

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Тольяттинский государственный университет»

Б1.О.16
(индекс дисциплины)

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

(наименование дисциплины)

по направлению подготовки
18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы
в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии

направленность (профиль)
Рациональное природопользование, рециклинг и утилизация отходов

Форма обучения: заочная

Год набора: 2021

Общая трудоемкость: 19 ЗЕ

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр	1	2	Итого
Форма контроля	экзамен	экзамен	
Вид занятий			
Лекции	4	4	8
Лабораторные	4	4	8
Практические			
Руководство: курсовые работы (проекты) / РГР			
Промежуточная аттестация	0,35	0,35	0,7
Контактная работа	8,35	8,35	16,7
Самостоятельная работа	307	343	650
Контроль	8,65	8,65	17,3
Итого	324	360	684

Рабочую программу составил(и):

доцент, к.т.н. Трошина М.А.

(должность, ученое звание, степень, Фамилия И.О.)

Рецензирование рабочей программы дисциплины:



Отсутствует



Рецензент

(должность, ученое звание, степень, Фамилия И.О.)

Рабочая программа дисциплины составлена на основании ФГОС ВО и учебного плана направления подготовки

18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы
в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии

Срок действия рабочей программы дисциплины до «31» августа 2026 г.

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой «Химическая технология и ресурсосбережение»

«__» _____ 20__ г.

(подпись)

М.В. Кравцова
(И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДЕНО

На заседании центра медицинской химии

(протокол заседания №1 от «31» августа 2020 г.).

1. Цель освоения дисциплины

Цель освоения дисциплины – формирование у обучающихся базовых знаний, умений и навыков по общей и неорганической химии, знакомство с внутренней логикой химической науки, а также приобретение способности использовать полученные знания, умения и навыки при изучении последующих химических и специальных дисциплин и в сфере профессиональной деятельности.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплины и практики, на освоении которых базируется данная дисциплина: «Введение в профессию», «Высшая математика».

Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины необходимо как предшествующее: «Органическая химия», «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа», «Физическая и коллоидная химия», «Общая химическая технология» и другие химические дисциплины вариативной части.

3. Планируемые результаты обучения

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1. Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов	ОПК-1.1. Знает теоретические основы общей и неорганической химии и понимает принципы строения вещества и протекания химических процессов	Знать: правила поведения и технику безопасности в химической лаборатории; специальную химическую терминологию; основные понятия и законы химии, строение и свойства химических соединений, природу химической связи в различных классах веществ; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ
		Уметь: пользоваться химической терминологией; анализировать полученные результаты; применять теоретические аспекты общей и неорганической химии для анализа свойств веществ и механизмов химических процессов

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
		<p>Владеть: специальной химической терминологией; методами анализа химических процессов, методами определения свойств веществ и механизма их участия в процессах химического характера в профессиональной деятельности и окружающем мире</p>
	ОПК-1.5. Умеет выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ	<p>Знать: методы проведения экспериментальных исследований, подготовки рабочего места; алгоритмы расчета термодинамических характеристик химических реакций и равновесных концентраций веществ</p>
		<p>Уметь: самостоятельно работать с методическими рекомендациями, справочными материалами, применять теоретические знания для проведения эксперимента и обработки его результатов; рассчитывать термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ</p>
		<p>Владеть: методами организации самостоятельной работы, анализа полученной информации; методикой расчета термодинамических характеристик химических реакций и равновесных концентраций веществ</p>

4. Структура и содержание дисциплины

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Модуль 1. Строение и свойства вещества	Ср1	Тема 1. Основные понятия и законы химии	1	22	3	-	Промежуточный тест №1
	Лек 1	Химический эквивалент	1	2	-	-	
	Лаб 1	Определение молярной массы эквивалента металла	1	2	4	-	Отчет по лабораторной работе № 1
	Ср 2	Тема 2. Основные классы неорганических веществ	1	20	3	-	Промежуточный тест №2
	Ср 3	Тема 3. Строение атома. Периодическая система Д.И.	1	22	3	-	Промежуточный тест №3
	Ср 4	Тема 4. Химическая связь. Пространственное строение молекул	1	22	3	-	Промежуточный тест №4
	Ср 5	Тема 5. Фазовые состояния веществ. Межмолекулярные взаимодействия	1	20	3	-	Промежуточный тест №5
Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов	Ср 6	Тема 6. Термодинамика химических реакций	1	24	3	-	Промежуточный тест №6
	Лаб 2	Определение энтальпии реакции	1	2	4	-	Отчет по лабораторной работе № 2
	Ср 7	Тема 7. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие	1	24	3	-	Промежуточный тест №7
Модуль 3.	Ср 8	Тема 8. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Химические равновесия в растворах	1	20	3	-	Промежуточный тест №8

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Растворы и электрохимические процессы	Ср 9	Тема 9. Растворы неэлектролитов и электролитов	1	24	3	-	Промежуточный тест №9
	Лек 2	Коллигативные свойства растворов	1	2	-	-	
	Ср 10	Тема 10. Коллоидные растворы	1	15	3	-	Промежуточный тест №10
	Ср 11	Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимия: основные понятия	1	22	3	-	Промежуточный тест №11
	Ср 12	Тема 12. Возникновение электродного потенциала.	1	22	3	-	Промежуточный тест №12
	Ср 13	Тема 13. Электролиз расплавов и водных растворов	1	24	3	-	Промежуточный тест №13
	Ср 14	Тема 14. Коррозия металлов. Способы защиты металлов от	1	24	3	-	Промежуточный тест №14
	Контроль	Подготовка к экзамену	1	8,65	-	-	Вопросы к экзамену № 1-50
	ПА	Промежуточная аттестация (экзамен)	1	0,35	-	-	Вопросы к экзамену № 1-50
	ТИ	Итоговое тестирование	1	2	50	-	Тестовые вопросы №1-600
Итого:				324	100		
Модуль 1. s-элементы	Лек 1	s - элементы 1 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Ср 2	Тема 1. s - элементы 1 группы Периодической системы	2	18	4	-	Промежуточный тест №1

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Ср 2	Тема 2. s-элементы 2 группы Периодической системы. Комплексные соединения. Жесткость воды	2	20	4	-	Промежуточный тест №2
Модуль 2. p-элементы	Лек 2	p-элементы 13 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Ср 3	Тема 3. p – элементы 13 группы Периодической системы	2	28	4	-	Промежуточный тест №3
	Ср 4	Тема 4. p – элементы 14 группы Периодической системы	2	40	4	-	Промежуточный тест №4
	Ср 5	Тема 5. p – элементы 15 группы Периодической системы	2	50	4	-	Промежуточный тест №5
	Лаб 1	Элементы 15 группы	2	2	4	-	Отчет по лабораторной работе №1
	Ср 6	Тема 6. p – элементы 16 группы Периодической системы	2	50	4	-	Промежуточный тест №6
	Ср 7	Тема 7. p – элементы 17 группы Периодической системы	2	40	4	-	Промежуточный тест №7
	Ср 8	Тема 8. Водород	2	10	4	-	Промежуточный тест №8

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Модуль 3. d-элементы	Ср 9	Тема 9. d-металлы и их соединения. Элементы 3, 4 групп Периодической системы. Элементы 5 группы Периодической системы. Элементы 6 группы Периодической системы. Элементы 7 группы Периодической системы. Элементы 8-10 групп Периодической системы. Элементы 11 группы Периодической системы. Элементы 12 группы Периодической системы	2	85	4	-	Промежуточный тест №9
	Лаб 2	Элементы 8-10 групп	2	2	4	-	Отчет по лабораторной работе №2
	Контроль	Подготовка к экзамену	2	8,65	-	-	Вопросы к экзамену № 1-52
	ПА	Промежуточная аттестация (экзамен)	2	0,35	-	-	Вопросы к экзамену № 1-52
	ТИ	Итоговое тестирование	2	2	56	-	Тестовые вопросы №1-600
				360	100		

Схема расчета итогового балла «(Сумма + Т)» - сумма баллов по всем учебным мероприятиям, предусмотренным в курсе + сумма баллов по всем промежуточным тестам по курсу.

5. Образовательные технологии

При реализации дисциплины используется сетевая технология - изучение курса посредством электронных учебно-методических материалов, размещенных в обучающей среде с использованием компьютера, подключенного к сети Интернет.

6. Методические указания по освоению дисциплины

Семестр 1. Курс «Общая и неорганическая химия 1»

Модуль 1. Строение и свойства вещества

Тема лекционного занятия:

Химический эквивалент.

Тема лабораторного занятия:

Определение молярной массы эквивалента металла.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об основных понятиях и законах химии; классификации неорганических веществ; современной теории строения атома, квантовых числах, правилах и принципах заполнения атомных орбиталей многоэлектронных атомов; Периодической системе Д.И. Менделеева; химической связи, ее видах, характеристиках, гибридизации, методе валентных связей и методе молекулярных орбиталей, гибридизации, методе Гиллеспи.

знать:

- основные понятия химии (молекула, атом, химический элемент, моль, молярная масса);
- основные законы химии (сохранения массы, постоянства состава, объемных отношений, Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, объединенный газовый закон);
- химический эквивалент, закон эквивалентов;
- теории строения атома, современная теория строения атома;
- химическая связь: ковалентная, ионная, металлическая, водородная
- метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей;
- гибридизация, метод Гиллеспи.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- проводить количественные расчеты по уравнениям химических реакций;
- составлять электронную конфигурацию химических элементов;
- определять тип химической связи в веществе и его пространственное строение;
- составлять структурную формулу вещества.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: основных понятиях и законах химии; классификации веществ; общих химических свойствах веществ одного класса; строении атома и его характеристиках; химической связи, пространственном строении молекул и ионов.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Что такое относительная атомная масса? Рассчитайте относительную атомную массу серы, если $m(S)=5,3 \cdot 10^{-23}$ г, а $m(C)=2,0 \cdot 10^{-23}$ г.

2. Рассчитайте абсолютную массу молекулы серной кислоты, если ее относительная молекулярная масса равна 98.
3. Относительная плотность газа по водороду, содержащего 27,27% углерода и 72,73% кислорода, равна 22. Определите относительную молекулярную массу газа и его химическую формулу.
4. Относительные плотности газов по воздуху равны: а) 0,9; б) 3,17. Определите массу 1 л каждого газа.
5. Определите, какой это металл, если 1,6 г кальция и 2,615 г двухвалентного металла вытесняют из кислоты одинаковый объем водорода при одних и тех же условиях.
6. Хлорид металла содержит 69% хлора. Относительная атомная масса металла равна 47,9. Определите степень окисления металла в этом соединении.
7. При температуре 100°C и давлении 50 атм. газ занимает объем 10 м³. Приведите объем этого газа к н.у.
8. Чему равна масса 1 моль эквивалентов олова в реакциях его восстановления: а) $\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$; б) $\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}^0$
9. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа в соединениях его с кислородом, содержащих а) 70 и б) 77,8% железа.
10. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ионов железа в приведенных реакциях: а) $\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
11. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 0,029 г его вытесняют из кислоты 30 мл водорода (н.у.).
12. Составьте электронную конфигурацию элемента с атомным номером 25.
13. Определите набор квантовых чисел для всех электронов элемента с атомным номером 22.
14. Определите тип химической связи в молекулах угарного газа, хлорида лития и рассмотрите образование химической связи по методу валентных связей.
15. Определите пространственное строение пентахлорида брома, дифторида олова, пербромат-иона.
16. По методу молекулярных орбиталей установите порядок связи в цианид-ионе и оксиде азота (II).

Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов

Тема лабораторного занятия:

Определение энтальпии реакции.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об энергетических изменениях в системах, в которых происходит взаимодействие между веществами; скорости химических реакций и методах ее регулирования.

знать:

- термодинамические функции состояния, способ из расчета (закон Гесса и его следствие);
- влияние температуры на возможность протекания реакции в зависимости от численных значений энтальпии и энтропии реакции;
- влияние на скорость химической реакции концентрации (закон действующих масс);
- влияние на скорость реакции температуры (правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса);
- влияние на скорость реакции катализаторов;
- химическое равновесие и способы его смещения (принцип Ле Шателье).

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- определять возможность протекания реакции;
- регулировать скорость химической реакции.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: функциях состояния, законе Гесса, гомо- и гетерогенных процессах, энергии активации, константах скорости реакции и химического равновесия.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. При соединении 3,2 г железа с кислородом выделилось 40 кДж тепла. Рассчитайте энтальпию образования оксида железа (II).
 2. Рассчитайте теплотворную способность метана.
 3. Рассчитайте количество тепла, которое выделится при сгорании 50 м³ смеси, состоящей из 50% кислорода, 25% водорода и 25% углекислого газа.
 4. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях, если известно, что $\Delta H_p^0 = -293$ кДж, $\Delta S_p^0 = 27$ Дж/К.
 5. Во сколько раз изменится скорость реакции при изменении температуры на 30⁰С, если $\gamma = 3,0$?
 6. Как изменится $v_{пр}$ газофазной реакции $2A + 3B = 2C$ при увеличении давления в 2 раза?
 7. Почему $v_{пр}$ реакции $Na + H_2O \rightarrow$ отличается от $v_{пр}$ реакции $Ca + H_2O \rightarrow$?
 8. Изменение каких факторов вызовет смещение равновесия обратимой реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$; $\Delta H_p^0 = -92$ кДж в сторону прямой реакции?
 9. Вычислите исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации известны: $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$, $[NO]=1,5$ моль/л, $[Cl_2]=1$ моль/л, $[NOCl]=0,5$ моль/л.
 10. Определите энергию активации реакции, если константа скорости реакции при 283 К составляет 0,4, а при 303 К – 1,8.

Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы

Тема лекционного занятия:

Коллигативные свойства растворов

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об истинных растворах; свойствах растворов; способах выражения концентрации растворов; об окислительно-восстановительных реакциях; электродном потенциале; электрохимических процессах: гальванических, электролиза, коррозии.

знать:

- составные части растворов; количественное выражение состава растворов;
- свойства растворов неэлектролитов и электролитов;
- направление обменных процессов в растворах электролитов;
- методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и полуреакций);
- гальванические процессы и работу гальванических элементов;
- электролиз расплавов и водных растворов электролитов;
- законы электролиза;
- виды коррозии и механизмы их протекания;
- способы защиты металлов от коррозии

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- готовить растворы заданной концентрации
- определять концентрацию растворов;
- определять свойства растворов;

- расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях;
- составлять гальванические процессы, определять электродвижущую силу гальванических элементов;
- составлять процессы электролиза расплавов и водных растворов электролитов;
- определять количества образующихся на электродах веществ при электролизе;
- составлять процессы химической и электрохимической коррозии;
- подбирать способы защиты металлов от коррозии.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: составе растворов; способах выражения концентрации растворов; электролитах и неэлектролитах; свойствах неэлектролитов и электролитов; методах электронного баланса и полуреакций; гальванических процессах; работе гальванических элементов; расчете ЭДС; анодных и катодных реакциях при электролизе; законах Фарадея; типах и механизмах различных видов коррозии; способах защиты металлов от коррозии.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Каков тип химической связи в электролитах? Какие электролиты называют потенциальными? Истинными?
 2. Напишите диссоциацию а) сульфата натрия и б) гидрофосфата калия по первой и второй ступеням.
 3. Выразите константу диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени.
 4. Определите степень диссоциации 0,01 М раствора уксусной кислоты, если $K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$.
 5. Что показывает изотонический коэффициент? Какая связь существует между степенью диссоциации электролита и изотоническим коэффициентом?
 6. Определите температуры кипения и замерзания 0,01 м раствора сульфата натрия, если степень диссоциации составляет 54%.
 7. Что называют ионным произведением воды? Чему оно равно?
 8. Определите pH а) 0,1 М раствора КОН и б) 0,1 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$).
 9. Определите растворимость гидроксида алюминия, если его $\text{PP} = 5,7 \cdot 10^{-32}$.
 10. Рассчитайте осмотическое давление 0,002 М раствора бензола при температуре 17°C.
 11. Напишите гидролиз следующих солей и определите среду их водных растворов: NaNO_3 , ZnCl_2 , Na_2S , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
 12. Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых кобальт служил бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов.
 13. Гальванический элемент состоит из хромового электрода, погруженного в 0,01 М раствор CrSO_4 , и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов. Чему равна его э.д.с.?
 14. Каким уравнением количественно описывается электролиз?
 15. Что рассчитывают с помощью уравнения Нернста?
 16. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида никеля на инертных электродах.
 17. Составьте схемы электролиза водного раствора хлорида железа (II), если: а) анод железный; б) анод угольный.
 18. Раствор содержит ионы Zn^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти металлы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?
 19. Вычислите массу никеля, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 20 А через раствор нитрата никеля в течении 22 часов.
 20. При электролизе раствора соли олова (II) масса катода увеличилась на 4 г. Что произошло при этом на оловянном аноде?

21. Рассчитайте объем кислорода, который может быть получен при электролизе током 5 А в течение 2 часов, если выход по току составляет 85%.
22. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течении 30 мин на катоде выделилось 0,18 г металла. Вычислите молярную массу металла и расход электроэнергии, если известно, что напряжение в сети равно 6 В, а выход по току 72%.
23. Какой контакт является наиболее коррозионноопасным для железа: Fe/Cu, Fe/Sn, Fe/Ag?
24. В контакте с каким из металлов медь является анодом: хром, золото, никель.
25. Напишите электрохимические процессы (анодный и катодный), протекающие в контакте Al/Cu в растворе хлорида натрия.

Семестр 2. Курс «Общая и неорганическая химия 2»

Модуль 1. s-элементы

Тема лекционного занятия:

s-элементы 1 группы Периодической системы.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о комплексных соединениях, номенклатуре комплексных соединений, устойчивости комплексов; основных физических и химических свойствах s-элементов, способах их получения и применении; жесткости воды и методах ее умягчения.

знать:

- номенклатуру комплексных соединений, их свойства;
- свойства s-элементов, способы их получения и применения;
- жесткость воды и способы ее устранения.

уметь:

- определять физические и химические свойства s-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием s-элементов;
- определять жесткость воды;
- устранять жесткость воды.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: номенклатуре комплексов; свойствах s-элементов; жесткости воды и способах ее устранения;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Назвать указанные комплексные соединения, определите состав внешней и внутренней сфер, комплексообразователь, лиганды, координационное число, заряд комплексообразователя, напишите первичную и вторичную диссоциации комплексов и выразить для них константу нестойкости: $[\text{Rh}(\text{N}_2)_2\text{Cl}_2]\text{CN}$, $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{C}_2\text{O}_4)_2\text{Cl}_2]$.
 2. Составить химические формулы следующих комплексных соединений: диацетатодибромокупрат (II) калия; йододиазотсеребро (I).
 3. Составить и назвать 4 комплексных соединения из указанных ионов и молекул: Fe^{3+} , H_2O , Na^+ , S^{2-} .
 4. Составить уравнения реакций:
 $\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{K} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{BeO} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 5. Написать процессы получения лития, натрия, калия электролизом расплавов их солей с угольными электродами.
 6. Сравнить химическую активность s-элементов в группах с увеличением порядкового номера элемента.

7. Какие металлы называются щелочными и почему? Что общего в строении внешних электронных оболочек имеют атомы щелочных металлов?
8. Написать уравнения гидролиза: а) карбоната натрия; б) фосфата калия.
9. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
а) $K \rightarrow KOH \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow KNO_3$
б) $NaCl \rightarrow HCl \rightarrow KCl \rightarrow K \rightarrow KOH$
10. Какие вещества в технике называют: кальцинированной содой, кристаллической содой, пищевой содой, каустической содой?
11. Что общее имеют в строении внешних электронных оболочек атомы металлов ПА-группы?
12. Написать уравнения реакций при помощи которых можно осуществить превращения:
а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$
б) $Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgSO_4$
13. Почему при изучении свойств элементов ПА-группы выделяют бериллий, магний и остальные элементы, называемые щелочно-земельными?
14. Составить схему электролиза: а) раствора $CaCl_2$; б) расплава $MgCl_2$.

Модуль 2. р-элементы

Тема лекционного занятия:

р-элементы 13 группы Периодической системы.

Тема лабораторного занятия:

Элементы 15 группы.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о основных физических и химических свойствах р-элементов, способах их получения и применении.

знать:

- основные физические свойства р-элементов;
- химические свойства р-элементов;
- способы получения р-элементов и их соединений;
- применение р-элементов и их соединений.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- составлять электронную конфигурацию р-элементов;
- определять физические и химические свойства р-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием р-элементов.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: свойствах р-элементов; способах получения р-элементов и их соединений; применении р-элементов и их соединений;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Чему равна валентность бора: а) в нормальном и б) в возбужденном состоянии?
 2. Какие соединения можно получить, имея бор, магний, соляную кислоту?
 3. В каких реакциях выделяется водород? а) $Al + NaOH \rightarrow$; б) $Al + H_2O \rightarrow$; в) $Al + HNO_{3(разб)} \rightarrow$; г) $Al + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow$
 4. Какие вещества образуются в результате гидролиза: а) сульфида алюминия; б) сульфата алюминия?

5. Каким образом можно получить CO_2 в лабораторных условиях?
6. Что такое «растворимое стекло»? Где оно применяется?
7. Произойдет ли реакции между SnCl_2 и FeCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и FeCl_2 ?
8. Почему при растворении солей олова в воде раствор получается мутным?
9. Чем объясняется химическая пассивность свободного азота?
10. В какие вещества превращаются неметаллы при действии на них концентрированной азотной кислоты? Какие металлы растворяются в ней?
11. Написать химические формулы кислот – ортофосфорной, дифосфорной, фосфористой и фосфорноватистой, учитывая, что третья двухосновная, а четвертая одноосновна. Какова степень окисления фосфора в них?
12. Сравнить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов, гидроксидов, солей мышьяка, сурьмы и висмута. Написать соответствующие уравнения реакций.
13. Привести механизм образования иона гидроксония.
14. Какие из приведенных соединений являются производными пероксида водорода: MnO_2 , BaO_2 , SnO_2 , CaO_2 , PbO_2 .
15. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении: а) серной кислоты; б) нитрата свинца; в) щелочи?
16. Что будет происходить при действии концентрированной серной кислоты на: а) бромид натрия; б) углерод; в) серу? Составить уравнения реакций, протекающих при нагревании.
17. Сколько молекул и атомов содержится в 5,6 л водорода при н.у.?
18. Сколько граммов цинка надо взять, чтобы при взаимодействии с серной кислотой получить 5,6 л водорода при н.у.?
19. Объяснить закономерность изменения окислительных свойств галогенов на основании строения электронных оболочек их атомов.
20. Объяснить, могут ли в растворе совместно существовать следующие вещества: а) бромная вода и сероводород; б) хлорная вода и хлороводород; в) хлорная вода и бромоводород; г) хлорная вода и иодид калия; хлорид железа (III) и иодид калия.

Модуль 3. d-элементы

Тема лабораторного занятия:

Элементы 8-10 групп.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о основных физических и химических свойствах d-элементов, способах их получения и применении; жесткости воды и методах ее умягчения.

знать:

- основные физические свойства d-элементов;
- химические свойства d-элементов;
- способы получения d-элементов и их соединений;
- применение d-элементов и их соединений.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- составлять электронную конфигурацию d-элементов;
- определять физические и химические свойства d-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием d-элементов.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;

- акцентировать внимание на: свойствах d-элементов; способах получения d-элементов и их соединений; применении d-элементов и их соединений;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Написать электронные формулы меди, серебра, золота.
 2. В чем можно растворить элементы подгруппы меди? Написать соответствующие уравнения реакций.
 3. Составить схему электролиза сульфата меди (II) на серебряных электродах.
 4. На каких реакциях основано применение солей серебра в фотографии?
 5. Указать среди перечисленных реакций те, в которых выделяется водород: а) цинк + гидроксид калия; б) ртуть + соляная кислота; в) цинк + серная кислота (разб.); г) кадмий + азотная кислота (разб.). Составить уравнения реакций.
 6. В чем можно растворить гидроксид цинка?
 7. Какое вещество можно использовать для следующих превращений: а) цинк \rightarrow цинкат натрия; б) нитрат ртути (II) \rightarrow оксид ртути (II). Составить уравнения реакций.
 8. Какие соединения образуются при растворении гидроксидов цинка и кадмия в растворе аммиака? Составить уравнения реакций.
 9. Какие вещества образуются при гидролизе хлоридов элементов подгруппы титана?
 10. Возможно ли существование в водных растворах ионов Ti^{4+} , Zr^{4+} , Hf^{4+} .
 11. Как можно перевести в растворимое состояние TiO_2 и ZrO_2 ?
 12. Дописать уравнения реакций: а) $TiCl_2 + HCl \rightarrow$; б) $TiO_2 + BaCO_3 \rightarrow$;
в) $TiCl_4 + H_2O \rightarrow$.
 13. Какие простые и сложные ионы образует ванадий? Привести их состав и заряд.
 14. Привести структуру атома ванадия в нейтральном состоянии и в степени окисления, в которой ванадий является гомологом фосфора.
 15. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов ванадия в следующем ряду: VO , V_2O_3 , VO_2 , V_2O_5 ?
 16. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:
а) $KVO_3 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow$; б) $K_2Cr_2O_7 + H_2O + VOSO_4 \rightarrow$.
 17. Дихроматы устойчивы в кислой среде, хроматы – в щелочной. При изменении реакции среды происходит взаимное превращение хроматов и дихроматов. Составить в ионной форме уравнения реакций взаимодействия: дихромата калия и гидроксида калия; хромата калия и серной кислоты.
 18. Составить уравнение реакции разложения при нагревании дихромата аммония. К какому типу реакций относится этот процесс?
 19. Как изменяется устойчивость соединений хрома, молибдена и вольфрама в высшей степени окисления? Привести примеры окислительно-восстановительных реакций, в которые вступают эти соединения.
 20. Какой продукт получается при подкислении раствора молибдата аммония?
 21. Написать электронные и электронно-графические формулы Mn^0 , Mn^{+4} , Mn^{+7} .
 22. Привести уравнения реакций, показывающие отношение металлов VIII-группы к растворам серной и азотной кислот различной концентрации.
 23. Используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, доказать возможность протекания реакции между растворами $KMnO_4$ и HCl . Определить окислитель, восстановитель, среду.
 24. Сопоставить свойства оксидов и гидроксидов марганца (VII) и хлора (VII).
 25. Написать уравнения реакций диссоциации по первой ступени следующих солей: а) $(CoOH)_2SO_4$; б) $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$; в) $K_3[Fe(CN)_6]$.
 26. Дописать уравнение реакции и подобрать коэффициенты: $Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \xrightarrow{t}$.
 27. Уравнениями реакций доказать двойственный характер окислительно-восстановительных свойств ионов: Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .
 28. Привести уравнения реакций, показывающие отношение металлов VIII-группы к растворам серной и азотной кислот различной концентрации.

7. Оценочные средства

7.1. Паспорт оценочных средств

Семестр	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	ОПК-1.1, 1.5	Вопросы к экзамену № 1-50
		Тестовые вопросы №1-600
		Отчеты по лабораторным работам №1,2
2	ОПК-1.1, 1.5	Вопросы к экзамену № 1-52
		Тестовые вопросы №1-600
		Отчеты по лабораторным работам №1,2

7.2. Типовые задания или иные материалы, необходимые для текущего контроля

7.2.1. Отчет по лабораторной работе

Семестр 1 «Курс общая и неорганическая химия 1»

Лабораторная работа №1 «Определение молярной массы эквивалента металла»

Цель: определение молярной массы эквивалента металла экспериментальным путем.

Опыт. Определение молярной массы эквивалента металла по объёму водорода, вытесненного из раствора кислоты.

Определение производится с помощью прибора (рис.1), состоящего из измерительной бюретки (1) на 25...50 мл, двухколенной пробирки Оствальда (2) и уравнильной склянки или бюретки (3).

1. В одно из колен пробирки Оствальда (2) поместите навеску металла, полученную у лаборанта.
2. В другое колено на 1/4 часть его объёма налейте раствор соляной кислоты.
3. Плотнo закройте пробирку Оствальда (2) пробкой и закрепите её в штативе.
4. Проверьте прибор на герметичность, для чего уравнильный сосуд (3) поднимите на 10...15 см и закрепите в этом положении. Если прибор герметичен, то уровень жидкости в нём остается постоянным. Если прибор не герметичен, проверьте, плотно ли закрыта пробирка Оствальда (2) пробкой.
5. Установите бюретку (1) и сосуд (3) таким образом, чтобы жидкость в них находилась на одном уровне. Отметьте положение уровня жидкости (мениска) в бюретке (1) – V_1 .
6. Осторожно поверните пробирку (2) так, чтобы кислота перелилась в колено, где находится металл.
7. После полного растворения металла приведите положение жидкости в бюретке (1) и сосуде (3) к одному уровню.
8. Точно отметьте положение мениска жидкости в бюретке (1) – V_2 . Определите объём выделившегося водорода.
9. Отметьте показания термометра и барометра.
10. Результаты замеров занесите в таблицу 3.
11. Давление насыщенного водяного пара выпишите из таблицы 4 при температуре опыта.
12. Приведите объём выделившегося водорода к нормальным условиям (н.у. – $P^o = 760$ мм. рт. ст., $T^o = 273$ K):

$$\frac{P_{H_2}^o V_{H_2}^o}{T^o} = \frac{P_{H_2} V_{H_2}}{T}; \quad V_{H_2}^o = \frac{P_{H_2} V_{H_2} T^o}{TP_{H_2}^o}$$

13. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m_{Me}}{m_{\text{Э}_{H_2}}} = \frac{V_{H_2}^o}{V_{\text{Э}_{H_2}}^o}; \quad m_{\text{Э}_{Me}} = \frac{m_{Me} V_{\text{Э}_{H_2}}^o}{V_{H_2}^o}$$

где $V_{\text{Э}_{H_2}}^o = 11200$ мл/моль – молярный объем эквивалента водорода (н.у.).

Бюретки укрепляются в штативе и заполняются водой. В исходном состоянии жидкость в сосудах 1 и 3 должна находиться на одном уровне.

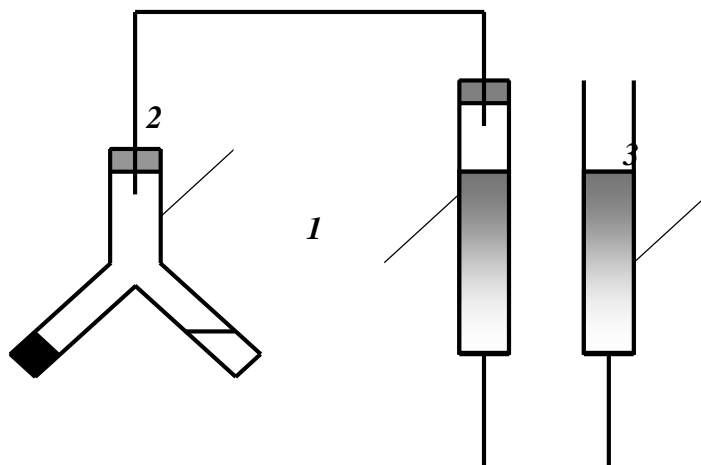


Рисунок 1. Схема прибора для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка

Таблица 3-Результаты эксперимента

Наименование	Обозначение	Значение	Ед. измерения
Навеска металла	m		г
Уровень в бюретке до опыта	V_1		мл
Уровень в бюретке после опыта	V_2		мл
Объем выделившегося водорода	$V_{H_2} = V_2 - V_1$		мл
Температура опыта	t		°С
Температура опыта	$T = t + 273$		К
Давление насыщенного водяного пара	h		мм рт. ст.
Атмосферное давление	P		мм рт. ст.
Давление водорода	$P_{H_2} = P - h$		мм рт. ст.

Таблица 4-Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление насыщенного водяного пара, мм рт. ст.	Температура, °С	Давление насыщенного водяного пара, мм рт. ст.
14	11,99	21	18,63
15	12,79	22	19,80
16	13,63	23	21,03
17	14,52	24	22,33
18	15,47	25	23,71
19	16,47	26	25,16
20	17,52	27	26,68

14. По молярной массе эквивалента металла методом подбора валентностей, определите, какой металл был использован в опыте.
15. Рассчитайте относительную ошибку эксперимента:

$$\Delta = \pm \frac{m_{\text{теор}} - m_{\text{эксп}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

16. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №2 «Определение энтальпии реакции»

Цель: определение теплового эффекта системы, в которой происходит химическая реакция, и энтальпии реакции в нестандартных условиях.

Опыт 1. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия в одну стадию

Для нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия в одну стадию смешивают эквивалентные количества кислоты и щелочи до образования сульфата натрия:



1. Отмерьте цилиндром заданный преподавателем объем раствора кислоты, вылейте его в термостатированный стакан. Опустите в стакан термометр, замерьте и запишите в таблицу 1 температуру раствора. Термометр не вынимайте из стакана до окончания опыта.
2. Отмерьте другим цилиндром такой же объем раствора щелочи и осторожно, но быстро вылейте в стакан с раствором кислоты. Осторожно перемешайте, отметьте наибольшее изменение температуры при образовании сульфата натрия.
3. Выньте термометр, вылейте раствор из термостатированного стакана, фильтровальной бумагой тщательно высушите стенки и дно стакана, поместите в него термометр и дайте остыть до прежней температуры.
4. Заполните таблицу 1 (величины теплоемкостей и плотности растворов выпишите из таблицы 3). Выполните расчеты.

Таблица 1-Результаты опыта 1

Вещество	V, мл	t, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C	n, моль	Q, Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H ₂ SO ₄							
NaOH							
Na ₂ SO ₄							

Опыт 2. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия в две стадии

При нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия в две стадии эквивалентный объем щелочи вносят в два приема:



1. Отмерьте цилиндром заданный в опыте 1 объем раствора кислоты, вылейте в термостатированный стакан, измерьте температуру раствора. Температуры растворов серной кислоты в опытах 1 и 2 должны быть одинаковы.
2. Измерьте другим цилиндром половину эквивалентного объема раствора щелочи и осторожно, но быстро вылейте в стакан с раствором кислоты. Отметьте температуру образования раствора гидросульфата натрия.
3. Отмерьте цилиндром еще такой же объем раствора щелочи и вылейте его в стакан. Перемешайте полученный раствор сульфата натрия и запишите его температуру.

4. Выньте термометр и вылейте содержимое стакана, фильтровальной бумагой высушите стенки и дно стакана. Заполните таблицу 2. Сделайте расчеты.

Таблица 2.

Результаты опыта 2

Вещество	V, мл	t, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C	n, моль	Q, Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H ₂ SO ₄							
NaOH							
NaHSO ₄							
Na ₂ SO ₄							

Таблица 3

Теплоемкость и плотность растворов

Раствор	t, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C
H ₂ SO ₄ , 1 M	12	1,061	2,75
	14	1,060	2,81
	16	1,060	2,87
	18	1,059	2,93
	20	1,059	2,99
	22	1,059	3,04
	24	1,058	3,10
	26	1,058	3,15
NaOH, 2 M	12	1,079	3,41
	14	1,078	3,44
	16	1,077	3,47
	18	1,076	3,50
	20	1,075	3,53
	22	1,074	3,56
	24	1,073	3,59
	26	1,072	3,62
NaHSO ₄ , 1 M	20	1,050	3,73
	22	1,046	3,74
	24	1,042	3,75
	26	1,038	3,76
	28	1,034	3,77
	30	1,030	3,78
	32	1,026	3,79
	34	1,022	3,80
Na ₂ SO ₄ , 1 M	24	1,074	3,74
	26	1,066	3,76
	28	1,058	3,78
	30	1,050	3,80
	32	1,042	3,82
	34	1,034	3,84
	36	1,026	3,86
	38	1,018	3,88

Семестр 2. «Курс общая и неорганическая химия 2»

Лабораторная работа №1 «Элементы 15 группы»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 15 группы и их соединений.

Опыт 1. Получение аммиака

Приготовить смесь из 4 г хлорида аммония NH_4Cl и 4 г гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Перенести смесь в пробирку и закрыть пробкой с изогнутой газоотводной трубкой. Пробирку со смесью слегка подогреть. Поднести к концу газоотводной трубки лакмусовую бумажку, смоченную водой. Что наблюдается? К концу газоотводной трубки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Свойства аммиака и ионов аммония

1) Взять две пробирки. В первую налить немного раствора соли меди (II), Во вторую – соли никеля (II). Затем добавлять к ним по каплям концентрированный раствор аммиака до растворения выпавших вначале осадков. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций образования гидроксидов и их перехода в комплексные ионы $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

2) В пробирку внести 2-3 капли бромной воды и 1-2 капли раствора аммиака. Как изменится окраска бромной воды? Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота.

3) Внести в пробирку 1-2 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель концентрированного раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогреть. Как изменяется окраска раствора? Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия в щелочной среде восстанавливается до оксида марганца (IV).

Опыт 3. Свойства азотистой кислоты и ее солей

1) В пробирку налить немного концентрированного раствора нитрита натрия NaNO_2 и прилить разбавленную серную кислоту, затем охладить. Отметить изменение окраски. Написать уравнение реакции, имея в виду, что HNO_2 выделяет N_2O_3 , разлагающийся на NO и NO_2 .

2) В пробирку налить немного раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и разбавленной серной кислоты. Добавить раствор нитрита натрия. Слегка нагреть. Наблюдать изменение окраски. Составить уравнение реакции.

3) Налить в пробирку немного раствора нитрита натрия и серной кислоты. Прилить раствор иодида калия, наблюдая выделение йода. Написать уравнение реакции, имея в виду, что выделяющийся газ – азот.

Опыт 4. Окислительные свойства азотной кислоты

1) Поместить в пробирку немного мелких медных стружек и прибавить концентрированной азотной кислоты. Отметить наблюдения. Написать уравнение реакции.

2) Повторить опыт 4.1, взяв вместо концентрированной азотной кислоты разбавленную. Отметить наблюдаемое различие в продуктах реакции при действии концентрированной и разбавленной азотной кислоты на медь.

3) В фарфоровую чашку налить немного концентрированного раствора азотной кислоты, положить в нее кусочек серы и осторожно нагреть, поставив чашку на асбестовую сетку. Что наблюдается? Охладить реакционную смесь, перелить жидкость в пробирку и добавить раствор хлорида бария до выпадения осадка. Написать уравнения реакций, имея в виду, что в осадок выпадает сульфат бария.

Опыт 5. Получение оксида фосфора (V) и его свойства

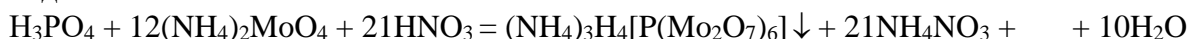
В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить немного красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) укрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаливаемой стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки? Составить уравнение реакции горения фосфора.

Собрать на часовое стекло при помощи стеклянной палочки полученное вещество. Наблюдать расплывание его под действием влаги воздуха. Написать уравнение реакции образования метафосфорной кислоты HPO_3 .

Опыт 6. Получение ортофосфорной кислоты. Качественные реакции на ортофосфат-ион

В пробирку, содержащую немного оксида фосфора (V), приливать по каплям воду до половины ее объема. Полученный раствор кипятить на водяной бане в течение 10 минут, добавляя по мере выкипания дистиллированную воду. Полученный раствор разделить на две части. Одну часть испытать раствором нитрата серебра. Отметить цвет полученного осадка. Составить уравнения реакции.

К небольшому объему раствора молибдата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, подкисленного азотной кислотой, прибавить вторую часть полученного раствора. Смесь нагреть на водяной бане. Выпадение осадка (отметить его цвет) подтверждает наличие в исходном растворе PO_4^{3-} -иона. Уравнение обнаружения ортофосфат-иона под действием молибдата аммония имеет вид



Опыт 7. Гидролиз ортофосфатов

В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Оставить одну пробирку как контрольную, во вторую внести 3-4 кристалла ортофосфата натрия Na_3PO_4 , в третью – столько же дигидроортофосфата натрия NaH_2PO_4 . Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке. Составить уравнения реакций гидролиза ортофосфата натрия и дигидроортофосфата натрия, а также уравнение реакции диссоциации дигидроортофосфат-иона.

Опыт 8. Фосфорноватистая кислота и ее соли - гипофосфиты

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора гипофосфита натрия NaH_2PO_2 , добавить в первую из них 1-2 капли раствора нитрата серебра, во вторую – столько же раствора нитрата ртути (II), в третью – 1-2 капли раствора серной кислоты и раствора перманганата калия до изменения окраски раствора. Отметить наблюдения и составить уравнения реакций. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах гипофосфитов.

Опыт 9. Получение мышьяка

В узкую пробирку поместить немного смеси оксида мышьяка (III) As_2O_3 с углем и, закрепив пробирку в штативе слегка наклонно, сильно нагреть ее. Составить уравнение реакции и записать наблюдения.

Опыт 10. Свойства арсенидов и арсенатов

1) В пробирку внести 3-4 капли раствора хлорида олова (II) и 6-7 капель концентрированной соляной кислоты HCl . Добавить 3-4 капли раствора арсенида натрия Na_3AsO_3 и слегка подогреть пробирку. Отметить цвет образовавшегося осадка и составить уравнения реакций между арсенидом натрия и соляной кислотой и взаимодействия хлорида мышьяка (III) с хлоридом олова (II). Какие свойства проявляет арсенид натрия?

2) В пробирку с 1-5 каплями йодной воды I_2 добавить столько же раствора арсенида натрия. Отметить изменение цвета раствора и составить уравнение реакции. Какие свойства проявляет арсенид натрия?

3) В пробирку с раствором иодида калия (3-4 капли) добавить 7-8 капель раствора HCl и немного раствора арсената натрия Na_3AsO_4 . Что наблюдается? Составить уравнение реакции. Какие свойства проявляет арсенат натрия?

Опыт 11. Получение и свойства гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли сурьмы (III), в две другие – столько же раствора соли висмута (III). Во все пробирки добавить раствор щелочи до выпадения осадков.

В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы $\text{Sb}(\text{OH})_3$ добавить раствор соляной кислоты, в другую – гидроксида натрия. Записать наблюдения.

Проделать такие же опыты с осадком гидроксида висмута (III). В обеих ли пробирках растворяется осадок? Составить уравнения реакций.

Опыт 12. Восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III)

1) В две пробирки поместить по 3-4 капли раствора перманганата калия и по 3-4 капли раствора соляной кислоты. В одну из них добавить 3-5 капель раствора соли сурьмы (III), в другую – столько же раствора соли висмута (III). В обеих ли пробирках происходят реакции? Выписать из таблицы стандартных окислительно-восстановительных потенциалов соответствующие числовые значения. Подтверждают ли эти данные практические наблюдения? Составить уравнение реакции окисления сурьмы (III) до $\text{H[SbCl}_6\text{]}$.

2) В маленький тигель внести 1-2 капли раствора нитрата или хлорида висмута (III), 3-5 капель раствора щелочи и 4-6 капель бромной воды. Тигель нагреть на асбестовой сетке на плитке до получения коричневого осадка метависмутата натрия NaBiO_3 . Составить уравнение реакции. Сохранить полученный продукт для следующего опыта.

Лабораторная работа №2 «Элементы 8-10 групп»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 8-10 групп и их соединений.

Опыт 1. Образование гидроксидов железа (II) и железа (III)

1) К раствору соли железа (II) добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка гидроксида железа (II), который быстро окисляется кислородом, присутствующим в растворе, в гидроксид железа (III). Записать наблюдения и написать уравнения реакций.

2) К раствору соли железа (III) прибавить раствор аммиака, наблюдать образование осадка гидроксида железа (III). Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Образование гидроксидов кобальта (II) и кобальта (III)

К раствору хлорида (сульфата) кобальта (II) добавить раствор щелочи, наблюдать выпадение осадка основной соли CoOHCl (или $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$). Подействовать на полученный осадок избытком щелочи и нагреть. Что наблюдается? Составить уравнения реакций. Пробирку с осадком гидроксида кобальта (II) оставить на воздухе, по изменению цвета наблюдать образование гидроксида кобальта (III). Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II)

1) В пробирку внести раствор перманганата калия, подкислить разбавленной серной кислотой и добавить раствор сульфата железа (II). Как изменилась окраска? В полученном растворе определить ион Fe^{3+} качественной реакцией с тиоцианатом (роданидом) аммония NH_4SCN . Написать уравнения реакций и наблюдения.

2) Внести в пробирку 3 капли раствора дихромата калия, подкислить разбавленной серной кислотой и прибавлять по каплям раствор сульфата железа (II). Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

Опыт 4. Окислительные свойства соединений железа (III)

В три пробирки внести 4-5 капель раствора хлорида железа (III). В первую пробирку добавить раствор иодида калия, во вторую – сероводородной воды, в третью – бросить кусочек цинка. Записать наблюдения и уравнения реакций.

Опыт 5. Гидролиз солей железа, кобальта, никеля

В четыре пробирки внести дистиллированную воду и добавить по несколько кристалликов солей (раздельно): железа (III), железа (II), кобальта (II), никеля (II). Используя индикаторы, определить pH растворов. Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 6. Реакции открытия ионов Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}

1) К 2 каплям раствора соли железа (II) добавьте равный объем раствора гексацианоферрата (III) калия. Наблюдать за образованием осадка турнбулевой сини. Составить уравнение реакции.

2) В пробирку налить 3 капли раствора хлорида кобальта (II) и по 5 капель раствора уксусной кислоты и нитрита калия: выпадает желтый осадок гексанитристокобальтата (III) калия. Составить уравнения реакций, имея в виду, что вначале образуется азотистая кислота, которая окисляет ион Co^{2+} с образованием $\text{Co(NO}_3\text{)}_3$, а последний с избытком нитрита калия дает комплексное соединение.

3) Растворить в 3-4 каплях воды 3 кристалла хлорида никеля (II) и прибавить по каплям 25%-ный раствор аммиака до растворения первоначально образующегося осадка. Каков цвет характерен для гексаамминникель-иона? Составить уравнение реакции.

Критерии оценки отчетов к лабораторным работам:

- 4 балла выставляется студенту, если отчет выполнен без замечаний;
- 3 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся небольшие недочёты;
- 2 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся ошибки в расчетах и в выводе к работе;
- 1 балл выставляется студенту, если в отчете содержатся существенные ошибки в расчетах и в выводе к работе;
- 0 баллов выставляется студенту, если лабораторная работа не выполнена

7.2.2. Типовые задания промежуточного тестирования СДО Росдистант

Промежуточные тесты по теме 1:

Задание №1		
Укажите ряд, содержащий только основные оксиды		
Выберите один из 4 вариантов ответа:		
1)		NiO, SO ₂ , CuO
2)		N ₂ O, NO, CaO
3)		Na ₂ O, BaO, CuO
4)		CrO ₃ , K ₂ O, CrO

Задание №2		
Среди указанных веществ простыми являются		
Выберите один из 4 вариантов ответа:		
1)		CO ₂ , O ₂ , CO
2)		O ₂ , C, H ₂
3)		C, CaO, H ₂ O ₂
4)		SO ₂ , O ₂ , H ₂ O

Задание №3		
Объем 10 молей азота и объем 10 молей кислорода (н.у.)		
Выберите один из 4 вариантов ответа:		
1)		одинаков и составляет 22,4 л
2)		разный
3)		нельзя сравнивать
4)		одинаков и составляет 224 л

Полный сборник тестов по курсу «Общая и неорганическая химия 1» – <https://edu.rosdistant.ru/course/view.php?id=224>

Критерии оценки промежуточных тестов:

Семестр 1. «Курс общая и неорганическая химия 1»

Промежуточный тест по теме состоит из 6 вопросов (1 вопрос – 0,5 балла).
Максимальное количество баллов – 3.

Семестр 2. «Курс общая и неорганическая химия 2»

Промежуточный тест по теме состоит из 8 вопросов (1 вопрос – 0,5 балла).
Максимальное количество баллов – 4.

7.3. Оценочные средства для промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

7.3.1. Вопросы к промежуточной аттестации

Семестр 1

№ п/п	Вопросы к экзамену
1	Основные понятия химии: молекула, атом, элемент, вещество (простое, сложное), эмпирическая, графическая, молекулярная формулы вещества, химическая реакция, стехиометрический коэффициент
2	Классификация и номенклатура неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли
3	Стехиометрия. Закономерности изменения и способы определения количества вещества. Основные определения: формульная единица вещества, моль, постоянная Авогадро, молярная масса, молярный объем, молярная масса химического эквивалента, молярный объем химического эквивалента.
4	Количественные законы протекания химических реакций: сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро и следствия из него, Менделеева-Клапейрона, объединений газовый, парциальных давлений Дальтона, закон эквивалентов
5	Теории строения атома. Современная теория строения атомов. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей
6	Химическая связи: энергия, длина, угол связи. Виды химической связи. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, полярность. Ионная связь: поляризуемость и поляризующее действие. Металлическая связь: зонная теория кристаллов. Водородная связь
7	Метод валентных связей, гибридизация. Метод молекулярных орбиталей: порядок связи, магнитные свойства молекул и ионов
8	Метод Гиллеспи: пространственное строение молекул и ионов
9	Основные понятия и определения химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая), фаза, гомогенные и гетерогенные системы, параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), функции состояния, химический термодинамический процесс (самопроизвольный, равновесный, неравновесный), фазовый переход, внутренняя энергия, теплота, работа
10	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
11	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
12	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
13	Закон Гесса и следствия из него
14	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
15	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
16	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе

17	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения
18	Основной постулат химической кинетики
19	Влияние температуры на скорость химических реакций
20	Теоретические представления о скоростях элементарных реакций
21	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость
22	Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций
23	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия
24	Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах
25	Общие свойства растворов. Основные понятия и определения
26	Способы выражения концентрации растворов
27	Термодинамические характеристики процесса образования растворов
28	Коллигативные свойства растворов
29	Влияние различных факторов на свойства растворов электролитов
30	Диссоциация слабых электролитов
31	Растворы сильных электролитов
32	Ионные равновесия в водных растворах электролитов
33	Гидролиз солей
34	Произведение растворимости
35	Направление обменных процессов в растворах электролитов
36	Окислительно-восстановительные реакции
37	Метод электронного баланса
38	Метод полуреакций
39	Направление окислительно-восстановительных реакций
40	Электродные процессы: основные определения
41	Законы Фарадея
42	Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
43	Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста
44	Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби
45	Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах
46	Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии
47	Химическая коррозия: виды и разновидности
48	Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения
49	Защита от коррозии: легирование металлических материалов; изменение состава и свойств коррозионной среды
50	Электрохимическая защита от коррозии: виды и механизм действия; защитные покрытия: виды, методы нанесения и области применения

Семестр 2

№ п/п	Вопросы к экзамену
1	Комплексные соединения: номенклатура, классификация
2	Свойства комплексных соединений
3	Теория кристаллического поля: низко- и высокоспиновые комплексы.

4	Устойчивость комплексных соединений, константа нестойкости комплексов
5	Элементы 1, 2 групп Периодической системы: общая характеристика, получение
6	Химические соединения элементов 1, 2 групп: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли
7	Применение элементов 1, 2 групп и их соединений
8	Жёсткость воды: карбонатная, некарбонатная, общая
9	Методы устранения жесткости воды
10	Элементы 13 группы Периодической системы: общая характеристика, способы получения
11	Химические соединения элементов 13 группы: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли
12	Применение элементов 13 группы и их соединений
13	Элементы 14 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения
14	Соединения углерода
15	Кремний и его соединения
16	Элементы подгруппы германия и их соединения
17	Элементы 15 группы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения
18	Азот и его соединения с отрицательными степенями окисления
19	Соединения азота с положительными степенями окисления
20	Фосфор и его соединения
21	Элементы подгруппы мышьяка и их соединения
22	Элементы 16 группы (халькогены). Общая характеристика элементов, способы получения
23	Кислород: аллотропные модификации. Соединения кислорода
24	Сера и её соединения (сероводород, оксиды серы, кислоты)
25	Элементы подгруппы селена, их соединения
26	Элементы 17 группы (галогены). Общая характеристика. Простые вещества и их свойства
27	Фтор и его соединения
28	Соединения хлора (водородные соединения, кислородные соединения)
29	Соединения подгруппы брома (водородные соединения, кислородные соединения)
30	Межгалогенные соединения. Применение галогенов и их соединений
31	Элементы 8 группы Периодической системы. Общая характеристика, простые вещества. Соединения благородных газов. Применение
32	Элементы 3 группы Периодической системы. Элементы подгруппы скандия и их соединения
33	Лантаноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
34	Актиноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
35	Элементы 4 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
36	Соединения элементов 4 группы. Применение
37	Элементы 5 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
38	Соединения элементов 5 группы (оксиды и гидроксиды, соли). Применение
39	Элементы 6 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Свойства простых веществ
40	Соединения хрома, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома, применение
41	Соединения молибдена и вольфрама. Гетерополиокислоты. Применение

42	Элементы 7 подгруппы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Химические свойства простых веществ
43	Соединения элементов 7 группы (II), соединения элементов 7 группы (IV), соединения элементов 7 группы (VI и VII). Сравнительная характеристика окислительных свойств соединений марганца (VII)
44	Элементы семейства железа. Общая характеристика. Получение. Химические свойства простых веществ
45	Соединения железа, кобальта, никеля (оксиды, гидроксиды железа). Применение
46	Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Получение. Простые вещества и их химические свойства
47	Соединения платиновых металлов (оксиды и гидроксиды; соли кислородных соединений, галиды)
48	Комплексные соединения платиновых металлов. Сравнение свойств элементов семейства железа и платиновых металлов. Применение
49	Элементы 11 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их химические свойства
50	Соединения элементов подгруппы меди. Применение
51	Элементы 12 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Химические свойства простых веществ
52	Соединения элементов подгруппы цинка (кислородные соединения, сульфиды, галиды, цианиды и др.). Применение

7.3.2. Критерии и нормы оценки

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
1	экзамен (по накопительному рейтингу)	«отлично»	текущий рейтинг составляет 80-100 баллов
		«хорошо»	текущий рейтинг составляет 60-79 баллов
		«удовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 40-59 баллов
		«неудовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 0-39 баллов
2	экзамен (по накопительному рейтингу)	«отлично»	текущий рейтинг составляет 80-100 баллов
		«хорошо»	текущий рейтинг составляет 60-79 баллов
		«удовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 40-59 баллов
		«неудовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 0-39 баллов

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

8.1. Обязательная литература

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
1	Н.С. Ахметов	Общая и неорганическая химия: учебник	Учебник	2020	ЭБС
2	В.В. Кириллов	Неорганическая химия. Теоретические основы	Учебник	2020	ЭБС
3	Э.А. Александрова	Неорганическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум:	Учебник	2020	ЭБС
4	Н. В. Коровин [и др.]; под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова.	Общая химия	Учебное пособие	2017	ЭБС

8.2. Дополнительная литература

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
1	Л. Д. Борзова	Основы общей химии	Учебное пособие	2014	ЭБС
2	Н. Ф. Стась	Решение задач по общей химии	Учебное пособие	2016	ЭБС
3	К.Ю. Тархов	Общая и неорганическая химия. Окислительно-восстановительные реакции и химическое равновесие.	Учебное пособие	2019	ЭБС
4	Е. Г. Гончаров [и др.]	Краткий курс теоретической неорганической химии: учебное пособие	Учебное пособие	2017	ЭБС
5	Н.Н. Павлов	Общая и неорганическая химия	Учебник	2011	ЭБС

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно- методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
6	Л. Н. Блинов [и др.]; под науч. ред. И. Л. Перфиловой, Т. В. Соколовой.	Химия	Учебник	2016	ЭБС

8.3. Перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем

- Бутлеровские сообщения [Электронный ресурс] : многопредмет. науч. журн. / ООО «Инновационно-издательский дом «Бутлеровское наследие»». – Электрон. журнал. – Казань : ООО «Инновационно-издательский дом «Бутлеровское наследие»», 1999- . Режим доступа к журн.: <http://butlerov.com/stat/reports/view.asp?lang=ru>
- Химия в интересах устойчивого развития [Электронный ресурс] : междунар. науч. журн. / Сибирское отделение РАН. – Электрон. журнал. – Новосибирск : Издательство СО РАН, 1999- . Режим доступа к журн. <http://www.sibran.ru/journals/Hviur/>

8.4. Перечень программного обеспечения

№ п/п	Наименование ПО	Реквизиты договора (дата, номер, срок действия)
1	Windows	Договор № 690 от 19.05.2015г., срок действия - бессрочно
2	Office Standart	Договор № 690 от 19.05.2015г., срок действия - бессрочно; Договор № 727 от 20.07.2016г., срок действия - бессрочно

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

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий, помещений для самостоятельной работы обучающихся (номер аудитории)	Перечень основного оборудования
1	Аудитория для самостоятельной работы (Г-401)	Стол ученический - 26 шт., стул - 26 шт., компьютер с выходом в сеть интернет - 16 шт.