, решение ситуационных задач.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

РАЗДЕЛ 4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Тема 4.1. Окислительно-восстановительные реакции и электродные потенциалы

Содержание темы:

1. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции, их классификация. Окислитель. Восстановитель. Степень окисленности.
2. Метод ОВ полуреакций.
3. Электродный потенциал. Сопряженная ОВ пара. Стандартные электродные потенциалы. Схема и способ измерения электродного потенциала. Уравнение Нернста. Определение направления ОВ реакции.
4. Решение задач по темам «Метод ОВ полуреакций. Расчет ЭДС и определение направления ОВ реакции. Уравнение Нернста».
5. Лабораторная работа 2 «Окислительно-восстановительные реакции».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, решение ситуационных задач, оформление отчёта по лабораторной работе 2.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 4.2. Комплексные соединения

Содержание темы:

1. Комплексные соединения. Основные понятия и термины: центральный атом, лиганды, координационное число, внешняя и внутренняя сфера комплекса, дентатность, хелаты.
2. Природа химической связи в комплексных соединениях.
3. Типичные комплексообразователи и лиганды.
4. Номенклатура комплексных соединений.
5. Равновесия в водных растворах комплексов. Общие и ступенчатые константы устойчивости комплексов.
6. Решение задач по теме «Комплексные соединения».
7. Лабораторная работа 3 «Комплексные соединения».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, решение ситуационных задач, оформление отчёта по лабораторной работе 3.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 4.3. Коллигативные свойства растворов

Содержание темы:

1. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Гипотонические, гипертонические и изотонические растворы.
2. Давление насыщенного пара над раствором. Температуры кипения и замерзания растворов. Законы Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы растворителя.
3. Особенности коллигативных свойств растворов сильных электролитов. Изотонический коэффициент, кажущаяся степень диссоциации.
4. Решение задач по теме «Коллигативные свойства растворов».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, решение ситуационных задач.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 4.4. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа ионизации. Активность ионов в растворе

Содержание темы:

1. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации (ионизации). Закон разбавления Оствальда.
2. Идеальные растворы.
3. Коллигативные свойства растворов сильных электролитов. Ионная сила раствора. Стандартное состояние. Активность. Коэффициент активности. Формула Дебая-Хюккеля.
4. Решение задач по теме «Сильные и слабые электролиты. Степень и константа ионизации. Активность ионов в растворе».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, решение ситуационных задач.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 4.5. Равновесие между осадком и раствором

Содержание темы:

1. Равновесие между осадком и раствором.
2. Насыщенный раствор. Растворимость.
3. Константа равновесия между осадком и раствором. Правило, следующее из выражения этой константы по закону действующих масс.
4. Расчет молярной растворимости по произведению растворимости.
5. Равновесные условия образования и растворения осадка. Пересыщенный раствор.
6. Решение задач по теме «Равновесие между осадком и раствором».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы, решение ситуационных задач.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 4.6. Кисотно-основное равновесие

Содержание темы:

1. Концепция кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Кислота. Основание. Амфолит. Сопряженная кислотно-основная пара.
2. Протолитические свойства воды. Реакция и константа автопротолиза воды.
3. Понятие о кислом, щелочном, нейтральном растворе.
4. Водородный показатель (рН). Расчет рН нейтрального раствора. Шкала рН.
5. Кисотно-основные индикаторы.
6. Характеристика кислот и оснований по силе. Константы кислотности и основности.
7. Расчет рН растворов кислот и оснований.
8. Кисотно-основные свойства водных растворов солей. Протолитические свойства катионов и анионов. Классификация солей по их кислотно-основным свойствам.
9. Гидролиз. Взаимное усиление гидролиза.
10. Расчет констант кислотности и основности ионов. Расчет рН водных растворов солей.
11. Решение задач по теме «Расчет рН растворов кислот и оснований. Протолитические свойства водных растворов солей».
12. Лабораторная работа 4 «Кисотно-основные реакции. Определение рН растворов при помощи индикаторов».

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, решение ситуационных задач, оформление отчёта по лабораторной работе 4.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

РАЗДЕЛ 5. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Тема 5.1. Химия металлов Ia, IIa, IIIa групп

Содержание темы:

1. Химические реакции соединений элементов Ia, IIa, IIIa групп (Li, Na, K, Ca, Sr, Ba, Al)
2. Щелочные металлы (Li, Na, K). Их физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды щелочных металлов. Соли щелочных металлов.
3. Магний, кальций, стронций, барий. Их физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Способность к комплексообразованию. Растворимость солей магния, кальция, стронция, бария.

4. Алюминий. Физические и химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия. Комплексные соединения алюминия. Растворимость солей.

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 5.2. Химия неметаллов

Содержание темы:

1. Химические реакции соединений элементов- неметаллов (H, B, C, Si, N, P, As, O, S, F, Cl, Br, I)
2. Водород и его соединения. Гидриды. Аквакомплексы. Пероксид водорода.
3. Бор. Борсодержащие кислоты. Бура. Анионные комплексы бора.
4. Углерод. Оксиды углерода (II и IV). Угольная кислота, карбонаты. Синильная кислота, цианиды. Тиоцианаты (роданиды), роданистоводородная кислота. Карбонат-, цианид-, цианат- и тиоцианат-ионы как лиганды. Красная и желтая кровяные соли.
5. Кремний. Оксид кремния. Орто- и метакремниевые кислоты. Силикаты. Стекло.
6. Азот. Соединения азота с водородом и кислородом. Оксиды азота. Азотная кислота. Нитраты. Азотистая кислота. Нитриты. ОВ свойства кислородных соединений азота.
7. Фосфор. Оксид фосфора (V). Фосфоросодержащие кислоты и их соли. ОВ свойства.
8. Мышьяк. Сурьма. Висмут. Оксиды. Гидроксиды. Кислоты. Соли. ОВ свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута.
9. Кислород. Озон. Пероксиды. Пероксокислоты (надкислоты).
10. Сера. Сероводород. Сульфиды. Полисульфиды. Оксиды серы. Кислородсодержащие кислоты серы. ОВ свойства соединений серы.
11. Фтор. Фтороводород. Плавиковая кислота. Фториды. Малорастворимые фториды.
12. Хлор, бром, йод. Галогеноводороды. Хлориды. Бромиды. Йодиды. ОВ свойства галогенид-ионов. Кислоты и их соли. ОВ свойства кислородных соединений хлора, брома и йода.

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

Тема 5.3. Химия тяжелых металлов и d-элементов

Содержание темы:

1. Химические реакции соединений элементов тяжелых металлов и d-элементов (Cu, Ag, Zn, Cd, Hg, Sn, Pb, Sb, Bi, Cr, Mn, Fe, Co, Ni)
2. Медь. Оксиды меди. Гидроксид меди. Соли меди (I). Растворимые комплексы меди (I и II). ОВ свойства соединений меди.
3. Серебро. Оксид серебра. ОВ свойства соединений серебра. Растворимые и малорастворимые соли серебра. Растворимые комплексы серебра.
4. Цинк. Кадмий. Ртуть. Гидроксиды цинка и кадмия. Оксид ртути. Соли ртути (I и II). Сулема. Каломель. Металлический цинк как восстановитель. ОВ свойства соединений ртути. Растворимые комплексы цинка, кадмия и ртути. Взаимодействие катионов цинка, кадмия и ртути с аммиаком.
5. Олово и свинец. Оксиды и гидроксиды олова и свинца. Оловянная и свинцовая кислоты. Станнаты. Пломбаты. ОВ свойства соединений олова и свинца.

6. Хром. Оксиды и гидроксиды хрома (II и III). Оксид хрома (VI). Хромовая кислота. Дихромовая кислота. Полихромовые кислоты. Хроматы. Бихроматы. Пероксид хрома. ОВ свойства соединений хрома. Комплексные соединения хрома.
7. Марганец. Оксид и гидроксиды марганца (II, III, IV). Манганаты. Марганцевая кислота. Перманганаты. Восстановление перманганата в кислом, щелочном и нейтральном растворе. ОВ свойства соединений марганца. Комплексные соединения.
8. Железо. Кобальт. Никель. Оксиды и гидроксиды (II и III). Ферраты (VI). ОВ свойства соединений железа, кобальта, никеля. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Карбонилы.

Форма контроля и отчетности усвоения материала: опорный конспект, контрольные вопросы.

Использование электронного обучения и дистанционных образовательных технологий: нет.

2.5. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

Наименование раздела, тема	Вид самостоятельной работы обучающегося (аудиторной и внеаудиторной)	Кол- во часов	Семестр
Раздел 1. Стехиометрия. Концентрация		6	1
Тема 1.1. Закон эквивалентов	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи	4	1
Тема 1.2. Концентрация вещества в растворе	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи, отчет по лабораторной работе 1	2	1
Раздел 2. Строение вещества		4	1
Тема 2.1. Строение атомов	Контрольные вопросы, опорный конспект	2	1
Тема 2.2. Химическая связь	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи	2	1
Раздел 3. Скорость реакций и химическое равновесие		4	1
Тема 3.1. Скорость реакций и химическое равновесие	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи	4	1
Раздел 4. Химические реакции в растворах. Физико-химические свойства растворов		22	1
Тема 4.1. Окислительно-восстановительные реакции и электродные потенциалы	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи, отчет по лабораторной работе 2	4	1
Тема 4.2. Комплексные соединения	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи, отчет по лабораторной работе 3	4	1
Тема 4.3. Коллигативные свойства растворов	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи	2	1
Тема 4.4. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа ионизации. Активность ионов в растворе	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи	2	1
Тема 4.5. Равновесие между осадком и раствором	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи	2	1
Тема 4.6. Кислотно-основное равновесие	Контрольные вопросы, опорный конспект, ситуационные задачи, отчет по лабораторной работе 4	8	1
Раздел 5. Химия элементов		12	1
Тема 5.1. Химия металлов Ia, IIa, IIIa групп	Контрольные вопросы, опорный конспект	4	1
Тема 5.2. Химия неметаллов	Контрольные вопросы, опорный конспект	4	1
Тема 5.3. Химия тяжелых металлов и d-элементов	Контрольные вопросы, опорный конспект	4	1
Итого		48	1

3. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

3.1. Занятия, проводимые в интерактивной форме

№	Наименование раздела дисциплины	Вид учебных занятий	Количество часов	Формы интерактивного обучения	Количество
	Раздел 1. Стехиометрия. Концентрация		12		4
1	Тема 1.2. Концентрация вещества в растворе	Лабораторная работа 1	4	Работа в малых группах, тренинг	4
	Раздел 2. Строение вещества		10		4
2	Тема 2.1. Строение атомов	Лекция	2	Презентация	2
3	Тема 2.2. Химическая связь	Лекция	2	Презентация	2
	Раздел 3. Скорость реакций и химическое равновесие		12		2
4	Тема 3.1. Скорость реакций и химическое равновесие	Лекция	2	Презентация	2
	Раздел 4. Химические реакции в растворах. Физико-химические свойства		50		12
5	Тема 4.1. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции и электродные потенциалы	Лабораторная работа 2	4	Работа в малых группах, тренинг	4
6	Тема 4.2. Комплексные соединения	Лабораторная работа 3	4	Работа в малых группах, тренинг	4
7	Тема 4.6. Кислотно-основное равновесие	Лабораторная работа 4	4	Работа в малых группах, тренинг	4
	Раздел 5. Химия элементов		12		2
8	Тема 5.3. Химия тяжелых металлов и d-элементов	Практическое занятие	2	Работа в малых группах	2
Итого:			96		24

4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Контрольно-диагностические материалы

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме экзамена. Билет включает два теоретических вопроса (вопросы по курсу лекций), две ситуационные задачи из разделов дисциплины 1, 2, 3, 4, 5.

4.2. Оценочные средства (представлены в приложении 1)

1. Список вопросов для подготовки к экзамену
2. Ситуационные задачи

4.3. Критерии оценки по дисциплине в целом

Характеристика ответа	Оценка ECTS	Баллы в РС	Оценка итоговая
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний по дисциплине, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи. Знания об объекте демонстрируются на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа	A-B	100-91	5
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, доказательно раскрыты основные положения темы; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Ответ изложен литературным языком в терминах науки. В ответе допущены недочеты, исправленные студентом с помощью преподавателя	C-D	90-81	4
Дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Студент может конкретизировать обобщенные знания, доказав на примерах их основные положения только с помощью преподавателя. Речевое оформление требует поправок, коррекции	E	80-71	3
Дан неполный ответ, логика и последовательность изложения имеют существенные нарушения. Допущены грубые ошибки при определении сущности раскрываемых понятий, теорий, явлений, вследствие непонимания студентом их существенных и несущественных признаков и связей. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть конкретные проявления обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции	Fx-F	<70	2 Требуется передача/повторное изучение дисциплины

5. ИНФОРМАЦИОННОЕ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Информационное обеспечение дисциплины

№ п/п	Наименование и краткая характеристика библиотечно-информационных ресурсов и средств обеспечения образовательного процесса, в том числе электронно-библиотечных систем и электронных образовательных ресурсов (электронных изданий и информационных баз данных)
	ЭБС:
1	ЭБС «Консультант Студента»: сайт / ООО «КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА». – Москва, 2013-2025. - URL: https://www.studentlibrary.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
2	Справочно-информационная система «MedBaseGeotar»: сайт / ООО «КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА». – Москва, 2024-2025. – URL: https://mbasegeotar.ru - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
3	Электронная библиотечная система «Медицинская библиотека «MEDLIB.RU» (ЭБС «MEDLIB.RU»): сайт / ООО «Медицинское информационное агентство». - Москва, 2016-2025. - URL: https://www.medlib.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
4	«Электронная библиотечная система «Букап»: сайт / ООО «Букап». - Томск, 2012-2025. - URL: https://www.books-up.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
5	«Электронные издания» издательства «Лаборатория знаний» / ООО «Лаборатория знаний». - Москва, 2015-2025. - URL: https://moodle.kemsma.ru . – Режим доступа: по логину и паролю. - Текст: электронный.
6	База данных ЭБС «ЛАНЬ»: сайт / ООО «ЭБС ЛАНЬ» - СПб., 2017-2025. - URL: https://e.lanbook.com . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
7	«Образовательная платформа ЮРАИТ»: сайт / ООО «ЭЛЕКТРОННОЕ ИЗДАТЕЛЬСТВО ЮРАИТ». - Москва, 2013-2025. - URL: https://urait.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. – Текст: электронный.
8	«JAYPEE DIGITAL» (Индия) - комплексная интегрированная платформа медицинских ресурсов: сайт - URL: https://www.jaypeedigital.com/ - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
9	Информационно-справочная система «КОДЕКС»: код ИСС 89781 «Медицина и здравоохранение»: сайт / ООО «ГК «Кодекс». - СПб., 2016 -2025. - URL: http://kod.kodeks.ru/docs . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. - Текст: электронный.
10	Электронная библиотека КемГМУ (Свидетельство о государственной регистрации базы данных № 2017621006 от 06.09. 2017 г.). - Кемерово, 2017-2025. - URL: http://www.moodle.kemsma.ru . - Режим доступа: по логину и паролю. - Текст: электронный.
	Интернет-ресурсы:
11	http://www.alhimic.ru
12	http://www.chem.msu.ru

5.2. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

№ п/ п	Библиографическое описание рекомендуемого источника литературы
	Основная литература
1	Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2025. — 557 с. // Образовательная платформа Юрайт. - URL: https://urait.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. – Текст: электронный.
2	Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов: учебник и практикум для вузов / под общей редакцией В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой. — Москва: Издательство Юрайт, 2025. — 389 с. // Образовательная платформа Юрайт. - URL: https://urait.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. – Текст: электронный.
3	Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Э. Т. Оганесян, В. А. Попков, Л. И. Щербакова, А. К. Брель; под редакцией Э. Т. Оганесяна. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2025. — 558 с. // Образовательная платформа Юрайт. - URL: https://urait.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. – Текст: электронный.
	Дополнительная литература
4	Глинка, Н. Л. Общая химия: учебник для вузов / Н. Л. Глинка; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2025. — 717 с. // Образовательная платформа Юрайт. - URL: https://urait.ru . - Режим доступа: по IP-адресу университета, удаленный доступ по логину и паролю. – Текст: электронный.

5.3. Методические разработки кафедры

№ п/ п	Библиографическое описание рекомендуемого источника литературы
1	Башмаков, А. С. Неорганическая химия: учебное пособие для обучающихся по основной профессиональной образовательной программе высшего образования программе специалитета по специальности 33.05.01 «Фармация» / А. С. Башмаков ; Кемеровский государственный медицинский университет. - Кемерово: [б. и.], 2022. - 64 с. // Электронные издания КемГМУ. - URL: http://www.moodle.kemsma.ru . – Режим доступа: для авторизованных пользователей. - Текст: электронный.
2	Башмаков, А. С. Общая и неорганическая химия: учебно-методическое пособие для обучающихся по основной профессиональной образовательной программе высшего образования — программе специалитета по специальности 33.05.01 Фармация / А. С. Башмаков, Е. В. Леонтьева ; Кемеровский государственный медицинский университет. - Кемерово: [б. и.], 2020. - 104 с. // Электронные издания КемГМУ. - URL: http://www.moodle.kemsma.ru . – Режим доступа: для авторизованных пользователей. - Текст: электронный.

1. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Помещения:

Учебные комнаты, учебные лаборатории, комната для самостоятельной работы, лекционная аудитория

Оборудование:

доски, столы, стулья, лабораторные столы, лабораторные мойки, вытяжные шкафы, лабораторные весы, химическая посуда (пробирки, цилиндры, стаканы, колбы, пипетки, бюретки), штативы

Средства обучения

Технические: видеопроекторы, компьютеры, подключение к сети Интернет

Демонстрационные материалы:

Таблицы Менделеева, таблицы и плакаты по разным темам дисциплины

Оценочные средства

Экзаменационные билеты, задания для текущего и рубежного контроля

Учебные материалы

Учебники, учебно-методические пособия, справочники

Программное обеспечение

Microsoft Windows 7 и 10 Professional, Microsoft Office 10 Standard, Linux GNU GPL, Libre Office GNU LGPL.v3, Dr. Web Security Space, Kaspersky Endpoint Security Russian Edition

1. Список вопросов для подготовки к экзамену

1. Эквивалент. Закон эквивалентов. Количество вещества эквивалента. Фактор эквивалентности. Молярная масса эквивалента. Эталонные стехиометрические единицы: атом водорода, ион водорода, атом кислорода. Их эквиваленты.
2. Уравнение состояния идеального газа (Менделеева-Клапейрона). Закон Авогадро как следствие уравнения состояния.
3. Способы выражения концентрации вещества в растворе: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, титр, молярная доля. Соответствующие формулы и единицы измерения.
4. Модель атома Томпсона. Опыты Резерфорда и их толкование. Планетарная модель атома Бора. Постулаты Бора. Атомное ядро: состав, заряд, масса, размеры.
5. Квантовая теория атома. Волновое уравнение. Волновая функция. Орбиталь. Квантовые числа, их физический смысл. Спин электрона. Опыты Штерна-Герлаха. Спиновое квантовое число.
6. Принцип Паули. Порядок заполнения орбиталей электронами. Правило Гунда.
7. Природа химической связи. Квантовомеханический расчет молекулы водорода Гайтлера и Лондона. Метод валентных связей. Основные положения.
8. Ковалентная связь. Основные характеристики химической связи: энергия, длина, полярность, кратность, направленность, насыщенность. σ , π и δ -связи. Донорно-акцептонный способ трактовки ковалентной связи.
9. Гибридизация атомных орбиталей и соответствующая им симметрия и форма молекул.
10. Резонансные структуры. Делокализованная π -связь.
11. Форма и симметрия многоатомных молекул. Валентный угол. Дипольный момент молекул. Полярные и неполярные молекулы.
12. Метод молекулярных орбиталей. Основные положения. Энергетическая диаграмма для двухатомных молекул. Определение порядка связи.
13. Ионная связь. Отличие от ковалентной. Кристаллическая решетка. Соединения с ионной связью, их физические и химические свойства.
14. Металлическая связь. Природа, отличительные особенности. Энергетические зоны. Водородная связь: межмолекулярная, внутримолекулярная. Примеры веществ с водородной связью. Влияние водородной связи на физические свойства веществ.
15. Межмолекулярное взаимодействие: ориентационное, индукционное, дисперсионное, донорно-акцепторное. Влияние межмолекулярного взаимодействия на физические свойства вещества.
16. Понятие скорости химической реакции. Зависимость скорости реакции от времени и концентрации реагирующих веществ: закон действующих масс. Константа скорости реакции, ее размерность, физический смысл.
17. Кинетическое уравнение реакции. Порядок и молекулярность реакции. Реакции первого порядка.
18. Зависимость скорости реакции от температуры (причина этой зависимости). Энергетическая диаграмма реакции. Активированный комплекс. Распределение частиц по энергиям при разной температуре. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
19. Катализ и катализаторы. Принцип действия катализатора. Энергетическая диаграмма каталитической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокаталитические реакции.
20. Обратимые реакции. Определение константы химического равновесия на основе закона действующих масс. Заторможенное состояние.

21. Смещение химического равновесия при воздействии на систему: принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления, изменения концентрации одного из реагентов на состояние равновесия.
22. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции, их классификация. Окислитель. Восстановитель. Степень окисленности. Примеры типичных окислителей, восстановителей, веществ, проявляющих свойства как окислителя, так и восстановителя. ОВ реакции самоокисления-самовосстановления.
23. Электродный потенциал. Сопряженная ОВ пара. Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Схема и способ измерения электродного потенциала. Уравнение Нернста. Определение направления ОВ реакции.
24. Комплексные соединения. Основные понятия и термины: центральный атом, лиганды, координационное число, внешняя и внутренняя сфера комплекса, дентатность, хелаты. Природа химической связи в комплексных соединениях.
25. Типичные комплексообразователи и лиганды.
26. Номенклатура комплексных соединений.
27. Равновесия в водных растворах комплексов. Общие и ступенчатые константы устойчивости комплексов. Расчет концентрации катиона, не связанного в комплекс, при условии, что в растворе присутствует избыток лигандов.
28. Коллигативные свойства растворов. Давление насыщенного пара над раствором. Первый закон Рауля.
29. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Гипотонические, гипертонические и изотонические растворы.
30. Температуры кипения и кристаллизации раствора. Второй закон Рауля как следствие первого. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы растворителя.
31. Особенности коллигативных свойств растворов сильных электролитов. Изотонический коэффициент. Кажущаяся степень диссоциации.
32. Определение молярной массы вещества методом измерения коллигативных свойств раствора этого вещества.
33. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация. Ионизация. Степень ионизации. Константа ионизации слабого электролита. Связь степени ионизации с концентрацией слабого электролита (закон разбавления Оствальда, вывод формулы).
34. Равновесия в растворах сильных электролитов. Процессы, которые влияют на коллигативные свойства растворов сильных электролитов. Активность. Стандартное состояние. Коэффициент активности. Ионная сила раствора. Формула Дебая-Хюккеля.
35. Равновесие между осадком и раствором. Насыщенный раствор. Растворимость. Константа равновесия между осадком и раствором. Правило, следующее из выражения этой константы по закону действующих масс. Расчет молярной растворимости по произведению растворимости. Равновесные условия образования и растворения осадка. Пересыщенный раствор.
36. Концепция кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Кислота. Основание. Амфолит. Сопряженная кислотно-основная пара. Концепция кислот и оснований Льюиса.
37. Протолитические свойства воды. Реакция и константа автопротолиза воды. Понятие о кислом, щелочном, нейтральном растворе.
38. Водородный показатель (рН). Расчет рН нейтрального раствора. Шкала рН.
39. Кислотно-основные индикаторы.
40. Характеристика кислот и оснований по силе. Константы кислотности и основности. Сильные, слабые, очень слабые кислоты и основания. Связь между константами кислотности и основности кислоты и сопряженного основания. Следствия из формулы, выражающей эту связь.
41. Расчет рН растворов кислот и оснований.

42. Кислотно-основные свойства водных растворов солей. Протолитические свойства катионов и анионов. Классификация солей по их кислотно-основным свойствам: 1) катион — очень слабая кислота, анион — очень слабое основание; 2) катион — очень слабая кислота, анион — слабое основание; 3) катион — слабая кислота, анион — очень слабое основание; 4) катион — слабая кислота, анион — слабое основание; 5) катион — очень слабая кислота, анион — амфолит. Реакции, определяющие протолитические свойства водных растворов солей. Примеры солей с разными протолитическими свойствами.
43. Взаимное усиление гидролиза.
44. Расчет констант кислотности и основности ионов. Расчет pH водных растворов солей.
45. Водород и его соединения. Простое вещество, его физические и химические свойства. Гидриды. Вода. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные (ОВ) свойства воды. Аквакомплексы. Пероксид водорода, его физические, кислотно-основные и ОВ свойства. Реакция самоокисления-самовосстановления пероксида водорода.
46. Щелочные металлы (Li, Na, K). Их физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды щелочных металлов. Соли щелочных металлов.
47. Магний, кальций, стронций, барий. Их физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Способность к комплексообразованию. Растворимость солей магния, кальция, стронция, бария. Гипс.
48. Бор. Физические и химические свойства. Оксид бора. Орто-, мета-, тетраборная кислоты. Бура. Анионные комплексы бора.
49. Алюминий. Физические и химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия. Комплексные соединения алюминия. Растворимость солей.
50. Углерод. Алмаз, графит, карбин. Физические и химические свойства. Карбиды металлов. Оксиды углерода (II и IV), их физические и химические свойства. Угольная кислота, карбонаты. Синильная кислота, цианиды. Тиоцианаты (роданиды), роданистоводородная кислота. ОВ свойства цианидов и тиоцианатов. Карбонат-, цианид-, цианат- и тиоцианат-ионы как лиганды. Красная и желтая кровяные соли.
51. Кремний. Физические и химические свойства. Оксид кремния. Орто- и метакремниевые кислоты. Силикаты. Стекло.
52. Олово и свинец. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды олова и свинца. Оловянная и свинцовая кислоты. Станнаты. Плюмбаты. ОВ свойства соединений олова и свинца. Растворимость солей.
53. Азот. Физические и химические свойства. Соединения азота с водородом. Аммиак, его физические, кислотно-основные и ОВ свойства. Соли аммония. Аммиачные комплексы. Гидразин. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азиды. Их химические свойства.
54. Оксиды азота. Азотная кислота. Нитраты. Азотистая кислота. Нитриты. ОВ свойства кислородных соединений азота.
55. Фосфор. Белый, красный, черный фосфор. Физические и химические свойства. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная кислота. Метафосфорная кислота. Пирофосфорная кислота. Фосфаты.
56. Фосфорноватистая кислота. Гипофосфиты. Фосфористая кислота. Фосфиты. ОВ свойства гипофосфитов и фосфитов. Фосфин. Соли фосфония (сравнение с аммиаком и солями аммония).
57. Мышьяк. Сурьма. Висмут. Физические и химические свойства. Оксид мышьяка (III). Мышьяковистая кислота. Арсениты. Оксиды и гидроксиды сурьмы и висмута (III). Оксид мышьяка (V). Мышьяковая кислота. Арсенаты. Оксид сурьмы (V).

- Гидроксоантимонаты. Висмутат натрия. ОВ свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута.
58. Кислород. Озон. Физические и химические свойства. Пероксиды. Пероксокислоты (надкислоты).
 59. Сера. Физические и химические свойства. Сероводород. Сульфиды. Полисульфиды.
 60. Оксиды серы. Кислородсодержащие кислоты серы: сернистая, серная, полисерные, тиосерная, дитионовая кислота, политионовые кислоты, пероксомономерная кислота, пероксодисерная кислота. Олеум. Сульфиты. Сульфаты. Тиосульфаты. ОВ свойства соединений серы.
 61. Фтор. Физические и химические свойства. Фтороводород. Плавиковая кислота. Фториды. Малорастворимые фториды.
 62. Хлор, бром, йод. Физические и химические свойства. Галогеноводороды. Хлориды. Бромиды. Йодиды. ОВ свойства галогенид-ионов.
 63. Хлорноватистая, бромоватистая, йодноватистая кислоты. Гипохлориты, гипобромиты, гипойодиты. Хлористая кислота. Хлориты. Хлорноватая, бромноватая, йодноватая кислоты. Хлораты, броматы, йодаты. Хлорная кислота. Перхлораты. Йодная кислота. Перйодаты. ОВ свойства кислородных соединений хлора, брома и йода.
 64. Медь. Физические и химические свойства. Оксиды меди. Гидроксид меди. Соли меди (I). Растворимые комплексы меди (I и II). ОВ свойства соединений меди.
 65. Серебро. Физические и химические свойства. Оксид серебра. ОВ свойства соединений серебра. Растворимые и малорастворимые соли серебра. Растворимые комплексы серебра.
 66. Цинк. Кадмий. Ртуть. Физические и химические свойства. Гидроксиды цинка и кадмия. Оксид ртути. Соли ртути (I и II). Сулема. Каломель. Металлический цинк как восстановитель. ОВ свойства соединений ртути. Растворимые комплексы цинка, кадмия и ртути. Взаимодействие катионов цинка, кадмия и ртути с аммиаком.
 67. Хром. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды хрома (II и III). Оксид хрома (VI). Хромовая кислота. Двуххромовая кислота. Полихромовые кислоты. Хроматы. Бихроматы. Пероксид хрома. ОВ свойства соединений хрома. Комплексные соединения хрома. Соль Рейнике.
 68. Марганец. Физические и химические свойства. Оксид и гидроксиды марганца (II, III, IV). Манганаты.
 69. Марганцевая кислота. Перманганаты. Восстановление перманганата в кислом, щелочном и нейтральном растворе. ОВ свойства соединений марганца. Комплексные соединения марганца.
 70. Железо. Кобальт. Никель. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды (II и III). Ферраты (VI). ОВ свойства соединений железа, кобальта, никеля. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Карбонилы.

2. Ситуационные задачи

1. Рассчитайте молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в ее 20,08% растворе, плотность которого 1,140 г/мл.

Алгоритм решения.

Вычислим массу 1 л (1000 мл) раствора:

$$m = \rho \cdot V = 1000 \cdot 1,140 = 1140 \text{ г.}$$

Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 1 л раствора:

$$\omega_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{\text{р-ра}}}$$

$$m_{H_2SO_4} = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{H_2SO_4}}{100} = \frac{1140 \cdot 20,08}{100} = 228,9 \text{ г.}$$

Определим молярную концентрацию серной кислоты:

$$C_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4} \cdot V} = \frac{228,9}{98,07 \cdot 1} = 2,334 \text{ М.}$$

Величина фактора эквивалентности кислот определяется числом атомов водорода, которые могут быть замещены в молекуле кислоты. В данном случае фактор эквивалентности равен $(f_{\text{э}, H_2SO_4}) = 1/2$, т.е. в молекуле серной кислоты замещаются два атома водорода. Тогда молярная концентрация эквивалента серной кислоты будет рассчитываться следующим образом:

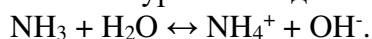
$$C_{\text{э}, H_2SO_4} = \frac{C_{H_2SO_4}}{f_{\text{э}, H_2SO_4}} = \frac{2,334}{0,5} = 4,668 \text{ М.}$$

Ответ: $C_{\text{э}, H_2SO_4} = 4,668 \text{ М}$

2. Вычислите степень диссоциации и pH 0,01 М раствора аммиака. Константа ионизации (диссоциации, K_B) равна $1,76 \cdot 10^{-5}$.

Алгоритм решения.

Запишем уравнение диссоциации слабого основания:



Вычислим степень диссоциации ионов в водном растворе аммиака:

$$\alpha = \frac{\sqrt{K_B \cdot C_B}}{C_B} = \sqrt{\frac{K_B}{C_B}},$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = 4,195 \cdot 10^{-2} \text{ (или } 4,195\%).$$

Рассчитаем концентрацию гидроксид ионов для слабого основания по следующей формуле:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C_B = 4,195 \cdot 10^{-2} \cdot 0,01 = 4,195 \cdot 10^{-4} \text{ М.}$$

Вычислим концентрацию протонов, используя выражение для константы автопротолиза воды:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}.$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,195 \cdot 10^{-4}} = 0,238 \cdot 10^{-10} \text{ М.}$$

Рассчитаем pH раствора:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,238 \cdot 10^{-10} = 10,62.$$

Ответ: pH = 10,62.

3. Рассчитайте молярную растворимость сульфата кальция в 0,01 М растворе Na_2SO_4 на основании его произведения растворимости.

Алгоритм решения.

Составим уравнение равновесия между осадком и насыщенным раствором: $\text{CaSO}_4(\text{т}) \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$. Составим уравнение диссоциации сульфата натрия: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Выразим произведение растворимости K_S (константу этого равновесия) через равновесные концентрации ионов в растворе (расчет проводим без учета ионной силы раствора):

$$K_S = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

Выразим концентрации ионов в насыщенном растворе через растворимость s . $[\text{Ca}^{2+}] = s$, $[\text{SO}_4^{2-}] = s + C$ и подставим полученные выражения в предыдущую формулу. Получим $K_S = s \cdot (s + C)$. Здесь C — концентрация сульфата натрия в растворе. Предположим, что $s \ll C$, что справедливо, если растворимость осадка достаточно низкая. Тогда $K_S \approx s \cdot C$, $s = \frac{K_S}{C}$.

Растворимость сульфата кальция (нулевое приближение):

$$s = \frac{K_S}{C} = \frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{0,01} = 0,010 \text{ М.}$$

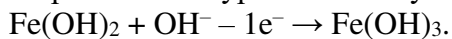
Ответ: $s = 0,010 \text{ М}$.

4. Составьте уравнение реакции между гидроксидом железа (II) и бромом в щелочном растворе методом полуреакций, если гидроксид железа (II) окисляется до гидроксида железа (III), бром восстанавливается до бромид - иона. Определите возможность протекания реакции в прямом направлении.

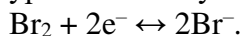
Алгоритм решения.

Запишем окислительно-восстановительные полуреакции соответствующих редокс-пар.

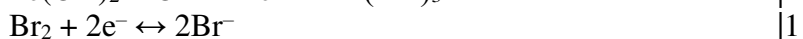
В полуреакции $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ уравниваем количество гидроксид ионов в левой и правой части уравнения и суммарный заряд ионов:



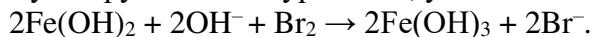
В полуреакции $\text{Br}_2 \leftrightarrow \text{Br}^-$ уравниваем количество брома в левой и правой части уравнения и суммарный заряд ионов, прибавляя к левой части уравнения 2 электрона:



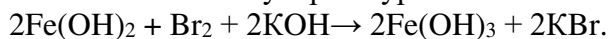
Поскольку окислитель присоединяет столько электронов, сколько отдает восстановитель в процессе окисления-восстановления, то получим:



Суммируем обе полуреакции, умножив на коэффициенты:



Записываем молекулярное уравнение:



Определим направление реакции, рассчитав электродвижущую силу (ΔE^0), используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов окислителя ($E_{\text{Ox}}^0 = +1,087 \text{ В}$) и восстановителя ($E_{\text{Red}}^0 = -0,56 \text{ В}$):

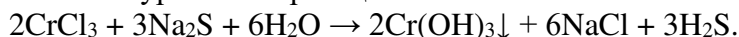
$$\Delta E^0 = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0 = +1,087 - (-0,56) = 1,647 \text{ В}.$$

Ответ: $2\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{KBr}$. Поскольку величина электродвижущей силы больше нуля, то данная окислительно-восстановительная реакция идет в прямом направлении.

5. К раствору, содержащему 6,50 г хлорида хрома (III), прилили раствор сульфида натрия, содержащий 7,70 г этого вещества. Какое вещество выпало в осадок в результате взаимодействия? Рассчитайте массу образовавшегося осадка.

Алгоритм решения.

Запишем уравнение реакции:



Определяем количество вещества хлорида хрома и сульфида натрия:

$$n_{\text{CrCl}_3} = \frac{m_{\text{CrCl}_3}}{M_{\text{CrCl}_3}} = \frac{6,50}{158,355} = 0,041 \text{ моль}, \quad n_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{S}}}{M_{\text{Na}_2\text{S}}} = \frac{7,70}{78,05} = 0,099 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции получаем: для реакции с хлоридом хрома количеством вещества 2 моль требуется 3 моль сульфида натрия.

$$2 \cdot n_{\text{CrCl}_3} = 3 \cdot n_{\text{Na}_2\text{S}}.$$

$$n_{\text{CrCl}_3} = \frac{3}{2} \cdot n_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{3}{2} \cdot 0,099 = 0,148 \text{ моль}. \quad n_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{2}{3} \cdot n_{\text{CrCl}_3} = \frac{2}{3} \cdot 0,041 = 0,027 \text{ моль}.$$

0,027 моль – количество вещества сульфида натрия, которое необходимо для реакции, следовательно, он взят в недостатке. Расчет количества вещества и массы продукта необходимо производить, используя массу и количества вещества, которое взято в недостатке, т.е. по сульфиду натрия.

Из уравнения реакции следует: 3 моль сульфида натрия требуется для получения 2 моль гидроксида хрома, следовательно:

$$n_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = \frac{3}{2} \cdot n_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{3}{2} \cdot 0,027 = 0,040 \text{ моль}.$$

Рассчитаем массу гидроксида хрома:

$$m_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = n_{\text{Cr}(\text{OH})_3} \cdot M_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = 0,040 \cdot 103,018 = 4,12 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow. \quad m_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = n_{\text{Cr}(\text{OH})_3} \cdot M_{\text{Cr}(\text{OH})_3} = 0,040 \cdot 103,018 = 4,121 \text{ г}.$$