

Министерство образования и науки Российской Федерации

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра прикладной океанографии ЮНЕСКО-МОК и охраны природных вод

Рабочая программа по дисциплине

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ ПРИРОДНЫХ ВОД

Основная профессиональная образовательная программа
высшего образования программы бакалавриата по направлению подготовки

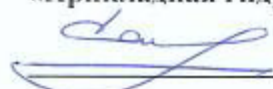
05.03.05 «Прикладная гидрометеорология»

Направленность (профиль):
Прикладная гидрология

Квалификация:
Бакалавр

Форма обучения
Очная/заочная

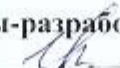
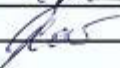
Согласовано
Руководитель ОПОП
«Прикладная гидрология»

 В.М. Сакович

Утверждаю
Председатель УМС  И.И. Палкин

Рекомендована решением
Учебно-методического совета
11 06 2019 г., протокол № 7

Рассмотрена и утверждена на заседании кафедры
16 05 2019 г., протокол № 9
Зав. кафедрой  Ерёмкина Т.Р.

Авторы-разработчики:
 Коузова Н.И.
 Хаймина О.В.

Санкт-Петербург 2019

1. Цели освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины «Введение в химию природных вод» – формирование у обучающихся общего химического мировоззрения, глубокого понимания сущности химических взаимодействий, имеющих место в окружающей среде (в том числе в гидросфере) и определяющих химическую форму движения материи, общих представлений.

Основные задачи дисциплины:

- изучить язык (символы, формулы, уравнения и понятия) и систему изложения знаний (принципы, правила и законы) в химии на основании экспериментального метода (созерцание, наблюдение, умозаключение и целенаправленный опыт) и математического описания;
- показать возможность использования химических знаний при исследовании явлений и процессов в гидросфере,
- сформировать навыки проведения экспериментальных исследований в лаборатории с соблюдением правил безопасности при работе с химическими реактивами;
- заложить теоретические основы для изучения дисциплины «Гидрохимия», как науки о природных многокомпонентных водных растворах.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП

Дисциплина «Введение в химию природных вод» относится к дисциплинам вариативной части Блока 1 «Дисциплины (модули)» основной профессиональной образовательной программы подготовки бакалавров по направлению подготовки 05.03.05 – Прикладная гидрометеорология, направленность (профиль) – Прикладная гидрология.

Для освоения данной дисциплины обучающиеся должны освоить в рамках базового среднего образования дисциплины «Химия», «Физика», «География», «Биология».

Дисциплина «Введение в химию природных вод» является базовой для освоения дисциплин «Экология», «Гидрохимия», «Охрана и мониторинг поверхностных вод суши».

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Код компетенции	Компетенция
ОПК-3	способностью анализировать и интерпретировать данные натуральных и лабораторных наблюдений, теоретических расчетов и моделирования
ОПК-4	способностью давать качественную оценку фактов, явлений и процессов, происходящих в природной среде, возможных рисков и ущербов при наступлении неблагоприятных условий
ПК-5	способностью реализации решения гидрометеорологических задач и анализа полученных результатов

В результате освоения компетенции в рамках дисциплины «Введение в химию природных вод» обучающийся должен

знать:

- основные химические понятия и законы химии, основные понятия и термины химии природных вод;
- основные положения современной теории строения атома и теории химической связи;
- химические свойства и генетическую взаимосвязь основных классов неорганических веществ;
- основные закономерности протекания химических процессов;

- физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах, в том числе водных;
- химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод.

уметь:

- применять химические законы для количественного описания химических явлений и превращений;
- на основании Периодического закона и строения электронных оболочек атомов элементов прогнозировать свойства и реакционную способность химических элементов и их соединений;
- рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания;
- выполнять расчет химических равновесий в растворах;
- обращаться с лабораторным оборудованием и реактивами, выполнять простейшие химические операции, применять правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, составлять отчет о выполненном химическом эксперименте.

владеть:

- химической терминологией;
- навыками работы с химической литературой, справочниками физико-химических величин.

Основные признаки проявленности формируемых компетенций в результате освоения дисциплины «Введение в химию природных вод» сведены в таблице 1.

Таблица 1

Соответствие уровней освоения компетенции планируемым результатам обучения и критериям их оценивания

Компетенция	Уровень освоения		
	Минимальный	Базовый	Продвинутый
ОПК-3 (частично) – способностью анализировать и интерпретировать данные натурных и лабораторных наблюдений, теоретических расчетов и моделирования	Недостаточно знает основные химические понятия и законы химии; основные положения современной теории строения атома и теории химической связи; химические свойства и генетическую взаимосвязь основных классов неорганических веществ; основные закономерности протекания химических процессов; физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах	Хорошо знает основные химические понятия и законы химии; основные положения современной теории строения атома и теории химической связи; химические свойства и генетическую взаимосвязь основных классов неорганических веществ; основные закономерности протекания химических процессов; физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах	Отлично знает основные химические понятия и законы химии; основные положения современной теории строения атома и теории химической связи; химические свойства и генетическую взаимосвязь основных классов неорганических веществ; основные закономерности протекания химических процессов; физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах

	<p>Затрудняется на основании Периодического закона и строения электронных оболочек атомов элементов прогнозировать свойства и реакционную способность химических элементов и их соединений; выполнять расчет химических равновесий в растворах; обращаться с лабораторным оборудованием и реактивами, выполнять простейшие химические операции, применять правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, составлять отчет о выполненном химическом эксперименте</p>	<p>Умеет на основании Периодического закона и строения электронных оболочек атомов элементов прогнозировать свойства и реакционную способность химических элементов и их соединений; выполнять расчет химических равновесий в растворах; обращаться с лабораторным оборудованием и реактивами, выполнять простейшие химические операции, применять правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, составлять отчет о выполненном химическом эксперименте</p>	<p>Умеет свободно на основании Периодического закона и строения электронных оболочек атомов элементов прогнозировать свойства и реакционную способность химических элементов и их соединений; выполнять расчет химических равновесий в растворах; обращаться с лабораторным оборудованием и реактивами, выполнять простейшие химические операции, применять правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, составлять отчет о выполненном химическом эксперименте</p>
	<p>Недостаточно владеет химической терминологией; навыками работы в химической лаборатории.</p>	<p>Хорошо владеет химической терминологией; навыками работы в химической лаборатории</p>	<p>Свободно владеет химической терминологией; навыками работы в химической лаборатории</p>
<p>ОПК-4 (частично) - способностью давать качественную оценку фактов, явлений и процессов, происходящих в природной среде, возможных рисков и ущербов при наступлении неблагоприятных условий</p>	<p>Недостаточно знает физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах, в том числе водных; химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод</p>	<p>Хорошо знает физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах, в том числе водных; химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод</p>	<p>Отлично знает физико-химические особенности протекания химических процессов в растворах, в том числе водных; химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод.</p>
	<p>Затрудняется применять химические законы для количественного описания химических явлений и превращений; рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания; выполнять расчет химических равновесий в растворах</p>	<p>Умеет применять химические законы для количественного описания химических явлений и превращений; рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания; выполнять расчет химических равновесий в растворах</p>	<p>Умеет свободно применять химические законы для количественного описания химических явлений и превращений; рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания; выполнять расчет химических равновесий в растворах.</p>

	Недостаточно владеет навыками работы с химической литературой, справочниками физико-химических величин, с источниками информации, позволяющими давать качественную оценку химических процессов в природной среде	Хорошо владеет навыками работы с химической литературой, справочниками физико-химических величин, с источниками информации, позволяющими давать качественную оценку химических процессов в природной среде	Свободно владеет навыками работы с химической литературой, справочниками физико-химических величин, с источниками информации, позволяющими давать качественную оценку химических процессов в природной среде
ПК-5 (частично) – способность реализации решения гидрометеорологических задач и анализа полученных результатов	Недостаточно знает химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод	Хорошо знает химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод	Отлично знает химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод.
	Затрудняется анализировать химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод	Умеет анализировать химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод	Умеет свободно анализировать химические процессы, влияющие на формирование химического состава природных вод
	Недостаточно владеет химической терминологией для реализации гидрометеорологических задач и анализа полученных результатов, связанных с вопросами формирования химического состава природных вод	Хорошо владеет химической терминологией для реализации гидрометеорологических задач и анализа полученных результатов, связанных с вопросами формирования химического состава природных вод	Свободно владеет химической терминологией для реализации гидрометеорологических задач и анализа полученных результатов, связанных с вопросами формирования химического состава природных вод

4. Структура и содержание дисциплины

Общий объем дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 180 часов.

Объем дисциплины (модуля) по видам учебных занятий в академических часах)

Объем дисциплины	Всего часов			
	Очная форма обучения		Заочная форма обучения	
	1 семестр	2 семестр	1 курс	2 курс
Объем дисциплины	108	72	108	72
Контактная работа обучающихся с преподавателям (по видам аудиторных учебных занятий) – всего:	42	28	12	8
в том числе:				
лекции	14	14	4	4
практические работы	14	–		
лабораторные занятия	14	14	8	4
Самостоятельная работа (СРС) – всего:	66	44	96	64
в том числе:				
контрольная работа	–	–	20	20
Вид промежуточной аттестации	экзамен	экзамен	экзамен	экзамен

4.1. Структура дисциплины

Очное обучение

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной формах, час.	Формируемые компетенции
			Лекции	Лабораторные и практические занятия	Самостоятельная работа			
Раздел 1. Теоретические основы химии природных вод								
1	Основные химические понятия и законы химии	1	2	2 4	14	– индивидуальное задание; – письменный отчет по лабораторной работе; – контрольная работа №1	2	ОПК-3
2	Периодическая система, периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома	1	2	2 4	14	– контрольная работа №1	2	ОПК-3
3	Окислительно-восстановительные реакции	1	2	4 2	16	– индивидуальное задание; – письменный отчет по лабораторной работе; – контрольная работа №1	2	ОПК-3
4	Химическая связь и строение молекул	1	2	2 –	6	– опрос по теме	–	ОПК-3

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной формах, час.	Формируемые компетенции
			Лекции	Лабораторные и практические занятия	Самостоятельная работа			
5	Энергетика химических процессов	1	–	2 2	4	– опрос по теме		ОПК-3, ОПК-4
6	Химическая кинетика и химическое равновесие	1	4	2 2	12	– опрос по теме		ОПК-3, ОПК-4
7	Растворы	2	2	2 –	12	– выборочный опрос (решение задач у доски)	2	ОПК-3, ОПК-4
8	Металлы	2	2	2 –	4	– опрос по теме		ОПК-3, ОПК-4
9	Основы электрохимии	2	4	2 –	6	– опрос по теме		ОПК-3, ОПК-4
Раздел 2. Природная вода, как многокомпонентный водный раствор								
10	Вода, как растворитель (состав, строение и свойства воды)	2	2	2 –	4	– выборочный опрос (решение задач у доски)	2	ОПК-4,
11	Химические факторы формирования природных вод	2	2	4 –	12	– письменные отчеты по лабораторным работам; – контрольная работа №2	2	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
12	Аналитические подходы к изучению химического состава природных вод.	2	2	2 –	6	– индивидуальное задание		ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
ИТОГО			28	28 14	108		18	180

Заочное обучение

№ п/п	Раздел дисциплины	Курс	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной формах, час.	Формируемые компетенции
			Лекции	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа			
Раздел 1. Теоретические основы химии природных вод								
1	Основные химические понятия и законы химии	I	2	2	20	– письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа №1	2	ОПК-3
2	Периодическая система, периодический закон Д.И. Менделеева	I	2	2	16	– контрольная работа №1		ОПК-3

	лева и строение атома							
3	Окислительно-восстановительные реакции	1	–	2	20	– письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа №1	2	ОПК-3
4	Химическая связь и строение вещества	1	–		6	– контрольная работа №1	–	ОПК-3
5	Энергетика химических процессов	1	–		14	– контрольная работа №1	–	ОПК-3, ОПК-4
6	Химическая кинетика и химическое равновесие	I	–		20	– контрольная работа №1	–	ОПК-3, ОПК-4
7	Растворы	II	2	2	10	– контрольная работа №2	2	ОПК-3, ОПК-4
8	Металлы	II	–	–	10	– контрольная работа №2	–	ОПК-3, ОПК-4
9	Основы электрохимии	II	–	–	14	– контрольная работа №2	–	ОПК-3, ОПК-4
Раздел 2. Природная вода, как многокомпонентный водный раствор								
10	Вода, как растворитель (состав, строение и свойства воды)	II	–	–	6	– контрольная работа №2		ОПК-4,
11	Химические факторы формирования природных вод	II	2	2	14	– письменные отчеты по лабораторным работам; – контрольная работа №2	2	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
12	Аналитические подходы к изучению химического состава природных вод.	II	–	–	10	– контрольная работа №2		ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
ИТОГО			8	12	160		8	180

4.2. Содержание разделов дисциплины

Раздел 1. Теоретические основы химии природных вод

Основные химические понятия и законы химии

Значение химии для подготовки специалистов области океанологии. Предмет химии. Химия, как область естествознания. История развития химии. Химический язык (символы, формулы, уравнения, понятия). Основные химические понятия. Основные законы химии (закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро и др.). Основные классы неорганических веществ, их свойства и способы получения. Кислотно-основное взаимодействие. Реакции ионного обмена.

Периодическая система, периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома

Открытие Д.И. Менделеевым периодического закона. Представление о строении атома до Н. Бора. Теория Н. Бора. Элементы квантово-механического подхода к описанию строения атома. Квантовые числа. Строение многоэлектронных атомов. Принцип Паули. Правила Хунда и Клечковского. Изображение электронных структур атомов химических элементов с помощью электронных схем и электронных формул. Периодический закон в свете представления о строении атома (порядковый номер, номер периода, номер группы, причина периодического характера изменения свойств элементов, полные и неполные электронные аналоги, *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы периодической системы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность). Закономерности изменения свойств химических элементов периодической системы. Развитие периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

леева.

Окислительно-восстановительные реакции

Понятие окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Типичные окислители, типичные восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Типы ОВР. Направление протекания ОВР.

Химическая связь и строение вещества

Понятие химической связи. Типы химической связи. Ионная, ковалентная (неполярная, полярная). Полярность связи и полярность молекул. Степень окисления элементов в соединении. Способы образования ковалентной связи. Образование связи за счет неспаренных электронов. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Современные представления о химической связи. Строение молекул. Способы перекрывания электронных облаков при образовании ковалентной связи. σ - и π -связь. Направленность ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Металлическая связь. Водородная связь. Силы межмолекулярного взаимодействия и агрегатное состояние вещества.

Энергетика химических процессов

Основные понятия термохимии и химической термодинамики. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Изотермические, изохорические, изобарические процессы. Внутренняя энергия системы. Энтальпия. Стандартные условия. Теплота образования и энтальпия образования химических веществ. Термохимические уравнения химических реакций. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты. Элементы химической термодинамики. Энтропия и её изменение в химических процессах. Стандартная энтропия и энтропия образования веществ. Свободная энергия (изобарно-изотермический потенциал). Направление протекания химических реакций.

Химическая кинетика и химическое равновесие

Понятие химической кинетики. Фаза. Гомогенные и гетерогенные реакции. Средняя и истинная скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Влияние природы реагирующих веществ. Энергия активации. Влияние концентраций реагирующих веществ и давления на скорость химических реакций. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизмы химических реакций. Простые и сложные реакции.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Растворы

Общая характеристика растворов и растворителей. Особенности растворения газов, жидкостей и твердых веществ. Сольватная (химическая) теория растворов Д.И. Менделеева. Растворение как физико-химический процесс. Вода как растворитель. Строение молекул воды. Свойства воды. Свойства растворов неэлектролитов. Давление пара над раствором и над растворителем. Закон Рауля. Температура кипения и замерзания растворов. Следствия закона Рауля. Осмос. Осмотическое давление раствора. Закон Вант-Гоффа. Отличие свойств растворов электролитов и неэлектролитов. Неподчинение растворов электролитов законам Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Основные положения. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Равновесие диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований. Диссоциация амфотерных электролитов.

Металлы

Металлы. Особенности строения. Физико-химические и физико-механические свойства металлов. Химические свойства металлов. Получение металлов.

Основы электрохимии

Двойной электрический слой. Электродный потенциал. Стандартный электродный электрод. Стандартный водородный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. Электроды сравнения. Окислительно-восстановительный потенциал. Определение направления протекания ОВР. Коррозия металлов. Типы коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Методы борьбы с коррозией металлов. Электролиз. Электролиз расплавов и растворов.

Раздел 2. Природная вода, как многокомпонентный водный раствор

Вода, как растворитель (состав, строение и свойства воды). Вода как растворитель. Строение молекул воды. Свойства воды. Диаграмма состояния воды. Структура жидкой воды и льда. Природные водные растворы.

Химические факторы формирования природных вод

Диссоциация сильных электролитов. Активность, коэффициент активности. Равновесие диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие о кислотно-основных индикаторах. Методы определения pH растворов. Реакции ионного обмена и направление реакций. Гидролиз солей. Степень гидролиза, константа гидролиза. Смещение равновесия гидролиза. Значение гидролиза для характеристики природных вод и атмосферных осадков. Труднорастворимые электролиты. произведение растворимости (ПР) и его практическое значение. Комплексные соединения. Структура комплексных соединений, классификация, номенклатура, свойства. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов.

Аналитические подходы к изучению химического состава природных вод. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля, процентная концентрация, молярная доля, молярная концентрация молекул, молярная концентрация эквивалентов, моляльность, титр. Закон эквивалентов. Основные виды количественных методов в аналитической химии. Объемный анализ.

4.3. Практические и лабораторные занятия, их содержание

Практические и лабораторные занятия

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
1-2	1	Основные классы неорганических веществ	Практическое занятие	ОПК-3
3	1	Реакции ионного обмена	Лабораторная работа	ОПК-3
4-5	1	Основные химические понятия и законы химии	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3
6-7	2	Периодическая система химических элементов и строение атома	Практическое занятие	ОПК-3
8	2	Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе химических элементов	Практическое занятие	ОПК-3
9	3	Окислительно-	Практическое занятие	ОПК-3

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
		восстановительные реакции		
10-11	3	Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа	ОПК-3
12	1-3	Итоговое занятие по разделам 1-3	Выполнение контрольной работы №1	ОПК-3
13-14	4	Химическая связь и строение вещества	Практическое занятие	ОПК-3
15	5	Энергетика химических процессов	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4
16-17	6	Основы химической кинетики. Химическое равновесие	Практическое занятие. Решение задач.	ОПК-3, ОПК-4
18	4-6	Итоговое занятие по разделам 4-6	Опрос	ОПК-3, ОПК-4
19	7	Коллигативные свойства растворов	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4
20	7	Растворы электролитов. Реакции ионного обмена в растворах электролитов	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4
21	8	Металлы	Практическое занятие	ОПК-3, ОПК-4
22	9	Основы электрохимии. Электролиз	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4
23	9	Гальванические элементы.	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4
24	9	Коррозия металлов	Практическое занятие.	ОПК-3, ОПК-4
25	7-9	Итоговое занятие по разделам 8-9	Опрос	ОПК-3, ОПК-4
23	11	Водородный показатель (pH). Кислотно-основные индикаторы	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
24	11	Водородный показатель (pH). Гидролиз солей	Лабораторная работа	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
25	11	Гидролиз солей.	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
26	11	Растворимость. Производство растворимости	Лабораторная работа	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
27	11	Комплексные соединения	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
28	11	Комплексные соединения	Лабораторная работа	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
29	12	Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Закон эквивалентов в объемном анализе	Практическое занятие. Решение задач	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5
30	11- 12	Итоговое занятие по разделам 10-12	Выполнение контрольной работы №2	ОПК-3, ОПК-4, ПК-5

5. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов и оценоч-

ные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

5.1. Текущий контроль

- Индивидуальные задания (очное обучение).
- Письменные отчеты по лабораторным работам и их защита (все формы обучения).
- Контрольные работы (все формы обучения).
- Опросы (очное обучение).

а) Индивидуальные задания

Образец индивидуального задания текущего контроля по разделу «Основные химические понятия и законы химии»:

1. К каким классам неорганических веществ относятся Al , CaO , H_3PO_4 , $Si(HCO_3)_2$? Назовите эти вещества.

2. Приведите уравнения реакций между следующими веществами: а) оксид азота(V) и гидроксид калия, хлорид цинка и гидроксид натрия, натрий и вода. Укажите, к какому типу относится каждая из реакций.

3. Приведите формулы всех теоретически возможных солей, образованных гидроксидом меди(II) и серной кислотой.

Образец индивидуального задания текущего контроля по разделу «Окислительно-восстановительные реакции»:

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия в присутствии серной кислоты, используя метод электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, эквиваленты и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.

Образец индивидуального задания текущего контроля по разделу «Аналитические подходы к изучению химического состава природных вод»:

Вычислите массовую долю, молярную концентрацию молекул, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность и титр 2,5%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,1 г/мл.

Шкала оценивания – 2-х балльная

Критерии выставления оценки

Оценка «зачтено»: задание выполнено полностью, допущенные ошибки несущественны.

Оценка «не зачтено»: задание выполнено с грубыми ошибками или частично. Требуется работа над ошибками.

б) Контрольные работы для очного обучения

Образец контрольной работы №1



Контрольная работа №1 по дисциплине «Введение в химию природных вод»

Вариант 1

1. Приведите электронные схемы атома элемента с порядковым номером 56 в основном и всех возможных возбужденных состояниях. Укажите все возможные валентности и степени окисления атома. Приведите электронную формулу атома данного элемента в основном состоянии. Спрогнозируйте химические свойства данного элемента и его соединений на основании положения элемента в периодической системе.

2. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между гидроксидом

железа(II) и бромом в присутствии гидроксида калия, используя метод электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, эквиваленты и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.

3. Приведите уравнения гипотетических реакций кислотно-основного взаимодействия между соединениями бария и серы(VI).

4. Составьте уравнения реакций между: нитратом хрома(III) и гидроксидом натрия, карбонатом калия и азотной кислотой, нитратом цинка и ортофосфатом натрия, серной кислотой и гидроксидом кальция.

5. Для элементов и соединений, данных в задании 3, приведите эквиваленты и соответствующие им молярные массы эквивалентов.

Доцент кафедры ПО ЮНЕСКО-МОК и ОПВ

Коузова Н.И.

Образец контрольной работы №1



Контрольная работа №1 по дисциплине «Введение в химию природных вод»

Вариант 2

1. Приведите электронные схемы атома элемента с порядковым номером 17 в основном и всех возможных возбужденных состояниях. Укажите все возможные валентности и степени окисления атома. Приведите электронную формулу атома данного элемента в основном состоянии. Спрогнозируйте химические свойства данного элемента и его соединений на основании положения элемента в периодической системе.

2. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между хлорной кислотой и исернистой кислотой, используя метод электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, эквиваленты и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.

3. Приведите уравнения гипотетических реакций кислотно-основного взаимодействия между соединениями алюминия и фосфора.

4. Составьте уравнения реакций между: ацетатом марганца (II) и гидроксидом бария, сульфидом натрия и хлороводородной кислотой, нитратом свинца (II) и ортофосфатом калия, азотной кислотой и дигидрохлоридом алюминия.

5. Для элементов и соединений, данных в задании 3, приведите эквиваленты и соответствующие им молярные массы эквивалентов.

Доцент кафедры ПО ЮНЕСКО-МОК и ОПВ

Коузова Н.И.

Образец контрольной работы №1



Контрольная работа №1 по дисциплине «Введение в химию природных вод»

Вариант 3

1. Приведите электронные схемы атома элемента с порядковым номером 55 в основном и всех возможных возбужденных состояниях. Укажите все возможные валентности и степени окисления атома. Приведите электронную формулу атома данного элемента в основном состоянии. Спрогнозируйте химические свойства данного элемента и его соединений на основании положения элемента в периодической системе.

2. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между оксидом хрома (III) и нитратом калия, используя метод электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, эквиваленты и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.

3. Приведите уравнения гипотетических реакций кислотно-основного взаимодействия между соединениями магния и селена.

4. Составьте уравнения реакций между: сульфатом магния и гидроксидом бария, ацетатом натрия и серной кислотой, нитратом цинка и сульфидом натрия, гидроксидом цинка и гидроксидом калия.

5. Для элементов и соединений, данных в задании 3, приведите эквиваленты и соответствующие им молярные массы эквивалентов.

Доцент кафедры ПО ЮНЕСКО-МОК и ОПВ

Коузова Н.И.

Образец контрольной работы №2



Контрольная работа №2 по дисциплине «Введение в химию природных вод»

Вариант 1

1. Вычислите массовую долю, мольную долю, молярную концентрацию молекул, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность и титр 6%-ного раствора ортофосфорной кислоты плотностью 1,1 г/мл.

2. Для раствора ортофосфорной кислоты (см. задание 1) рассчитайте относительное понижение давления насыщенного пара над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление при 25 °С. Изотонический коэффициент примите равным 1,5.

3. Найдите pH раствора ортофосфорной кислоты (см. задание 1), учитывая ее диссоциацию только по первой ступени. Укажите окраску данного раствора при добавлении метилоранжа.

4. Образуется ли осадок при сливании равных объемов 2,1н. растворов ортофосфата калия и хлорида кальция при 25 °С? Подтвердите ответ соответствующими вычислениями.

5. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу в водном растворе: ортофосфат калия, ацетат аммония? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной и молекулярной формах. Укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей и окраску лакмуса в этих растворах.

6. Назовите комплексное соединение $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, укажите внешнюю и внутреннюю сферы, центральный атом, лиганды, координационное число центрального атома и тип гибридизации орбиталей центрального атома. Приведите уравнения первичной и вторичной диссоциации, а также выражение для константы нестойкости.

Доцент кафедры ПО ЮНЕСКО-МОК и ОПВ

Коузова Н.И.

Образец контрольной работы №2



Контрольная работа №2 по дисциплине «Введение в химию природных вод»

Вариант 2

1. Вычислите массовую долю, мольную долю, молярную концентрацию молекул, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность и титр 0,56 н раствора гидроксида бария плотностью 1,2 г/мл.

2. Для раствора гидроксида бария (см. задание 1) рассчитайте относительное понижение давления насыщенного пара над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление при 25 °С. Изотонический коэффициент примите равным 2,0.

3. Найдите коэффициент активности гидроксида бария (см. задание 1), *pH* раствора равен 13,5. Укажите окраску данного раствора при добавлении фенолфталеина.

4. Укажите последовательность выпадения осадков при постепенном добавлении ионов бария ($BaCl_2$), если в исходном растворе концентрации следующих ионов равны $2 \cdot 10^{-3}$ моль/л: карбонат-иона, оксалат-иона и сульфат иона. $PP(BaCO_3) = 5 \cdot 10^{-9}$; $PP(BaC_2O_4) = 1 \cdot 10^{-7}$; $PP(BaSO_4) = 1 \cdot 10^{-10}$

5. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу в водном растворе: хлорид бария, сульфат хрома (III)? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной и молекулярной формах. Укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей и окраску лакмуса в этих растворах.

6. Назовите комплексное соединение $[Al(H_2O)_6]Cl_3$, укажите внешнюю и внутреннюю сферы, центральный атом, лиганды, координационное число центрального атома и тип гибридизации орбиталей центрального атома. Приведите уравнения первичной и вторичной диссоциации, а также выражение для константы нестойкости.

Доцент кафедры ПО ЮНЕСКО-МОК и ОПВ

Коузова Н.И.

Образец контрольной работы №2



Контрольная работа №2 по дисциплине «Введение в химию природных вод»

Вариант 3

1. Вычислите массовую долю, мольную долю, молярную концентрацию молекул, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность и титр, если растворили 40 г уксусной кислоты в 380 мл воды, плотностью 1,2 г/мл.

2. Для раствора уксусной кислоты (см. задание 1) рассчитайте относительное понижение давления насыщенного пара над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление при 25 °С. Изотонический коэффициент примите равным 1,5.

3. Найдите *pH* раствора уксусной кислоты (см. задание 1), степень ее диссоциации 0,01. Укажите окраску данного раствора при добавлении метилоранжа.

4. Найти растворимость и концентрации ионов серебра и ацетат-ионов в насыщенном растворе. $PP(AgCH_3COO) = 4 \cdot 10^{-3}$ при 25 °С?

5. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу в водном растворе: бромид алюминия, сульфит натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной и молекулярной формах. Укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей и окраску лакмуса в этих растворах.

6. Назовите комплексное соединение $Na_3[Fe(OH)_6]$, укажите внешнюю и внутреннюю сферы, центральный атом, лиганды, координационное число центрального атома и тип гибри-

дизайна орбиталей центрального атома. Приведите уравнения первичной и вторичной диссоциации, а также выражение для константы нестойкости.

Доцент кафедры ПО ЮНЕСКО-МОК и ОПВ

Коузова Н.И.

Шкала оценивания – 4-х балльная

Критерии выставления оценки

Оценка «отлично»: все задания и задачи выполнены без ошибок.

Оценка «хорошо»: больше половины заданий выполнено без ошибок, остальные задания выполнены правильно, но частично, или имеются арифметические ошибки.

Оценка «удовлетворительно»: больше половины заданий выполнено без ошибок, ответы на остальные задания содержат логические ошибки.

Оценка «неудовлетворительно»: выполнено без ошибок не более 50 % заданий.

в) Контрольные работы для заочного обучения

Студенты заочной формы обучения выполняют контрольную работу самостоятельно и предоставляют ее на проверку до или во время сессии, но не позднее, чем за 5 дней до экзамена. После проверки работа может быть возвращена на доработку. Исправленный вариант контрольной работы сдается на проверку не позднее, чем за 2 дня до экзамена.

Образец контрольной работы №1



Контрольная работа №1 по дисциплине «Введение в химию природных вод» для заочной формы обучения

Вариант 7

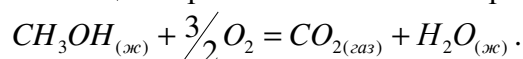
1. Какой объем оксида азота (IV) получится при взаимодействии $3 \cdot 10^{21}$ молекул азота с кислородом при н.у.? Вычислите массу образовавшегося оксида азота (IV).

2. При восстановлении 5,1 г оксида металла (III) образовалось 2,6 г воды. Определите массу эквивалента оксида металла (III), молярную массу эквивалента металла и атомную массу металла. Молярная масса эквивалента воды равна 9 г/моль.

3. Укажите число протонов, электронов и нейтронов в атомах изотопов Al^{26}_{13} и Al^{27}_{13} . Составьте электронную формулу атома алюминия и подчеркните в формуле валентные электроны. Укажите, к какому электронному семейству относится данный элемент. Распределите электроны атома по электронным ячейкам, укажите число неспаренных электронов в атоме в нормальном (невозбужденном) состоянии.

4. Что такое энергия ионизации? Используя значения энергии ионизации, объясните, какой из металлов – калий, рубидий, цезий или франций – легче всего окисляется.

5. Реакция горения метилового спирта протекает по уравнению:



Тепловой эффект реакции равен $\Delta H^{\circ}_{298кр} = -726,5 \text{ кДж}$. Вычислите стандартную теплоту образования $\Delta H^{\circ}_{298кр}$ метилового спирта.

6. Напишите уравнение для скорости прямой реакции $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении: а) концентрации кислорода в три раза и б) концентрации метана в два раза.

Шкала оценивания – 2-х балльная

Критерии выставления оценки

Оценка «зачтено»: все задания выполнены полностью, допущенные ошибки исправлены в рамках работы над ошибками

Оценка «не зачтено»: не все задания выполнены полностью, допущенные существенные ошибки. Требуется работа над ошибками.

Образец контрольной работы №2



Контрольная работа по дисциплине «Введение в химию природных вод» для заочной формы обучения

Вариант 7

1. $K_{\text{дис}}$ слабого основания MeOH равна 10^{-5} . Вычислите степень диссоциации электролита в 0,1 М растворе MeOH, концентрацию ионов OH^- и pH раствора.
2. Сколько литров воды потребуется для растворения 0,1 г бромида серебра для получения насыщенного раствора ПР (AgBr)= 10^{-17} .
3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза сульфата лития, хлорида гидроксоникеля (III), ортофосфата калия и на основании этих уравнений определите реакцию среды (кислая, нейтральная, щелочная) и pH. Укажите цвет лакмуса и фенолфталеина в растворе этих солей.
4. Составьте молекулярные уравнения и уравнения электронного баланса для следующих реакций окисления-восстановления:
 - а) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
 - б) $\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 = \dots$Расставьте коэффициенты в молекулярном уравнении и укажите окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, а какое – восстанавливается.
5. Металлы. Положение металлов в периодической системе элементов. Особенности строения атомов металлов. Общие физические и химические свойства металлов.
6. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.
7. Какова роль процесса гидролиза в формировании состава природных вод
8. Приведите не менее трех вариантов расчета молярной концентрации раствора, используя другие способы представления концентрации растворов

Шкала оценивания – 2-х балльная

Критерии выставления оценки

Оценка «зачтено»: все задания выполнены полностью, допущенные ошибки исправлены в рамках работы над ошибками

Оценка «не зачтено»: не все задания выполнены полностью, допущенные существенные ошибки. Требуется работа над ошибками.

г) Лабораторные работы

ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

№ п/п	Наименование	Семестр / раздел
1	Реакции ионного обмена в растворах электролитов	1/1
2	Окислительно-восстановительные реакции	1/3
3	Водородный показатель (pH). Гидролиз солей (только очное обучение)	2/11

4	Растворимость. Производство растворимости (только очное обучение)	2/11
5	Комплексные соединения (только очное обучение)	2/11

Требования к лабораторным работам

Выполнение всех лабораторных работ и защита отчетов по ним является обязательным условием допуска к экзамену. Студенты, не выполнившие работы на занятиях по расписанию, обязаны выполнить работу в лаборатории в присутствии инженера-кафедры и получить его подпись на отчете с результатами. График ликвидаций задолженностей по лабораторному практикуму размещается на информационном стенде лаборатории химии природной среды.

К выполнению лабораторных работ допускаются студенты, прошедшие инструктаж по технике безопасности. При несоблюдении правил техники безопасности студент удаляется с занятий.

Ход выполнения каждой лабораторной работы отражен в методических указаниях лаборатории химии природной среды.

Шкала оценивания – 2-х балльная

Критерии выставления оценки

Оценка «зачтено»: при подготовке к лабораторной работе изучены цель и задачи работы, предварительно сформулированы ожидаемые результаты и выводы, для каждого опыта на черновике приведены уравнения проводимых химических реакций. Во время выполнения лабораторной работы студентом соблюдены правила техники безопасности, проведены требуемые опыты и зафиксированы явления, сопровождающие реакции. Отчет по лабораторной работе отражает суть проведенных опытов (реакции и наблюдения), не содержит грубых ошибок и обязательно включает выводы из проделанной работы.

Оценка «не зачтено»: при подготовке к лабораторной работе не изучены цель и задачи работы, предварительно не сформулированы ожидаемые результаты и выводы, для каждого опыта на черновике не приведены уравнения проводимых химических реакций. Во время выполнения лабораторной работы студентом не соблюдены правила техники безопасности, не проведены требуемые опыты и не зафиксированы явления, сопровождающие реакции. Отчет по лабораторной работе не отражает суть проведенных опытов (реакции и наблюдения), содержит грубые ошибки и не имеет выводов из проделанной работы. Требуется выполнение работы или выполнение работы над ошибками.

5. Опросы

Формат опроса – устный ответ на один вопрос.

Перечень вопросов к опросу по теме «Химическая связь и строение молекул» (I семестр):

1. Понятие химической связи. Типы химической связи.
2. Ионная связь.
3. Ковалентная связь.
4. Полярность связи и полярность молекул. Степень окисления элемента в соединении. Валентность.
5. Способы образования ковалентной связи. Образование связи за счет неспаренных электронов и донорно-акцепторный механизм образования связи.
6. Способы перекрывания электронных облаков при образовании ковалентной связи. Сигма- и пи-связи.
7. Ковалентная связь. Направленность ковалентной связи. Гибридизация орбиталей.
8. Водородная связь. Условия образования водородной связи. Свойства веществ с водородной связью.

9. Металлическая связь. Характерные свойства металлов, обусловленные металлической связью.

10. Типы кристаллических решеток (ионные, атомные, молекулярные, металлические) и обусловленные ими свойства веществ.

Перечень вопросов к опросу по теме «Энергетика химических процессов» (I семестр):

1. Предмет и основные понятия термохимии и химической термодинамики. Термодинамические системы, их классификация. Термодинамические параметры и функции состояния системы.

2. Тепловой эффект химической реакции. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Экзо- и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.

3. Энтропия. Второе начало термодинамики. Изменение энтропии при фазовых переходах и в химических реакциях. Стандартная энтропия вещества.

4. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Термодинамические критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах. Связь изобарно-изотермического потенциала с константой равновесия.

Перечень вопросов к опросу по теме «Химическая кинетика и химическое равновесие» (I семестр):

1. Понятие химической кинетики.

2. Фаза. Гомогенные и гетерогенные реакции.

3. Средняя и истинная скорость реакции.

4. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

5. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции. Энергия активации молекул. Уравнение Аррениуса.

6. Влияние концентрации реагирующих веществ и давления на скорость реакции. Закон действующих масс.

7. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.

8. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ.

9. Обратимые и необратимые реакции.

10. Химическое равновесие. Константа равновесия и ее физический смысл.

11. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Перечень вопросов к опросу по теме «Металлы» (II семестр):

1. Основные классы неорганических веществ и их номенклатура. Металлы и неметаллы. Классификация, методы получения и химические свойства оксидов, гидроксидов и солей

2. Характеристика химического элемента на основании его положения в периодической системе химических элементов.

3. Металлическая связь. Характерные свойства металлов, обусловленные металлической связью.

4. Металлы. Положение металлов в периодической системе элементов. Особенности строения атомов металлов. Общие физические и химические свойства металлов.

5. Понятие коррозии металлов. Типы коррозии металлов.

Перечень вопросов к опросу по теме «Основы электрохимии» (II семестр):

1. Электрохимические процессы. Проводники первого и второго рода. Электроды, элек-

тродные процессы, электродный потенциал, стандартный электродный потенциал.

2. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента.
3. Водородный электрод.
4. Окислительно-восстановительные электроды. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
5. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.
6. Электролиз расплавов. Электролиз растворов.

Шкала оценивания – 2-х балльная

Критерии выставления оценки

Оценка «зачтено»: ответ правильный, полный или неполный, но не содержит грубых ошибок

Оценка «не зачтено»: ответ с грубыми ошибками, свидетельствующими о незнании вопроса.

5.2. Методические указания по организации самостоятельной работы

Вид учебных занятий	Организация самостоятельной работы студента
Лекции	Проработать теоретический материал по рекомендуемым пособиям и законспектировать его. Обозначить вопросы, термины, материал, которые вызывают трудности, обратиться за разъяснениями к преподавателю на консультациях.
Практические занятия	Проработать теоретический материал по конспектам лекций и рекомендуемой литературе, повторить материалы практических занятий (решение задач, упражнений и т.п). Выполнить индивидуальные задания.
Лабораторные работы	Проработать теоретический материал по конспектам лекций и записям практических занятий. Изучить методические рекомендации к лабораторной работе. Подготовить черновик, содержащий уравнения реакций, описание опытов и ожидаемые результаты наблюдений. После выполнения работы подготовить отчет по ней.
Опрос	Проработать вопросы по конспектам лекций и рекомендованной литературе
Контрольная работа (заочная форма обучения)	Проработать теоретический материал по рекомендуемой литературе. Выполнить упражнения и решить задачи. Изложить ответы на теоретические вопросы. Контрольную работу оформить в тетради или на листах формата А4. Выслать ее на адрес университета на кафедру прикладной океанографии ЮНЕСКО-МОК и охраны природных вод или лично привезти на кафедру. Сроки предоставления контрольной работы - до или во время сессии, но не позднее, чем за 5 дней до экзамена. После проверки работа может быть возвращена на доработку. Исправленный вариант контрольной работы сдается на проверку не позднее, чем за 2 дня до экзамена.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 1)

1. Приведите примеры известных вам аллотропных модификаций различных химических элементов.
2. Какие несолеобразующие оксиды вам известны?

3. По какому принципу солеобразующие оксиды относят к основным, кислотным или амфотерным? Приведите по три примера оксидов разного характера.
4. Составьте формулы оксидов железа(III), никеля(II), селена(VI), стронция, бора. Укажите характер кислотно-основных свойств каждого из оксидов.
5. Перечислите важнейшие химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
6. Приведите наиболее общие методы получения оксидов, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
7. Какие химические вещества называют щелочами? Перечислите все известные вам щелочи.
8. Перечислите важнейшие химические свойства оснований, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
9. Приведите наиболее общие методы получения оснований, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. Какие классификационные признаки кислот вам известны? Приведите примеры различных классификаций кислот.
11. Перечислите важнейшие химические свойства кислот, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
12. Приведите наиболее общие методы получения кислот, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
13. Составьте формулы кислот, ангидридами которых являются: оксид мышьяка(V), оксид хрома(VI), оксид азота(III), оксид марганца(VII), оксид хлора(I). Назовите эти кислоты.
14. Дайте общую характеристику химических свойств амфотерных гидроксидов.
15. Что такое реакции нейтрализации? К какому типу химических взаимодействий они относятся? Что такое реакции неполной нейтрализации?
16. По какому принципу соли относят к средним, кислым или основным? Приведите по три примера солей разного типа.
17. Перечислите важнейшие химические свойства солей, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
18. Приведите наиболее общие методы получения солей, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
19. Сформулируйте основные принципы номенклатуры оксидов, оснований, кислот и солей.
20. Составьте уравнения реакций между следующими веществами и назовите продукты реакций: оксид хлора(VII) и вода; сульфат висмута(III) и сульфид аммония; хлорид кадмия и гидроксид натрия; германиевая кислота и гидроксид калия; гидроксид цинка и гидроксид рубидия.
21. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: гидроксид меди(II) \rightarrow нитрат гидроксомеди(II) \rightarrow нитрат меди(II) \rightarrow гидроксид меди(II) \rightarrow оксид меди(II) \rightarrow хлорид меди(II).
22. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: сульфид натрия \rightarrow сероводородная кислота \rightarrow гидросульфид лития \rightarrow сульфид лития \rightarrow сероводородная кислота \rightarrow сульфид свинца(II).
23. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: оксид алюминия \rightarrow сульфат алюминия \rightarrow сульфат гидроксиалюминия \rightarrow сульфат дигидроксиалюминия \rightarrow гидроксид алюминия \rightarrow гексагидроксиалюминат натрия.
24. Приведите определения понятий «относительная атомная масса» и «относительная молекулярная масса». Поясните смысл слова «относительная». Имеют ли размерность эти величины?
25. Вычислите абсолютную массу молекулы серной кислоты в граммах.
26. Что в химии подразумевают под количеством вещества? Дайте определение понятия «моль». Какие способы вычисления количества вещества вам известны?

27. Что такое эквивалент? Как можно вычислить эквивалентное количество вещества, эквивалентную массу и эквивалентный объем?

28. Вычислите эквивалентную массу хлора в следующих соединениях: $CuCl_2$, $NaClO$, $LiClO_2$, $Ca(ClO_3)_2$, $KClO_4$, Cl_2O_5 .

29. Вычислите эквивалентную массу гидроксида хрома(III) в реакции образования хлорида дигидроксохрома(III). Составьте уравнение соответствующей реакции.

30. Вычислите эквивалентную массу ортомышьяковой кислоты в реакции образования дигидроортоарсената калия. Составьте уравнение соответствующей реакции.

31. На основании каких фундаментальных законов химии выполняются расчеты по уравнениям химических реакций? Приведите их формулировки.

32. Сколько граммов оксида алюминия образуется при окислении алюминия массой 0,54 г? Какой объем кислорода (н.у.) израсходуется в этой реакции?

33. Какой объем (н.у.) оксида азота(II) образуется в результате взаимодействия $36 \cdot 10^{23}$ молекул азота с кислородом?

34. В раствор, содержащий 22,4 г сульфата меди(II), внесли 7,8 г цинка. Рассчитайте массу меди, которая выделится при этом из раствора.

35. В 2,48 г оксида некоторого одновалентного металла содержится 1,84 г этого металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна относительная атомная масса этого металла?

36. Приведите примеры реакций соединения, разложения, замещения и обмена.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 2)

1. Как определить заряд ядра атома элемента, а также число протонов, нейтронов и электронов в составе атома, исходя из положения элемента в Периодической системе химических элементов?

2. Сколько протонов содержится в ядрах атомов изотопов: ${}_{17}Cl^{35}$, ${}_{33}As^{74}$, ${}_{38}Sr^{89}$?

3. Сколько нейтронов содержится в ядрах атомов изотопов: ${}_{15}P^{31}$, ${}_{13}Al^{27}$, ${}_{22}Ti^{47}$, ${}_{25}Mn^{56}$, ${}_{11}Na^{24}$?

4. Почему при расчетах атомных масс пренебрегают массой электронов? В какой области пространства атома сосредоточена его масса?

5. По какой причине относительные атомные массы элементов, как правило, не имеют точных целочисленных значений?

6. Охарактеризуйте массы и заряды субатомных частиц – протона, нейтрона и электрона.

7. Как вы понимаете смысл гипотезы Луи де Бройля? Что такое корпускулярно-волновой дуализм?

8. Как определяется максимальное число электронов на том или ином энергетическом уровне? Какое максимальное число электронов может содержаться на энергетическом уровне с главным квантовым числом $n = 4$?

9. Как определить максимальную емкость энергетического подуровня, характеризующегося некоторым значением орбитального квантового числа? Какое максимальное число электронов может содержаться на подуровне с $l = 3$?

10. Какое квантовое число определяет количество орбиталей для того или иного энергетического подуровня? Как определить количество вырожденных орбиталей энергетического подуровня, характеризующегося некоторым значением орбитального квантового числа? Сколько атомных орбиталей содержится на подуровне с $l = 2$?

11. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторого химического элемента имеют следующие значения: $n = 4$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = +\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Напишите электронную формулу атома этого элемента.

12. Что такое изоэлектронные ряды? Приведите примеры.

13. У атомов какого химического элемента начинается заполняться подуровень $4d$? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

14. У атомов какого химического элемента начинается заполняться подуровень $4f$? У како-

го элемента завершается заполнение этого подуровня?

15. По какой причине у атомов некоторых химических элементов побочных подгрупп последовательность заполнения электронами атомных орбиталей нарушается? Перечислите такие химические элементы.

16. К какому периоду, какой группе и подгруппе относится химический элемент селен? Назовите число валентных электронов в атоме селена. Представителем какого электронного семейства является данный элемент? Изобразите полную электронную конфигурацию иона Se^{2-} в основном электронном состоянии.

17. К какому периоду, какой группе и подгруппе относится химический элемент никель? Представителем какого электронного семейства является данный элемент? Чему равен суммарный спин d -электронов у атомов никеля в основном электронном состоянии? Изобразите полную электронную конфигурацию иона Ni^{2+} в основном электронном состоянии.

18. Сколько неспаренных электронов в основном электронном состоянии имеют атомы никеля, германия, полония, сурьмы, кобальта?

19. Сколько неспаренных электронов в возбужденном электронном состоянии имеют атомы стронция, иттрия, гафния, технеция, тантала?

20. Сколько неспаренных электронов в основном электронном состоянии имеют ионы Co^{3+} , Au^{3+} , Cr^{3+} , V^{3+} , Fe^{3+} ?

21. Назовите химический элемент, в атоме которого валентные электроны находятся только на третьем энергетическом уровне, и который образует летучее водородное соединение состава RH_4 .

22. Назовите химический элемент, в атоме которого валентные электроны находятся только на пятом энергетическом уровне, и который образует высший оксид состава RO_2 .

23. Назовите химический элемент, в атоме которого валентные электроны находятся на пятом и шестом энергетических уровнях, и который образует высший оксид состава RO_3 .

24. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента, неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$? Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?

25. Назовите главную причину периодичности свойств химических элементов и образуемых ими соединений.

26. Что такое большие и малые периоды Периодической системы химических элементов? Каковы особенности их построения? Атомами элементов каких электронных семейств они образованы?

27. Что такое энергия ионизации? Как изменяется эта характеристика в подгруппах и периодах Периодической системы и к каким изменениям свойств химических элементов это приводит?

28. Что такое сродство к электрону? Как изменяется эта характеристика в подгруппах и периодах Периодической системы и к каким изменениям свойств химических элементов это приводит?

29. У какого из элементов шестого периода Периодической системы – таллия или висмута – сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

30. У какого из p -элементов пятой группы Периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

31. Охарактеризуйте периодичность кислотно-основных свойств элементов и их соединений на примере элементов третьего периода и группы IIIA Периодической системы химических элементов.

32. Охарактеризуйте периодичность окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений на примере элементов второго периода и группы VIIA Периодической системы химических элементов.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 3)

1. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Ответ мотивируйте. Составьте формулы химических соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

2. Исходя из степени окисления серы и марганца в соединениях H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$, определите, какие из перечисленных химических соединений могут проявлять только восстановительные, какие – только окислительные, а какие – как окислительные, так и восстановительные свойства.

3. Какая классификация окислительно-восстановительных реакций вам известна? Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций разного типа.

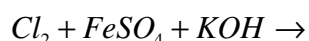
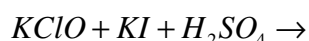
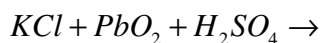
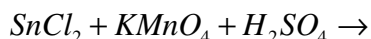
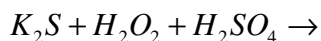
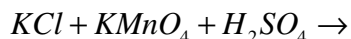
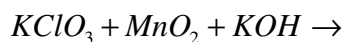
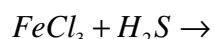
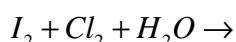
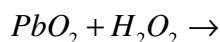
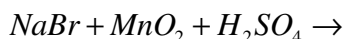
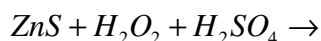
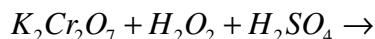
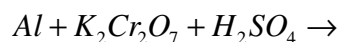
4. Перечислите наиболее важные окислители.

5. Перечислите наиболее важные восстановители.

6. Приведите примеры химических соединений, проявляющих двойственность окислительно-восстановительную свойств.

7. До какой степени окисления марганца происходит восстановление перманганат-ионов в кислой, нейтральной и щелочной средах?

8. Составьте молекулярные уравнения приведенных ниже окислительно-восстановительных реакций, укажите окислители и восстановители:



Вопросы и задания для самопроверки (раздел 4)

1. Возможно ли образование химической связи с участием электронов, имеющих параллельные спины? Ответ мотивируйте.
2. Охарактеризуйте валентные возможности атома мышьяка в основном и в возбужденном электронном состояниях. Приведите примеры соответствующих соединений мышьяка.
3. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в основном и возбужденных состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Каковы валентные возможности хлора?
4. Объясните, почему максимально возможная валентность некоторых элементов 2-го периода не совпадает с количеством валентных электронов в их атомах. Ответ проиллюстрируйте электронными конфигурациями атомов этих элементов.
5. Что подразумевают под длиной химической связи? В каких единицах размерности она чаще всего выражается?
6. Какова максимально возможная кратность химической связи?
7. Сколько σ -связей может образоваться между двумя атомами?
8. Сколько π -связей может образоваться между двумя атомами?
9. Могут ли атомы быть связанными посредством только π -связей?
10. Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в молекулах оксидов: натрия, бария, алюминия, германия(IV), мышьяка(V), молибдена(VI), технеция(VII), осмия(VIII)? Составьте графические формулы молекул перечисленных веществ.
11. Каким числом электронных пар образованы молекулы ортофосфорной кислоты, дихромовой кислоты, щавелевой кислоты, теллуристой кислоты, хлорноватистой кислоты, циановодорода, муравьиной кислоты? Составьте графические формулы молекул перечисленных веществ.
12. Что такое дипольный момент молекулы? Могут ли молекулы, образованные полярными химическими связями, быть в целом неполярными? Если да, то в каких случаях это возможно?
13. Какую геометрическую форму имеют молекулы перечисленных веществ: $BeCl_2$, SeO_2 , SO_3 , PF_3 , SiH_4 , PCl_5 , $POCl_3$, SF_6 ? Какие из этих молекул полярны, а какие – неполярны? Ответ мотивируйте.
14. Что такое поляризуемость химической связи? Поляризуемость каких связей – σ или π – больше, и почему?
15. Назовите причины ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи.
16. В каком из соединений – фториде магния, фториде алюминия, тетрафториде кремния – степень ионности химических связей наибольшая? Дайте аргументированный ответ.
17. Приведите примеры веществ, молекулы которых ассоциированы посредством межмолекулярных водородных связей.
18. Между молекулами каких из перечисленных веществ в жидкой фазе возможно образование водородных связей: а) уксусная кислота, б) теллуристый водород, в) селеноводород, г) аммиак? Дайте аргументированный ответ.
19. Почему в случае металлов невозможно говорить о направленности химических связей?
20. Приведите примеры веществ, имеющих в кристаллическом состоянии ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 5)

1. Дайте определение изобарных, изохорных и изотермических процессов.
2. Дайте определение открытой, закрытой и изолированной термодинамических систем. Приведите примеры соответствующих систем.
3. Дайте определение внутренней энергии системы. Из каких видов энергий она складывается?
4. Сформулируйте первое начало термодинамики.
5. Какие процессы называют экзотермическими, а какие – эндотермическими? Приведи-

те примеры.

6. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.

7. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю. Равны ли нулю стандартные энтропии простых веществ? Почему?

8. Составьте уравнения химических реакций, тепловые эффекты которых при стандартных условиях соответствуют стандартным энтальпиям образования: а) кристаллического карбоната калия; б) жидкой ортофосфорной кислоты; в) кристаллического оксида алюминия; г) кристаллического сульфата меди(II); д) жидкой азотной кислоты.

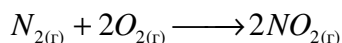
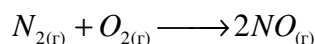
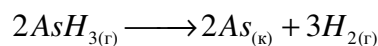
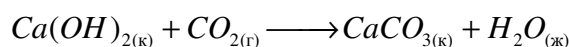
9. Какое количество теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилен C_2H_2 при стандартных условиях, если продуктами сгорания являются пары воды и оксид углерода(IV)?

10. Сформулируйте второе начало термодинамики.

11. Сформулируйте постулат Планка.

12. Приведите примеры фазовых переходов, приводящих к увеличению и к уменьшению энтропии системы.

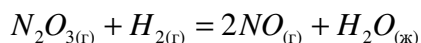
13. Предскажите, аргументируя свои предположения, знак изменения энтропии при протекании следующих реакций:



14. Может ли некоторая химическая реакция протекать самопроизвольно при любой температуре, если для нее: а) $\Delta H^{\circ}_{298} = -340$ кДж, $\Delta S^{\circ}_{298} = 60$ Дж/К; б) $\Delta H^{\circ}_{298} = 120$ кДж, $\Delta S^{\circ}_{298} = -40$ Дж/К?

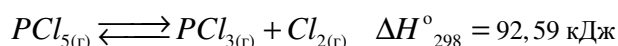
15. При каких температурах некоторая химическая реакция может протекать самопроизвольно, если для нее: а) $\Delta H^{\circ}_{298} = 840$ кДж, $\Delta S^{\circ}_{298} = 580$ Дж/К; б) $\Delta H^{\circ}_{298} = -360$ кДж, $\Delta S^{\circ}_{298} = -180$ Дж/К?

16. Вычислите изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала реакции на основании значений стандартных энтальпий образования и стандартных энтропий веществ-участников реакции:



и сделайте вывод о возможности протекания данной реакции в стандартных условиях.

17. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:



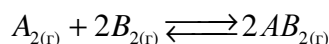
Вопросы и задания для самопроверки (раздел 6)

1. Какие системы называют гомогенными, а какие – гетерогенными? Приведите примеры.

2. Что такое мгновенная, или истинная скорость реакции? Как она определяется?

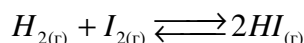
3. Какие ограничения имеет закон действующих масс? Что такое порядок реакции?

4. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества A_2 , чтобы при уменьшении концентрации вещества B_2 в 4 раза скорость прямой реакции:



не изменилась?

5. Константа скорости прямой реакции:



при некоторой температуре равна 0,16 л/(моль·с). Начальные концентрации водорода и йода были равны 0,04 моль/л и 0,05 моль/л соответственно. Вычислите скорость данной реакции в

момент времени, к которому в системе останется 0,03 моль/л водорода.

6. Некоторая химическая реакция при 20 °С заканчивается за 16 мин, а при 70 °С – за 0,5 мин. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

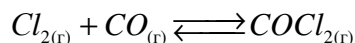
7. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры ее проведения на 40 °С, если при повышении температуры на 10 °С скорость данной реакции возрастает в 3 раза?

8. В чем состоит принцип действия катализаторов?

9. Химическое равновесие называют динамическим. Как вы понимаете это утверждение?

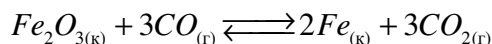
10. Каков физический смысл константы равновесия? Что она показывает?

11. Вычислите константу равновесия системы:



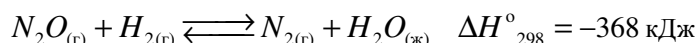
при некоторой температуре, если известно, что исходные концентрации хлора и оксида углерода(II) были равны соответственно 0,9 моль/л и 1,2 моль/л, а равновесие в системе установилось при концентрации фосгена $COCl_2$, равной 0,4 моль/л.

12. Константа равновесия реакции:



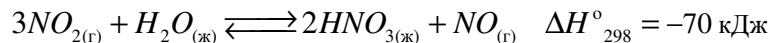
при некоторой температуре равна 0,125. Рассчитайте равновесные концентрации CO и CO_2 , если известно, что начальная концентрация оксида углерода(II) была равна 0,032 моль/л.

13. В каком направлении сместится равновесие химической реакции:



при а) понижении температуры, б) уменьшении объема системы? Дайте аргументированный ответ.

14. В каком направлении сместится равновесие химической реакции:



при а) повышении температуры, б) уменьшении давления в системе? Дайте аргументированный ответ.

15. Вызывает ли смещение химического равновесия введение в систему катализатора? Ответ аргументируйте.

Вопросы и задания для самопроверки (разделы 7, 10-12)

1. Дайте определение понятий «раствор», «растворитель», «растворенное вещество».
2. Сформулируйте основные причины, позволяющие рассматривать растворение как физико-химический процесс.
3. Сформулируйте основные отличия идеальных и реальных растворов.
4. Дайте определение понятию «концентрация». Выведите уравнения связи, позволяющие переходить от одного способа выражения концентрации к другому.
5. Определите мольную долю растворенного вещества, а также молярность, нормальность и моляльность 16%-ного (по массе) раствора ортофосфорной кислоты. Плотность раствора равна 1,088 г/мл.
6. В каком виде применяется закон эквивалентов в объемном анализе?
7. Определите массу осадка, который образуется при добавлении к 100 мл 0,1н. раствора $Ba(NO_3)_2$ 200 мл 0,1М раствора K_2SO_4 .
8. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
9. Является ли электролитическая диссоциация необратимым процессом?
10. Перечислите известные вам химические вещества – электролиты и неэлектролиты.
11. Какие величины являются количественной мерой электролитической диссоциации? Приведите их определения.

12. Охарактеризуйте состояние слабого электролита в водном растворе. Что такое константа диссоциации и каков ее физический смысл? Приведите примеры слабых электролитов.

13. Вычислите концентрации ионов H^+ , HS^- и S^{2-} в 0,1М водном растворе сероводорода при 25 °С.

14. Сформулируйте закон разбавления Оствальда.

15. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты при 25 °С будет равна 0,2?

16. Охарактеризуйте состояние сильного электролита в водном растворе. Что такое ионная атмосфера? Перечислите известные вам сильные электролиты.

17. Что такое активность? В каких случаях допустимо заменять ее концентрацией?

18. Какая величина служит количественной характеристикой межионных электростатических взаимодействий в растворах электролитов?

19. Рассчитайте значения активностей ионов в 0,05н. растворе гидроксида бария, содержащем, кроме того, 0,001М хлорида бария.

20. Какие свойства растворов называют коллигативными?

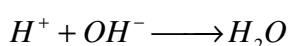
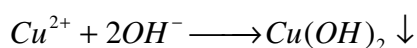
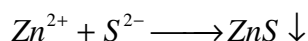
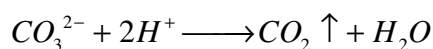
21. По какой причине коллигативные свойства проявляются в растворах электролитов в большей степени, чем в растворах неэлектролитов такой же концентрации? Введение какого поправочного коэффициента необходимо при описании коллигативных свойств растворов сильных электролитов? Каков его физический смысл?

22. Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты C_6H_5COOH в 100 г сероуглерода, кипит при 46,53 °С. Температура кипения чистого сероуглерода равна 46,24 °С. Вычислите эбулиоскопическую постоянную сероуглерода.

23. При 0 °С осмотическое давление 0,1н. раствора карбоната калия равно 272,6 кПа. Определите кажущуюся степень диссоциации K_2CO_3 в данном растворе.

24. В каких случаях и в каком направлении реакции обмена в растворах электролитов могут протекать практически необратимо?

25. Напишите по два разных молекулярных уравнения к каждому из сокращенных ионно-молекулярных уравнений:



26. Запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах уравнения реакций между следующими веществами: а) гидроксид никеля(II) и серная кислота; б) нитрат кобальта(II) и гидроксид калия; в) силикат натрия и азотная кислота; г) оксид магния и серная кислота; д) сульфат железа(II) и сульфид натрия; е) гидроксид хрома(III) и гидроксид натрия; ж) хлорид аммония и гидроксид лития.

27. Дайте определение понятию «водородный показатель». Охарактеризуйте с помощью величин pH нейтральные, кислые и щелочные водные растворы.

28. Вычислите pH 0,1М раствора гидроксида аммония при 25 °С.

29. Вычислите pH 0,1М раствора сероводорода при 25 °С, учитывая диссоциацию только по первой ступени.

30. Что такое кислотно-основные индикаторы, в каких целях они используются? На чем основан их принцип действия? Что такое интервал перехода индикатора? Перечислите известные вам кислотно-основные индикаторы и охарактеризуйте их окраску в нейтральных, кислых и щелочных растворах.

31. Перечислите факторы, влияющие на степень гидролиза. Какими способами можно усилить или подавить гидролиз? Проиллюстрируйте ответ примерами.

32. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу в водном растворе: бромид аммония, сульфат лития, хлорид никеля(II), цианид калия, силикат калия, иодид бария, сульфат марганца(II), ортофосфат лития, селенит калия, перманганат калия? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионно-молекулярной и молекулярной формах и ука-

жите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей.

33. Какая из двух солей в водном растворе при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: а) $NaCN$ или $NaClO$; б) $MgCl_2$ или $ZnCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

34. Рассчитайте pH 0,1н. раствора сульфита натрия при 25 °С, учитывая только первую ступень гидролиза. Запишите уравнение гидролиза данной соли в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

35. Рассчитайте pH 0,1М раствора сульфата аммония при 25 °С. Запишите уравнение гидролиза данной соли в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

36. Какие факторы могут обусловить протекание необратимого гидролиза?

37. Составьте уравнения реакций в ионно-молекулярной и молекулярной формах, которые будут протекать при сливании водных растворов: а) нитрата железа(III) и сульфита натрия; б) хлорида меди(II) и карбоната натрия; в) нитрата хрома(III) и сульфида натрия; г) хлорида железа(III) и карбоната калия; д) нитрата хрома(III) и сульфита натрия.

38. Выведите математические выражения, связывающие растворимость и произведение растворимости для малорастворимых электролитов типа AB , A_3B (AB_3) и A_2B_3 (A_3B_2).

39. В каком объеме насыщенного раствора сульфида серебра(I) при 25 °С содержится 1 мг растворенной соли?

40. Сформулируйте условия выпадения и растворения осадка малорастворимого электролита.

41. Образуется ли осадок хромата серебра(I) при 25 °С, если к 0,002н. раствору фторида серебра(I) добавить равный объем 0,1н. раствора хромата натрия?

42. Вспомните, какие примеры смещения ионных равновесий в растворах были рассмотрены в данном разделе. Самостоятельно приведите примеры, аналогичные описанным, и проанализируйте их.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 8)

1. Какие вещества называются металлами?
2. Опишите положение металлов в периодической системе элементов.
3. Охарактеризуйте особенности строения атомов металлов.
4. Охарактеризуйте общие химические свойства металлов.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 9)

1. Дайте определение понятиям «гальванический элемент», «катод», «анод», «электродный потенциал».

2. В чем состоит различие проводников первого и второго рода?

3. Как можно рассчитать ЭДС гальванического элемента?

4. Что такое стандартный водородный электрод?

5. Что такое инертный электрод?

6. На каком принципе основано построение электрохимического ряда напряжений металлов? Возможность протекания каких химических реакций можно оценить на основании положения металла в этом ряду?

7. Какое уравнение позволяет вычислить величину электродного потенциала в условиях, отличных от стандартных?

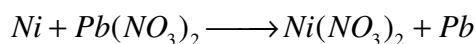
8. Как можно определить возможное направление самопроизвольного протекания окислительно-восстановительного процесса?

9. Используя стандартные восстановительные потенциалы, определите, можно ли восстановить ионы меди(II) до ионов меди(I), действуя на водный раствор сульфата меди(II): а) водным раствором хлорида калия, б) водным раствором йодида калия. Для каждой самопроизвольно протекающей реакции напишите уравнение.

10. Используя стандартные восстановительные потенциалы, определите, можно ли окислить бромной водой: а) Mn^{2+} до MnO_4^- , б) Sn^{2+} до Sn^{4+} . Для каждой самопроизвольно протекающей реакции напишите уравнение.

11. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, проте-

каюшая по уравнению:



Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите ЭДС этого элемента при концентрациях $[Ni^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[Pb^{2+}] = 0,0001$ моль/л.

12. При какой молярной концентрации ионов Zn^{2+} потенциал цинкового электрода при 25 °С будет на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала?

5.3. Промежуточная аттестация : экзамен (I семестр), экзамен (II семестр) или экзамен (1 курс, заочное обучение) и экзамен (2 курс, заочное обучение). **Формат экзамена** - устный ответ на 2 вопроса билета и решение задачи, ответы на дополнительные вопросы. Время подготовки - 60 минут.

Перечень вопросов к экзамену (I семестр или 1 курс заочного обучения):

1. Предмет химии. Периодизация истории химии.
2. Основные химические понятия: вещество, элемент, атом, молекула, ион, моль, эквивалент, относительные атомная и молекулярная масса, молярная масса, молярный объем.
3. Основные законы химии. Законы сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро.
4. Основные классы неорганических веществ и их номенклатура. Металлы и неметаллы. Классификация, методы получения и химические свойства оксидов, гидроксидов и солей.
5. Химическая реакция. Способы классификации химических реакций.
6. Кислотно-основные реакции.
7. Ионнообменные реакции.
8. Периодическая система химических элементов. Периодический закон.
9. Доборовские представления о строении атома. Теория Н. Бора.
10. Элементы квантово-механического подхода к описанию строения атома. Квантовые числа.
11. Электронные схемы и электронные формулы атомов. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правила Хунда и Клечковского.
12. Периодический закон в свете представлений о строении атома. Электронные аналоги. *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы периодической системы.
13. Атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность атома элемента; закономерности изменения этих характеристик по группам и периодам.
14. Характеристика химического элемента на основании его положения в периодической системе химических элементов.
15. Понятие химической связи. Типы химической связи.
16. Ионная связь.
17. Ковалентная связь.
18. Полярность связи и полярность молекул. Степень окисления элемента в соединении. Валентность.
19. Способы образования ковалентной связи. Образование связи за счет неспаренных электронов и донорно-акцепторный механизм образования связи.
20. Способы перекрывания электронных облаков при образовании ковалентной связи. Сигма- и пи-связи.
21. Ковалентная связь. Направленность ковалентной связи. Гибридизация орбиталей.
22. Водородная связь. Условия образования водородной связи. Свойства веществ с водородной связью.
23. Металлическая связь. Характерные свойства металлов, обусловленные металлической связью.
24. Типы кристаллических решеток (ионные, атомные, молекулярные, металлические) и обусловленные ими свойства веществ.

25. Силы межмолекулярного взаимодействия.
26. Агрегатные состояния вещества.
27. Понятие окислительно-восстановительной реакции.
28. Типичные окислители и восстановители.
29. Окислительно-восстановительная двойственность.
30. Типы окислительно-восстановительных реакций.
31. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.
32. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
33. Предмет и основные понятия термохимии и химической термодинамики. Термодинамические системы, их классификация. Термодинамические параметры и функции состояния системы.
34. Тепловой эффект химической реакции. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Экзо- и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.
35. Энтропия. Второе начало термодинамики. Изменение энтропии при фазовых переходах и в химических реакциях. Стандартная энтропия вещества.
36. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Термодинамические критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах. Связь изобарно-изотермического потенциала с константой равновесия.
37. Понятие химической кинетики.
38. Фаза. Гомогенные и гетерогенные реакции.
39. Средняя и истинная скорость реакции.
40. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
41. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции. Энергия активации молекул. Уравнение Аррениуса.
42. Влияние концентрации реагирующих веществ и давления на скорость реакции. Закон действующих масс.
43. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.
44. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ.
45. Обратимые и необратимые реакции.
46. Химическое равновесие. Константа равновесия и ее физический смысл.
47. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Перечень вопросов к экзамену (II семестр или 2 курс заочного обучения) :

1. Предмет химии. Периодизация истории химии.
2. Основные химические понятия: вещество, элемент, атом, молекула, ион, моль, эквивалент, относительные атомная и молекулярная масса, молярная масса, молярный объем.
3. Закон эквивалентов. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро.
4. Основные классы неорганических веществ и их номенклатура. Металлы и неметаллы. Классификация, методы получения и химические свойства оксидов, гидроксидов и солей.
5. Химическая реакция. Способы классификации химических реакций.
6. Кислотно-основные реакции.
7. Ионообменные реакции.
8. Окислительно-восстановительные реакции.
9. Характеристика химического элемента на основании его положения в периодической системе химических элементов.
10. Понятие химической связи. Типы химической связи.
11. Ковалентная связь.
12. Способы образования ковалентной связи. Образование связи за счет неспаренных электронов и донорно-акцепторный механизм образования связи.

13. Направленность ковалентной связи. Гибридизация атомных орбиталей.
14. Водородная связь. Условия образования водородной связи. Свойства веществ с водородной связью.
15. Металлическая связь. Характерные свойства металлов, обусловленные металлической связью.
16. Силы межмолекулярного взаимодействия.
17. Агрегатные состояния вещества.
18. Типичные окислители и восстановители.
19. Окислительно-восстановительная двойственность.
20. Типы окислительно-восстановительных реакций.
21. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.
23. Обратимые и необратимые реакции.
24. Химическое равновесие. Константа равновесия и ее физический смысл. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
25. Вода. Физические свойства воды. Диаграмма состояния воды. Химические свойства воды. Вода как растворитель.
26. Общая характеристика растворов.
27. Особенности растворения газов, жидкостей и твердых веществ.
28. Сольватная (химическая) теория растворов Д.И. Менделеева. Растворение как физико-химический процесс.
29. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая и молярная доли, молярная концентрация молекул, молярная концентрация эквивалентов, молярная концентрация. Титр. Закон эквивалентов в объемном анализе.
30. Давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем и раствором. Закон Рауля.
31. Следствия из закона Рауля: температуры кипения и замерзания растворов.
32. Осмос. Осмотическое давление раствора. Закон Вант-Гоффа.
33. Отличие свойств растворов электролитов и неэлектролитов. Неподчинение растворов электролитов законам Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа.
34. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
35. Растворы слабых электролитов. Равновесие диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований.
36. Растворы сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации. Активность ионов. Коэффициент активности.
37. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена в растворах электролитов, направление протекания обменных реакций.
38. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие о кислотно-основных индикаторах.
39. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.
40. Равновесие «малорастворимый электролит – его насыщенный раствор». Произведение растворимости. Связь растворимости и произведения растворимости.
41. Комплексные соединения. Состав, строение, свойства.
42. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости. Получение и разрушение комплексных соединений.
43. Металлы. Положение металлов в периодической системе элементов. Особенности строения атомов металлов. Общие физические и химические свойства металлов.
44. Электрохимические процессы. Проводники первого и второго рода. Электроды, электродные процессы, электродный потенциал, стандартный электродный потенциал.

45. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента.
46. Водородный электрод.
47. Окислительно-восстановительные электроды. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
48. Понятие коррозии металлов. Типы коррозии металлов.
49. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.
50. Электролиз расплавов. Электролиз растворов.

Примеры экзаменационных задач:

I семестр:

– Приведите уравнения реакций кислотного-основного взаимодействия между соединениями натрия и азота(V).

– Уравняйте схему окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса. Укажите тип ОВР, окислитель и восстановитель, их эквиваленты и молярные массы эквивалентов.



– Определите количество теплоты, выделяющейся при сгорании 10 л SO_2 :
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

Условия стандартные. Необходимые данные взять из таблицы

II семестр:

– Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу в водном растворе: а) сульфат калия; б) хлорид хрома(III); в) селенит калия; г) карбонат аммония? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной и молекулярной формах и укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей.

– Электронная схема и электронная формула, валентность, степень окисления элемента с порядковым номером 56

– Куда сместится равновесие обратимой реакции $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$ ($\Delta H < 0$), если:

1) повысить температуру; 2) понизить давление; 3) увеличить концентрацию реагирующих веществ; 4) понизить концентрацию продуктов; 5) ввести катализатор.

Шкала оценивания - 4-х балльная

Критерии выставления оценки по дисциплине

Оценка «отлично»: ответы на оба вопроса правильные и полные, задача решена верно. Ответы на дополнительные вопросы показывают свободное владение изученным материалом.

Оценка «хорошо»: ответы на оба вопроса правильные, но на один из вопросов - неполный, и задача решена верно или задача решена с арифметическими ошибками. Ответы на дополнительные вопросы неполные и неуверенные.

Оценка «удовлетворительно»: ответы на оба вопроса неполные с ошибками. Задача решена частично, в ее решении нарушена логика. Ответы на дополнительные вопросы неполные и неуверенные.

Оценка «неудовлетворительно»: ответы на оба вопроса с грубыми ошибками, свиде-

тельствующими о незнании вопросов билета, задача не решена. Ответы на дополнительные вопросы показывают отсутствие знаний по изученному материалу.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) Основная литература:

1. *Степанова Е.В.* Химия: Учебное пособие. – СПб.: РГГМУ, 2014. – 156 с. Режим доступа: http://elib.rshu.ru/files_books/pdf/rid_d5fb0ecd2a1b4118b443847a8b0db8c7.pdf

2. *Глинка Н. Л.* Общая химия в 2 т : учебник для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 19-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2016. — 729 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-6445-5. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/388983> (дата обращения: 15.06.2019).

3. *Глинка Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии : учеб.-практ. пособие / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 236 с. Электронный ресурс. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/viewer/42CADAЕ0-F729-47F0-BD2C-9BF1FA027806/zadachi-i-uprazhneniya-po-obschey-himii#page/1>

4. *Елфимов В.И.* Основы общей химии: Учебное пособие. – М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015. – 256 с. Режим доступа: <http://znanium.com/bookread2.php?book=469079&spec=1>

б) Дополнительная литература:

1. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия. Учебник для вузов — 4-е изд., испр. — М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. — 743 с.

2. *Коровин Н.В.* Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям. – 11-е изд., стер. – М. : Высшая школа, 2009 . – 557 с.

3. *Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г.* Общая химия: учеб. пособие. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 639 с. Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/509204>

4. *Дурагина Е.Г., Гончаров А.В.* Химия: классы неорганических соединений: Учебно-методическое пособие. – СПб: РГГМУ, 2008. – 48 с. Режим доступа: http://elib.rshu.ru/files_books/pdf/img-503134941.pdf

в) программное обеспечение

1. Операционная система Windows 7
2. Пакет прикладных программ Microsoft Office

г) Интернет-ресурсы:

1. ChemNet: Химическая информационная сеть.– Режим доступа:<http://www.chemnet.ru>

2. Российский общеобразовательный портал. Коллекция: естественнонаучные эксперименты.– Режим доступа: <http://experiment.edu.ru>

3. Химический сервер HimHelp.ru: образовательный ресурс.– Режим доступа: <http://www.himhelp.ru>

4. WebElements: онлайн-справочник химических элементов.– Режим доступа: <http://webelements.narod.ru>.

5. Таблица электроотрицательности химических элементов. Химические элементы в порядке возрастания относительной электроотрицательности (X) по Полингу (Pauling) Сайт проекта «Инженерный справочник. Таблицы DPVA [Электронный ресурс].— URL: <https://dpva.ru/Guide/GuideChemistry/ElectronegativityPulingTable/>(дата обращения: 15.06.2019).

6. Справочник стандартных электродных потенциалов полуреакций. Сайт института биотехнологии, пищевой и химической инженерии (ИнБиоХим) Алтайского государственного технического университета имени И.И. Ползунова [Электронный ресурс].— URL:

д) профессиональные базы данных не предусмотрены

е) информационные справочные системы не предусмотрены

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Методические указания по освоению дисциплины

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	<p>Составление конспекта лекций: выполнение последовательной краткой записи материалов лекции в порядке их изложения, выделение важных определений, положений и выводов.</p> <p>Работа с конспектом: выделение представляющего трудности для понимания материала и работа по самостоятельному поиску и конспектированию возможных пояснений в рекомендованных учебных пособиях и Интернет-ресурсах.</p> <p>В случае невозможности самостоятельного разрешения возникших проблем в усвоении материала следует сформулировать требующие дополнительных пояснений вопросы и задать их преподавателю на консультации или на практическом занятии.</p>
Практическое занятие	<p>Подготовка к теме практического занятия по конспекту лекций и учебным пособиям. Материалы практических занятий следует заносить в отдельную тетрадь. Решение задач и последовательность выполнения упражнений рекомендуется записывать аккуратно, с подробными комментариями. Работа с конспектом лекций.</p>
Индивидуальное задание	<p>При подготовке индивидуального задания необходимо проработать соответствующие темы по конспекту лекций, записям практических занятий и рекомендуемой литературе. Решение задач, ответы на вопросы и уравнения реакций рекомендуется записывать аккуратно, с подробными комментариями. Задание оформляется на отдельных листах.</p>
Опрос	<p>При подготовке к опросу необходимо проработать соответствующие темы по конспекту лекций, записям практических занятий и рекомендуемой литературе. Целесообразно заранее продумать план ответа на каждый вопрос</p>
Лабораторная работа	<p>Перед выполнением лабораторной работы необходимо ознакомиться с техникой безопасности и правилами поведения в химической лаборатории. Внимательно изучить методики выполнения опытов, составить уравнения соответствующих реакций. В процессе выполнения лабораторной работы фиксировать наблюдения в отчете или тетради. После завершения работы обобщить полученные данные, установить причинно-следственные связи, сформулировать выводы по каждому опыту и подготовить ответы на вопросы, приведенные в описании лабораторной работы, оформить отчет по лабораторной работе.</p>

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Контрольная работа (очное обучение)	При подготовке к контрольной работе необходимо работать с конспектами лекций, записями практических занятий, отчетами (записями) по лабораторным работам, рекомендуемой литературой и ориентироваться на задания для самостоятельной работы.
Контрольная работа (заочная форма обучения)	При подготовке контрольной работы проработать теоретический материал по рекомендуемой литературе. Выполнить упражнения и решить задачи. Изложить ответы на теоретические вопросы. Контрольную работу оформить в тетради или на листах формата А4. Выслать ее на адрес университета на кафедру прикладной океанографии ЮНЕСКО-МОК и охраны природных вод или лично привезти на кафедру. Сроки предоставления контрольной работы - до или во время сессии, но не позднее, чем за 5 дней до экзамена. После проверки работа может быть возвращена на доработку. Исправленный вариант контрольной работы сдается на проверку не позднее, чем за 2 дня до экзамена.
Экзамен	При подготовке к экзамену необходимо работать с конспектами лекций, записями практических занятий, отчетами (записями) по лабораторным работам, рекомендуемой литературой и ориентироваться на вопросы для подготовки к экзамену.

8. Информационные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (при необходимости)

Образовательные и информационные технологии

Раздел дисциплины	Образовательные и информационные технологии	Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем
Основные химические понятия и законы химии	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – лабораторная работа (проведение экспериментов) – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Периодическая система, периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Окислительно-восстановительные реакции	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – лабораторная работа (проведение экспериментов) – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office

Раздел дисциплины	Образовательные и информационные технологии	Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем
Химическая связь и строение вещества	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Энергетика химических процессов	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Химическая кинетика и химическое равновесие	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Растворы	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Металлы	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Основы электрохимии	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Вода, как растворитель (состав, строение и свойства воды)	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Химические факторы формирования природных вод	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – лабораторная работа (проведение экспериментов) – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office
Аналитические подходы к изучению химического состава природных вод.	– классическая лекция; – практическое занятие (решение задач, выполнение упражнений); – самостоятельная работа в ЭБС	Операционная система Windows 7 Пакет прикладных программ Microsoft Office

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Материально-техническое обеспечение программы соответствует действующим санитарно-техническим и противопожарным правилам и нормам и обеспечивает проведение всех видов практических занятий и самостоятельной работы студентов.

Учебный процесс обеспечен аудиториями, комплектом лицензионного программного

обеспечения, библиотекой РГГМУ.

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, укомплектована специализированной мебелью.

Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, укомплектована специализированной мебелью.

Учебная лаборатория химии природной сред, оснащенная специальной мебелью и оборудованием для проведения химических исследований и учебных занятий.

Помещение для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования оснащено аквадистиллятором, вытяжными шкафами, холодильниками, шкафами для хранения реактивов, специальной мебелью, и предназначено для предварительной подготовки к проведению лабораторных работ инженерным персоналом лаборатории наборов химической посуды и реактивов для проведения качественного анализа.

Помещение для самостоятельной работы студентов. Помещение оснащено: специализированной (учебной) мебелью, компьютерами с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду организации

10 Особенности освоения дисциплины для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

Обучение обучающихся с ограниченными возможностями здоровья при необходимости осуществляется на основе адаптированной рабочей программы с использованием специальных методов обучения и дидактических материалов, составленных с учетом особенностей психофизического развития, индивидуальных возможностей и состояния здоровья таких обучающихся (обучающегося).

При определении формы проведения занятий с обучающимся-инвалидом учитываются рекомендации, содержащиеся в индивидуальной программе реабилитации инвалида, относительно рекомендованных условий и видов труда.

При необходимости для обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья создаются специальные рабочие места с учетом нарушенных функций и ограничений жизнедеятельности.