

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

Б1.О.17
(индекс дисциплины)

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

(наименование дисциплины)

по направлению подготовки

15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

направленность (профиль)

Технология машиностроения

Форма обучения: очная

Год набора: 2022

Общая трудоемкость: 5 ЗЕ

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр	1	Итого
Форма контроля	зачет	
Вид занятий		
Лекции	32	32
Лабораторные	16	16
Практические	32	32
Руководство: курсовые работы (проекты) / РГР		
Промежуточная аттестация	0,25	0,25
Контактная работа	80,25	80,25
Самостоятельная работа	99,75	99,75
Контроль		
Итого	180	180

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

15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

Срок действия рабочей программы дисциплины до «31» августа 2025 г.

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой «Оборудование и технологии машиностроительного производства»

«__» _____ 20__ г.

(подпись)

Н.Ю. Логинов
(И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДЕНО

На заседании центра медицинской химии

(протокол заседания № 2 от «27» августа 2021 г.).

1. Цель освоения дисциплины

Цель освоения дисциплины – сформировать систему химических знаний (понятий, законов, фактов, химического языка) как компонента естественнонаучных знаний об окружающем мире и его законах, а также сформировать современное представление о веществах, их структуре, свойствах и взаимных превращениях.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

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

Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины необходимо как предшествующее: «Материаловедение и технология конструкционных материалов», «Производство изделий из неметаллических материалов».

3. Планируемые результаты обучения

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1. Способен применять современные экологичные и безопасные методы рационального использования сырьевых и энергетических ресурсов в машиностроении	ОПК-1.1 Умеет выявлять естественно-научную сущность проблем в профессиональной области, руководствуясь законами и методами естественных наук и математики	Знать: классификацию химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности; основные понятия и законы химии, основные законы взаимосвязи между строением и химическими свойствами веществ; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ;
		Уметь: определять природу химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности; применять основные понятия и законы химии, основные законы взаимосвязи между строением и химическими свойствами веществ; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ для решения задач профессиональной деятельности;
		Владеть: методами определения классификации химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности; методикой проведения расчетов с использованием основных понятий

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
		и законов химии, основных законов взаимосвязи между строением и химическими свойствами веществ; основных закономерностей, сопровождающих взаимодействия веществ для решения задач профессиональной деятельности
	ОПК-1.2 Умеет сопоставлять и обрабатывать результаты исследовательской деятельности, используя стандартное оборудование, приборы и материалы	Знать: методы проведения экспериментальных исследований с использованием стандартного химического оборудования, приборов, материалов и обработки полученных результатов
		Уметь: применять теоретические знания для проведения эксперимента с использованием стандартного химического оборудования, приборов, материалов и обработки его результатов Владеть: методами постановки эксперимента с использованием стандартного химического оборудования, приборов, материалов и анализа полученной информации

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	Лекция (Лек1)	Основные понятия и законы химии	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр1)	Расчеты по формулам и уравнениям	1	2	-	-	Контрольная работа №1
	Лекция (Лек2)	Основные классы неорганических веществ	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр2)	Атомно-молекулярное учение	1	2	-	-	Контрольная работа №2
	Лабораторное занятие (Лаб1)	Основные классы неорганических веществ	1	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №1
	Лекция (Лек3)	Химический эквивалент	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр3)	Химический эквивалент	1	2	-	-	Контрольная работа №3
	Лабораторное занятие (Лаб2)	Определение молярной массы эквивалента металла	1	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №2
	Лекция (Лек4)	Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр4)	Строение атомов	1	2	-	-	Контрольная работа №4
	Лекция (Лек5)	Химическая связь: ковалентная, ионная, металлическая, водородная	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр5)	Химическая связь. Пространственное строение молекул	1	2	-	-	Контрольная работа №5

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов	Лекция (Лек6)	Термодинамика химических процессов. Функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия	1	2	-	-	
	Лекция (Лек7)	Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб3)	Определение энтальпии реакции	1	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №3
	Практическое занятие (Пр6)	Термодинамика химических реакций	1	2	-	-	Контрольная работа №6
	Лекция (Лек8)	Химическая кинетика. Влияние на скорость химических реакций концентрации, давления	1	2	-	-	
	Лекция (Лек9)	Влияние на скорость химических реакций температуры, катализаторов. Химическое	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб4)	Скорость химических реакций. Химическое равновесие (оп. 1, 2)	1	4	-	-	Отчет по лабораторной работе №4
	Практическое занятие (Пр7)	Кинетика химических реакций	1	2	-	-	Контрольная работа №7
Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы	Лекция (Лек10)	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр8)	Способы выражения концентрации растворов	1	2	-	-	Контрольная работа №8

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Практическое занятие (Пр9)	Свойства растворов неэлектролитов	1	2	-	-	Контрольная работа №9
	Лекция (Лек11)	Свойства растворов электролитов: диссоциация. ионное произведение воды, произведение растворимости, гидролиз солей, направление обменных реакций	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб5)	Растворы электролитов	1	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №5
	Практическое занятие (Пр10)	Свойства растворов электролитов	1	2	-	-	Контрольная работа №10
	Лекция (Лек12)	Окислительно-восстановительные реакции	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр11)	Окислительно-восстановительные реакции	1	2	-	-	Контрольная работа №11
	Лабораторное занятие (Лаб6)	Окислительно-восстановительные реакции	1	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №6
	Лекция (Лек13)	Электрохимические системы. Гальванические элементы	1	2	-	-	
	Лекция (Лек14)	Электролиз расплавов и водных растворов. Законы Фарадея	1	2	-	-	
	Лекция (Лек15)	Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от	1	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб7)	Коррозия металлов	1	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №7
	Практическое занятие (Пр12)	Электрохимия	1	2	-	-	Контрольная работа №12
	Лекция (Лек16)	Химические свойства металлов	1	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр13)	Химические свойства металлов	1	2	-	-	Контрольная работа №13
	Практическое занятие (Пр14)	Итоговая контрольная работа по курсу	1	2	60	-	Контрольная работа №14
	Практическое занятие (Пр15)	Итоговое занятие	1	2	30	-	
	Самостоятельная работа (Ср1)	Изучение теоретического материала по курсу лекций, подготовка к итоговому тестированию (зачету)	1	99,75	-	-	
	Посещаемость (Псщ)	Посещаемость	1	-	10		Присутствие на занятиях
	Промежуточная аттестация (ПА)	Промежуточная аттестация (зачет)	1	0,25	-	-	Вопросы к зачету № 1-50
	Тест итоговый (ТИ)	Итоговое тестирование	1	2	100	-	Тестовые задания № 1-1160
Итого:				180	200		

Схема расчета итогового балла $\ll (\text{Сумма} + T_{\text{ср}}) / 2 \gg$ - сумма баллов по всем учебным мероприятиям, предусмотренным в курсе + среднее арифметическое по всем промежуточным тестам, проводимым через ОТ.

5. Образовательные технологии

При реализации дисциплины используется технология традиционного обучения – организация учебного процесса в вузе, основанная на лекционно-семинарско-зачетной формах обучения. К формам обучения относятся лекции, практические и лабораторные занятия, а также самостоятельная работа. На лекциях используются наглядные и словесные методы обучения, на практических и лабораторных занятиях – наглядные, словесные и практические методы. Оценивание знаний студентов производится по балльно-рейтинговой системе.

6. Методические указания по освоению дисциплины

Модуль 1. Строение и свойства вещества

Темы лекционных занятий:

Основные понятия и законы химии.

Основные классы неорганических веществ.

Химический эквивалент.

Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

Химическая связь: ковалентная, ионная, металлическая, водородная.

Темы практических занятий:

Расчеты по формулам и уравнениям.

Атомно-молекулярное учение Строение атома.

Химический эквивалент.

Строение атомов.

Химическая связь. Пространственное строение молекул.

Темы лабораторных занятий:

Основные классы неорганических веществ.

Определение молярной массы эквивалента металла.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об основных понятиях и законах химии; классификации веществ; строении атома; типах химической связи.

знать:

- основные понятия химии (молекула, атом, химический элемент, моль, молярная масса, химический эквивалент, молярная масса химического эквивалента);
- основные законы химии (сохранения массы, постоянства состава, объемных отношений, Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, объединенный газовый закон);
- современную корпускулярно-волновую теорию строения атома; квантовые числа, правила и принципы составления электронной конфигурации химического элемента;
- типы химической связи (ионную, ковалентную, металлическую, водородную), их свойства и характеристики;
- пространственное строение молекул.

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; квантовых числах; составлении электронной конфигурации химических элементов; типах химической связи; пространственном строении молекул.
- 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 м^3 . Приведите объем этого газа к н.у.
 8. Напишите полные электронные конфигурации атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 23. Укажите валентные электроны этих элементов.
 9. Напишите электронные конфигурации атомов серы и хрома и ионов S^{2-} и Cr^{3+} . Сравните радиусы атомов и ионов.
 10. У каких из ниже приведенных молекул химические связи имеют полярный характер: O_2 , CO , HF , N_2 , NH_3 .
 11. Определите валентность алюминия в основном и возбужденном состояниях.
 12. Чему равна масса 1 моль эквивалентов олова в реакциях его восстановления: а) $\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$; б) $\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}^0$
 13. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа в соединениях его с кислородом, содержащих а) 70 и б) 77,8% железа.
 14. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ионов железа в приведенных реакциях: а) $\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
 15. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 0,029 г его вытесняют из кислоты 30 мл водорода (н.у.).

Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов

Темы лекционных занятий:

Термодинамика химических процессов. Функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия.

Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций.

Химическая кинетика. Влияние на скорость химических реакций концентрации, давления.

Влияние на скорость химических реакций температуры, катализаторов. Химическое равновесие.

Темы практических занятий:

Термодинамика химических реакций.

Кинетика химических реакций.

Темы лабораторных занятий:

Определение энтальпии реакции.

Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

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: энтальпии образования, сгорания и реакции; энтропии вещества и реакции; энергии Гиббса; кинетических уравнениях для гомо- и гетерогенных реакций; энергии активации; особенностях протекания гетерогенных процессов; химическом равновесии и способах его смещения.
- 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. Рассчитайте энтальпию реакции: $2\text{NaOH}_{(тв)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(ж)} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(тв)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.
 6. Определите знаки изменения энтальпии и энтропии для следующего термодинамического процесса: $2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$.
 7. В каких случаях энтальпия сгорания простого вещества равна энтальпии образования сложного?
 8. Как выражается скорость химической реакции по закону действующих масс в гомогенных и гетерогенных реакциях?
 9. Определите общий и частные порядки по компонентам следующей химической реакции: $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

10. Во сколько раз изменится скорость реакции при изменении температуры на 30°C , если $\gamma = 3,0$?
11. Как изменится $v_{\text{пр}}$ газофазной реакции $2\text{A} + 3\text{B} = 2\text{C}$ при увеличении давления в 2 раза?
12. Почему $v_{\text{пр}}$ реакции $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ отличается от $v_{\text{пр}}$ реакции $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$?
13. Напишите математическое выражение для скорости прямой реакции $\text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{тв})}$.
14. Изменение каких факторов вызовет смещение равновесия обратимой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H_p^0 = -92 \text{ кДж}$ в сторону прямой реакции?
15. Вычислите исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации известны: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$, $[\text{NO}] = 1,5 \text{ моль/л}$, $[\text{Cl}_2] = 1 \text{ моль/л}$, $[\text{NOCl}] = 0,5 \text{ моль/л}$.

Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы

Темы лекционных занятий:

Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов.

Свойства растворов электролитов: диссоциация. ионное произведение воды, произведение растворимости, гидролиз солей, направление обменных реакций.

Окислительно-восстановительные реакции.

Электрохимические системы. Гальванические элементы.

Электролиз расплавов и водных растворов. Законы Фарадея.

Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от коррозии.

Химические свойства металлов.

Темы практических занятий:

Способы выражения концентрации растворов.

Свойства растворов неэлектролитов.

Свойства растворов электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции.

Электрохимия.

Химические свойства металлов.

Итоговая контрольная работа по курсу.

Тема лабораторных занятий:

Растворы электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции.

Коррозия металлов.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о растворах; о способах выражения концентрации растворов; свойствах растворов; об окислительно-восстановительных реакциях; 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;
- 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: состав растворов; способы выражения концентрации растворов; электролиты и неэлектролиты; свойства неэлектролитов и электролитов; методы электронного баланса и полуреакций; гальванические процессы; работу гальванических элементов; расчет ЭДС; анодные и катодные реакции при электролизе; законы Фарадея; типы и механизмы различных видов коррозии; способы защиты металлов от коррозии.

- ответить на контрольные вопросы:

16. Каков тип химической связи в электролитах? Какие электролиты называют потенциальными? Истинными?

17. Напишите диссоциацию а) сульфата натрия и б) гидрофосфата калия по первой и второй ступеням.

18. Выразите константу диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени.

19. Определите степень диссоциации 0,001 М раствора уксусной кислоты, если ее $K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

20. Что показывает изотонический коэффициент? Какая связь существует между степенью диссоциации электролита и изотоническим коэффициентом?

21. Определите температуры кипения и замерзания 0,01 м раствора сульфата натрия, если степень диссоциации составляет 54%.

22. Что называют ионным произведением воды? Чему оно равно?

23. Определите pH а) 0,1 М раствора KOH и б) 0,1 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$).

24. Определите растворимость гидроксида алюминия, если его $PP = 5,7 \cdot 10^{-32}$.

25. Рассчитайте осмотическое давление 0,002 М раствора бензола при температуре 17°C.

26. Напишите гидролиз следующих солей и определите среду их водных растворов: $NaNO_3$, $ZnCl_2$, Na_2S , CH_3COONH_4 .

27. Покажите строение мицеллы при приливании избытка раствора гидроксида натрия к раствору хлорида цинка.

28. Покажите строение мицеллы при приливании избытка хлорида цинка к раствору гидроксида натрия.

29. Какую систему называют электрохимической?

30. 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.
31. 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.?
32. Каким уравнением количественно описывается электролиз?
33. Что рассчитывают с помощью уравнения Нернста?
34. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида никеля на инертных электродах.
35. Составьте схемы электролиза водного раствора хлорида железа (II), если: а) анод железный; б) анод угольный.
36. 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?
37. Вычислите массу никеля, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 20 А через раствор нитрата никеля в течении 22 часов.
38. При электролизе раствора соли олова (II) масса катода увеличилась на 4 г. Что произошло при этом на оловянном аноде?
39. Рассчитайте объем кислорода, который может быть получен при электролизе током 5 А в течение 2 часов, если выход по току составляет 85%.
40. 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%.
41. Какой контакт является наиболее коррозионноопасным для железа: Fe/Cu, Fe/Sn, Fe/Ag?
42. В контакте с каким из металлов медь является анодом: хром, золото, никель.
43. Напишите электрохимические процессы (анодный и катодный), протекающие в контакте Al/Cu в растворе хлорида натрия.

7. Оценочные средства

7.1. Паспорт оценочных средств

Семестр	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	ОПК-1	Контрольные работы №№ 1-14 Отчеты по лабораторным работам №№ 1-7 Тестовые задания №№ 1-1160 Вопросы к зачету №№ 1-50

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

7.2.1. Контрольная работа

Типовые примеры заданий

Тема «Расчеты по формулам и уравнениям»

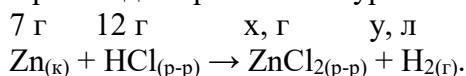
Вариант 1

Задание 1

Назовите по международной номенклатуре следующие вещества: O_2 , Fe_2O_3 , $Ca(OH)_2$, H_2SO_4 .

Задание 2

Произведите расчеты по уравнению реакции (н.у.):



Задание 3

Определите процентное содержание калия в манганате калия K_2MnO_4 .

Задание 4

Определите объем 40 г метана CH_4 при температуре 18^0C и давлении 1,2 атм.

Задание 5

Напишите уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:



Тема «Атомно-молекулярное учение»

Вариант 1

Задание 1

Оксид цинка содержит 19,66 % масс. кислорода. Рассчитать молярную массу эквивалента цинка в оксиде.

Задание 2

Рассчитать объем 20 кг аммиака (NH_3) при н.у.

Задание 3

Рассчитать объем, который занимает 150 г аммиака (NH_3) при 330 мм.рт.ст. и $470C$.

Задание 4

Рассчитать объем воздуха, необходимый для сжигания 1 кг 96 %-ного спирта (C_2H_5OH).

Задание 5

Определить массу карбамида NH_2CONH_2 , которая потребуется чтобы внести в почву 70 кг азота.

Тема «Химический эквивалент»

Вариант 1

Задание 1

Определите химический эквивалент фосфора в следующих соединениях: P_2O_5 , P_2O_3 .

Задание 2

Определите химические эквиваленты и молярные массы эквивалентов следующих веществ: Fe_2O_3 , $Cu(OH)_2$, H_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$.

Задание 3

Определите число моль и число эквивалентов в 280 г серной кислоты H_2SO_4 .

Задание 4

Определите объем 2,8 эквивалентов углекислого газа CO_2 (н.у.).

Задание 5

Оксид цинка содержит 19,66 % масс. кислорода. Рассчитать молярную массу эквивалента цинка в оксиде.

Тема «Строение атома»

Вариант 1

Для элементов 37 и 79 Периодической таблицы

Задание 1

Определите состав атома: количество протонов, электронов, нейтронов.

Задание 2

Составьте электронную и графическую формулу элемента, определите семейство элемента и валентные электроны.

Задание 3

Составьте формулу высшего оксида и определите его характер.

Задание 4

Определите набор квантовых чисел для последнего электрона элемента.

Задание 5

Определите положение элемента в периодической таблице и сравните его радиус и электроотрицательность с радиусами и электроотрицательностями соседних атомов.

Тема «Химическая связь. Пространственное строение молекул»

Вариант 1

Для веществ LiF , PH_3 , $BeCl_2$, пользуясь значениями электроотрицательностей элементов:

Задание 1

Определите тип связи в молекулах.

Задание 2

Рассмотрите образование химической связи в молекулах по методу валентных связей.

Задание 3

Для третьей молекулы рассмотрите гибридизацию центрального атома.

Задание 4

Определите пространственное строение молекул.

Задание 5

Составьте структурные формулы веществ.

Тема «Термодинамика химических реакций»

Вариант 1

Задание 1

При взаимодействии 10 л азота с 20 л водорода (н.у.) выделилось 29 кДж тепла. Рассчитать энтальпию образования аммиака.

Задание 2

Определить возможность восстановления оксида титана $\text{TiO}_{2(\text{к})}$ алюминием при 1500°C по реакции: $\text{TiO}_{2(\text{к})} + \text{Al}_{(\text{к})} \rightarrow \text{Ti}_{(\text{к})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$.

Задание 3

Определить возможность восстановления оксида титана $\text{TiO}_{2(\text{к})}$ алюминием при стандартных условиях по реакции: $\text{TiO}_{2(\text{к})} + \text{Al}_{(\text{к})} \rightarrow \text{Ti}_{(\text{к})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$.

Задание 4

Рассчитать количество тепловой энергии, выделяющейся при сгорании 20 м^3 газовой смеси, содержащей 20 об. % этана C_2H_6 и 80 об. % пропана C_3H_8 .

Задание 5

Рассчитать теплотворную способность бутана C_4H_{10} .

Тема «Кинетика химических реакций»

Вариант 1

Задание 1

Начальная концентрация PCl_5 в реакции: $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ составляет 0,2 моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 50% исходного вещества. Найти равновесные концентрации веществ и константу равновесия.

Задание 2

Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, если объем газовой смеси увеличить в 2 раза?

Задание 3

Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C , если $\gamma=4$?

Задание 4

Смесь газов над углем в состоянии химического равновесия при давлении 1,2 атм и 1100 K имеет состав % (об.): $W_{\text{CO}}=48,96$, $W_{\text{H}_2\text{O}}=2,07$, $W_{\text{H}_2}=48,96$. Рассчитать K_p , K_c и ΔG реакции: $\text{C}_{(\text{т.})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$.

Задание 5

Энергия активации равна 10 кДж/моль . Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37°C ?

Тема «Способы выражения концентрации растворов»

Вариант 1

Задание 1

$605,09 \text{ г}$ сульфата железа $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ растворили в $907,67 \text{ г}$ воды и получили 1044 мл раствора, для которого рассчитать: молярность, нормальность, моляльность, процентную концентрацию, мольную долю $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Задание 2

Определить плотность 12,7%-го раствора медного купороса, используя справочные данные.

Задание 3

Определить объемы 8%-го и 26%-го растворов азотной кислоты, необходимые для приготовления 500 мл 20%-го раствора азотной кислоты.

Задание 4

Какой объем воды нужно прилить к 300 г 16%-го раствора сульфата натрия для получения 6%-го раствора этой соли?

Задание 5

Чему равна молярность раствора серной кислоты, если на титрование 50 мл раствора серной кислоты затрачено 30 мл 0,5 н. раствора гидроксида натрия?

Тема «Свойства растворов неэлектролитов»

Вариант 1

Задание 1. В каких объемах нужно смешать этиленгликоль $C_2H_6O_2$ ($\rho=1,1088 \text{ г/см}^3$) и воду, чтобы получить 2 л антифриза, температура замерзания которого -5°C . Плотность антифриза принять равной 1 г/см^3 .

Задание 2. Вычислите осмотическое давление 4% раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 20°C , если плотность раствора равна $1,014 \text{ г/см}^3$.

Задание 3. Давление пара воды над раствором неэлектролита при 100°C равно $95,76 \text{ кПа}$. Сколько моль воды приходится на один моль растворенного вещества в этом растворе?

Задание 4. Раствор, содержащий 3,8 г йода в 100 г хлороформа, кипит при $61,78^\circ\text{C}$. Определите состав молекулы йода, если температура кипения хлороформа равна $61,20^\circ\text{C}$.

Задание 5. Рассчитайте криоскопическую константу цинка, если примесь олова в количестве 1,1% понижает температуру его плавления на $3,66^\circ$.

Тема «Свойства растворов электролитов»

Вариант 1

Задание 1. Определите среду водного раствора сульфита калия K_2SO_3 . Обоснуйте ответ.

Задание 2. Рассчитайте температуру кипения и кристаллизации 8% водного раствора хлорида калия, степень диссоциации которого 85%.

Задание 3. Рассчитайте процентную концентрацию насыщенного раствора сульфида кадмия, если $PP_{Cds} = 7,9 \cdot 10^{-27}$.

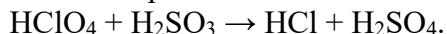
Задание 4. Рассчитайте pH 0,5% раствора HCN. Плотность раствора считать равной 1 г/мл .

Задание 5. Определите осмотическое давление раствора хлорида кальция при 30°C , если в 250 мл растворено 15 г соли, степень диссоциации которой составляет 86%. Плотность раствора считать равной $1,1 \text{ г/мл}$.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

Вариант 1

Задание 1. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 2. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



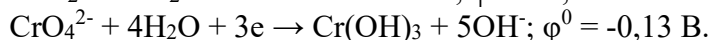
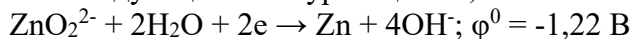
Задание 3. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 4. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 5. Определите направление окислительно-восстановительной реакции, описанной следующими полуреакциями, и составьте уравнение:



Тема «Электрохимия»

Вариант 1

Задание 1

Вычислить ЭДС гальванического элемента, написать процессы, происходящие на электродах: $\text{Cr} / \text{CrCl}_2, 0,01 \text{ моль/л} // 0,001 \text{ моль/л}, \text{CrCl}_2 / \text{Cr}$.

Задание 2

Написать электродные процессы и рассчитать количества образующихся на инертных электродах веществ при электролизе водного раствора MnCl_2 при пропускании 25 А·ч электричества.

Задание 3

Рассчитать расход электроэнергии и время, необходимое для получения 1 т марганца электролизом расплава MnSO_4 , при силе тока 10 А, выходе по току 75% и напряжении 12 В.

Задание 4

Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии контакта Fe/Cr в щелочной среде.

Задание 5

Какой из контактов – Fe/Cd или Fe/Ni – является более коррозионноопасным?

Тема «Химические свойства металлов»

Вариант 1

Задание 1

Составьте уравнения реакций взаимодействия концентрированной, разбавленной, очень разбавленной азотной кислоты с магнием. Уравняйте уравнения реакций методом электронного баланса.

Задание 2

Составьте уравнения реакций взаимодействия концентрированной и разбавленной серной кислоты с магнием. Уравняйте уравнения реакций методом электронного баланса.

Задание 3

Составьте уравнения реакций взаимодействия воды с магнием. Уравняйте уравнения реакций методом электронного баланса.

Задание 4

Составьте уравнения реакций взаимодействия раствора гидроксида калия с магнием. Уравняйте уравнения реакций методом электронного баланса.

Задание 5

Рассмотрите процессы, протекающие в гетерогенной системе: олово + нитрат титана (III). Уравняйте уравнения реакций методом электронного баланса.

Критерии оценки:

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если верно выполнены 3-5 заданий контрольной работы;
- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если верно выполнены 0-2 задания контрольной работы.

Тема «Итоговая контрольная работа по курсу»

Вариант 1

Задание 1

Определить объем 0,82 моль воздуха при -21°C и давлении 720 мм рт. ст.

Задание 2

При сжигании 1 г трехвалентного металла при давлении 625000 Па и температуре 100°C израсходовано 1377 мл кислорода. Рассчитать эквивалентную и молярную массы металла.

Задание 3

При взаимодействии сероводорода и диоксида углерода в газовой фазе образуются пары воды и сероуглерода CS_2 . Рассчитать тепловой эффект реакции.

Задание 4

Рассчитать количество тепловой энергии, выделяющейся при сгорании 482 м^3 ацетилена и 618 м^3 этилена.

Задание 5

Для реакции $\text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{Al}_{(\text{тв})} \leftrightarrow \text{Mg}_{(\text{тв})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$ рассчитать изменение стандартной свободной энергии Гиббса и сделать вывод о направлении процесса при температуре 1028°C . Рассчитать температуру равной вероятности прямого и обратного процессов. Сделать вывод о направлении процесса выше и ниже этой температуры.

Задание 6

Как изменится скорость гомогенной реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C}$ от начала до момента, когда концентрация вещества А составит 32% от исходной? Исходные концентрации, моль/л: $\text{C}_\text{A} = 0,8$, $\text{C}_\text{B} = 1,4$.

Задание 7

Равновесие в реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ установилось при концентрациях, моль/л: $[\text{H}_2] = 0,27$, $[\text{I}_2] = 0,41$, $[\text{HI}] = 1,62$. Рассчитать $K_\text{с}$, $K_\text{р}$, ΔG реакции и исходные концентрации йода и водорода при 12°C .

Задание 8

Для 28,2% раствора CaCl_2 ($\rho = 1,112 \text{ г/см}^3$) рассчитать молярную, нормальную, моляльную концентрации и молярную долю CaCl_2 .

Задание 9

Рассчитать осмотическое давление раствора, содержащего 0,19 г хлорида кальция в 250 г воды. Плотность раствора $1,02 \text{ г/см}^3$, кажущаяся степень диссоциации CaCl_2 в растворе равна 83%.

Задание 10

Уравнять уравнение методом электронного баланса $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Задание 11

Рассчитать время и расход электроэнергии для получения $0,2 \text{ м}^3$ (н.у.) водорода током 4,5 А при напряжении в сети 6 В и выходе по току 84%.

Задание 12

Описать процессы атмосферной коррозии железа, покрытого хромом и никелем при нарушении защитной пленки

Критерии оценки:

К итоговой контрольной работе по курсу допускаются студенты, имеющие «зачтено» по 9 из 13 контрольных работ по темам курса. Итоговая контрольная работа по курсу состоит из 12 заданий. За каждое верно выполненное задание – 5 баллов. Максимальный балл – 60.

7.2.2. Отчет по лабораторной работе

Лабораторная работа №1 «Основные классы неорганических веществ»

Цель: закрепление знаний об основных классах неорганических соединений.

Опыт 1. Получение оксида окислением элемента

1. Опыт проводится в вытяжном шкафу!
2. В химический стакан на 50-100 мл налейте 10-15 мл дистиллированной воды. Полоску синей лакмусовой бумаги окуните в воду и отметьте ее окраску.
3. В металлическую ложечку поместите немного серы и нагрейте ее в пламени спиртовки в течение 30 секунд.
4. Ложечку с горячей серой внесите в стакан с дистиллированной водой, после чего ложечку удалите.
5. В полученный раствор вновь окуните полоску индикаторной бумаги и отметьте ее окраску.
6. Составьте уравнения проведенных реакций и сделайте вывод.

Опыт 2. Взаимодействие оксида металла с водой

1. Поместите в пробирку 1 шпатель оксида кальция и прилейте 10-15 капель дистиллированной воды, перемешайте.

2. К полученному раствору добавьте 1-2 капли фенолфталеина, обратите внимание на окраску индикатора.

3. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 3. Взаимодействие основного оксида с кислотой

1. Внесите в пробирку шпатель оксида меди (II) и добавьте 4-5 капель раствора серной кислоты.

2. Если взаимодействия веществ в пробирке не наблюдается, то ее содержимое нагрейте.

3. Отметьте окраску раствора и объясните ее появление.

4. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод к опыту.

Опыт 4. Взаимодействие кислотного оксида с основанием

1. Налейте в пробирку 2-3 мл известковой воды (раствора гидроксида кальция).

2. Пропустите через известковую воду углекислый газ (сделайте несколько выдохов в раствор через трубочку).

3. Отметьте образование белого осадка и его растворение при дальнейшем пропускании углекислого газа.

4. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 5. Взаимодействие соли с щелочью

1. Внесите в две пробирки по 10 капель раствора сульфата меди (II).

2. В одну пробирку добавьте одну каплю гидроксида натрия, а во вторую – 10 капель гидроксида натрия.

3. Обратите внимание на различие окраски полученных осадков.

4. Нагрейте содержимое пробирок. Отметьте, в какой пробирке произошли изменения.

5. Составьте уравнения реакций и сделайте вывод на основании опыта.

Опыт 6. Взаимодействие соли с металлом

1. Влейте в пробирку 20 капель раствора сульфата меди (II).

2. Поместите в пробирку с раствором железную скрепку.

3. Через 2-3 минуты обратите на изменение окраски поверхности скрепки.

4. Объясните происходящее явление, составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 7. Свойства амфотерного гидроксида

1. Налейте в две пробирки по 5 капель раствора нитрата алюминия.

2. Добавьте в обе пробирки по каплям гидроксид натрия до появления осадка.

3. К осадку в первой пробирке добавьте раствор серной кислоты, к осадку во второй пробирке добавьте раствор гидроксида натрия.

4. Отметьте наблюдения в обеих пробирках, напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Лабораторная работа №2 «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 уравнивающей 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 уравнительный 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 1.

11. Давление насыщенного водяного пара выпишите из таблицы 2 при температуре опыта.

12. Приведите объём выделившегося водорода к нормальным условиям (н.у. – $P^0 = 760$ мм. рт. ст., $T^0 = 273$ К):

$$\frac{P_{H_2}^0 V_{H_2}^0}{T^0} = \frac{P_{H_2} V_{H_2}}{T}; \quad V_{H_2}^0 = \frac{P_{H_2} V_{H_2} T^0}{T P_{H_2}^0}$$

13. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m_{Me}}{m_{\text{Э}_{H_2}}} = \frac{V_{H_2}^0}{V_{\text{Э}_{H_2}}^0}; \quad m_{\text{Э}_{H_2}} = \frac{m_{Me} V_{\text{Э}_{H_2}}^0}{V_{H_2}^0}$$

где $V_{\text{Э}_{H_2}}^0 = 11200$ мл/моль – молярный объём 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.

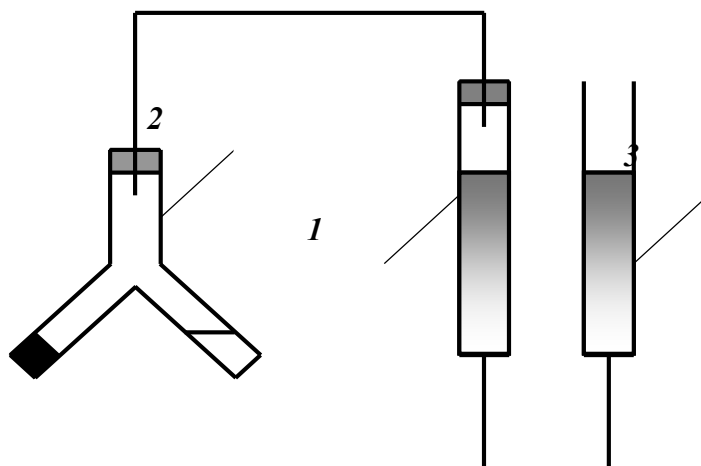


Рисунок 1. Схема прибора для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка

Таблица 1

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
Объём выделившегося водорода	$V_{H_2} = V_2 - V_1$		мл

Температура опыта	t		$^{\circ}\text{C}$
Температура опыта	$T = t + 273$		К
Давление насыщенного водяного пара	h		мм рт. ст.
Атмосферное давление	P		мм рт. ст.
Давление водорода	$P_{\text{H}_2} = P - h$		мм рт. ст.

Таблица 2

Давление насыщенного водяного пара

Температура, $^{\circ}\text{C}$	Давление насыщенного водяного пара, мм рт. ст.	Температура, $^{\circ}\text{C}$	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:

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

16. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №3 «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 , $^{\circ}\text{C}$	ρ , г/см ³	C , Дж/г· $^{\circ}\text{C}$	n , моль	Q , Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H_2SO_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/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 М	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 М	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 М	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
	36	1,018	3,81
Na ₂ SO ₄ , 1 М	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

Лабораторная работа №4 «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Цель: изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций и состояние химического равновесия в гомогенных системах.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций

Реакция щавелевой кислоты с перманганатом калия протекает по уравнению:



Кинетическое уравнение реакции:

$$\vartheta = k C_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}^4 C_{\text{KMnO}_4}^2$$

За ходом реакции следят по изменению окраски раствора перманганата калия.

1. В пять пробирок внесите по 10 капель растворов щавелевой кислоты различной концентрации (0,2; 0,3; 0,4; 0,5; 0,6 М).
2. Последовательно во все пробирки с интервалом 1-2 секунды добавляйте по 1 капле раствора перманганата калия и включите секундомер.
3. Не выключая секундомера, отметьте время изменения окраски перманганата калия в каждой пробирке.
4. Результаты опыта занесите в таблицу 1.
5. Определите условную скорость реакции как величину, обратную времени протекания реакции.
6. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации щавелевой кислоты, проанализируйте полученную зависимость. Запишите наблюдения и сделайте вывод.

Таблица 1.

Результаты опыта 1

№ пробирки	Концентрация кислоты, С, моль/л	Время, τ, с	Скорость реакции в условных единицах, ν = 100/τ, с ⁻¹
1	0,2		
2	0,3		
3	0,4		
4	0,5		
5	0,6		

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химических реакций

Для опыта необходим стакан–термостат, наполненный водой и закрытый крышкой с отверстиями для пробирок и термометра.

1. В три пробирки, вставленные в крышку термостата, налейте по 10 капель 0,5 М раствора щавелевой кислоты. В четвертую пробирку на 2/3 её объёма влейте раствор перманганата калия (пипетку оставьте в пробирке).
2. Запишите температуру. В одну из пробирок добавьте 1 каплю перманганата калия и включите секундомер.
3. Измерьте время от момента добавления перманганата калия до изменения окраски раствора.
4. Нагрейте воду в стакане на 10° выше предыдущей температуры. Снимите стакан с плитки и повторите опыт в другой пробирке.
5. Проведите опыты при 4 температурах, отличающихся на 10°.
6. Полученные данные занесите в таблицу 2.
7. Рассчитайте шесть значений температурного коэффициента (γ). Найдите среднее значение γ .
8. Сделайте вывод о зависимости скорости данной химической реакции от температуры.

Таблица 2.

Результаты опыта 2

№ пробирки	Температура опыта, $t, ^\circ\text{C}$	Время, $\tau, \text{с}$	Константа скорости k в условных единицах, $k = 100/\tau, \text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент γ	
				γ	$\gamma_{\text{ср}}$
1					
2					
3					
4					

9. Используя уравнение Аррениуса и величины констант скорости при различных температурах, определите энергию активации данной реакции. Уравнение Аррениуса в логарифмическом виде: $\ln k = \ln k_0 - E_a/RT$ можно рассматривать как линейное уравнение $y = b - ax$ ($y = \ln k, b = \ln k_0, a = E_a/R, x = 1/T$). Графически такое уравнение описывается прямой в координатах $\ln k - 1/T$. Тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс равен величине E_a/R .
10. Для построения графика $\ln k = f(1000/T)$ заполните таблицу 3.

Таблица 3.

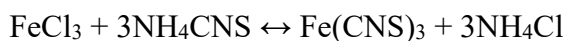
Данные для графического определения энергии активации

№ п/п	$\ln k$	$1000/T$
1		
2		
3		
4		

11. Постройте график в координатах $\ln k - 1000/T$.
12. Определите тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс.
13. Вычислите энергию активации реакции:
 $E_a = \text{tg}\alpha \cdot R$, где $R = 8,314 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$

Опыт 3. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на равновесие химической реакции

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом аммония описывается уравнением:



1. Внесите в пробирку на 1/3 ее объема дистиллированной воды, добавьте по 2 капли растворов хлорида железа (III) и роданида аммония. Разделите полученный раствор на три пробирки.
2. Одну пробирку сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В другую добавьте 4-5 капель раствора FeCl_3 , в третью – несколько кристалликов NH_4Cl и встряхните её.
3. Как изменилась интенсивность окраски раствора и в каком направлении сместилось равновесие данной системы при добавлении FeCl_3 и NH_4Cl ? Объясните сдвиг равновесия.
4. Напишите выражение константы равновесия изучаемой обратимой реакции.

Лабораторная работа №5 «Растворы электролитов»

Цель: изучение некоторых свойств водных растворов электролитов.

Опыт 1. Электропроводность водных растворов

Изучение электропроводности проводят с помощью прибора, состоящего из лампы накаливания, стакана с раствором, графитовых электродов. Об электропроводности судят по наличию и интенсивности свечения лампы накаливания.

1. Стакан ёмкостью 50 мл наполните на 1/2 его объёма дистиллированной водой.
2. Включите прибор в сеть. Запишите наблюдения. Обладает дистиллированная вода электропроводностью?
3. Отключите прибор. Приподняв крышку с электродами, внесите в стакан с водой 1-2 шпателя измельченного сахара и перемешайте.
4. Опустите электроды в раствор. Включите прибор. Запишите наблюдения. Является раствор сахара проводником?
5. Отключите прибор. В стакан ёмкостью 50 мл налейте на 1/2 его объема безводной уксусной кислоты.
6. Опустите электроды, включите прибор. Запишите наблюдения.
7. Отключите прибор. Отлейте из стакана примерно 1/4 объема уксусной кислоты, добавьте дистиллированной воды до прежнего объёма, размешайте раствор.
8. Опустите электроды. Включите прибор. Наблюдайте изменение электропроводности раствора.
9. Повторите разбавление раствора и определение электропроводности ещё раз. В какую сторону смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при разбавлении? Как зависит степень диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора?
10. Отключите прибор. В стакане емкостью 50 мл приготовьте раствор поваренной соли, размешав в 25 мл дистиллированной воды 1-2 шпателя хлорида натрия.
11. Опустите электроды в раствор. Включите прибор. Проводит ли раствор поваренной соли электрический ток?
12. Сделайте вывод к опыту (обратите внимание на типы химической связи в веществах, электропроводность водных растворов которых изучали в данном опыте).

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 0,1 н. раствора уксусной кислоты.
2. В каждую пробирку добавьте по одной капле метилового оранжевого. Как окрасился индикатор под влиянием ионов H^+ ?
3. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую прибавьте 1 шпатель ацетата натрия CH_3COONa .
4. Перемешайте раствор и сравните цвет полученного раствора с цветом в контрольной пробирке.
5. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы её диссоциации.

6. Объясните, как смещается равновесие диссоциации слабого электролита при увеличении концентрации одного из видов ионов этого электролита? Как меняется при этом его степень диссоциации?

Опыт 3. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) в сторону образования слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 2 н. раствора гидроксида натрия.
2. В каждую добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в малиновый цвет?
3. В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствора уксусной кислоты до обесцвечивания раствора (количество израсходованных капель кислот отсчитать!).
4. Чем объясняется исчезновение окраски? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее? Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

б) в сторону образования малорастворимого вещества

1. В одну пробирку внесите 10 капель раствора хлорида кальция, в другую 10 капель хлорида стронция.
2. Добавьте по 5-6 капель раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объясните различия, пользуясь величинами ПР для сульфатов кальция и стронция.
3. Добавьте в пробирку с раствором соли кальция 3-4 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдайте образование осадка и объясните причину его выпадения.
4. Вычислите концентрации ионов SO_4^{2-} , необходимые для осаждения ионов Ca^{2+} и Sr^{2+} из растворов равной (1 М) концентрации, если $PP_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$, $PP_{\text{SrSO}_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$.

Опыт 4. Гидролиз солей

а) Определение pH растворов солей

1. Нанесите каплю раствора NaNO_3 на полоску универсальной индикаторной бумаги.
2. Сравните окраску с эталоном. Запишите величину pH раствора.
3. Проведите аналогичные опыты с растворами Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
4. Какая среда в каждом из взятых растворов? Почему?

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли

1. Налейте в пробирку 15-20 капель дистиллированной воды.
2. Внесите в неё 1-2 шпателя ацетата натрия и встряхните пробирку.
3. Добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на окраску индикатора.
4. Нагрейте содержимое пробирки в пламени спиртовки. Дайте объяснение наблюдаемому явлению. Напишите уравнение реакции.
5. Охладите пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия?

6. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

в) Влияние изменения pH среды на степень гидролиза соли

1. Внесите в пробирку 10 капель дистиллированной воды.
2. Добавьте 1-2 кристалла хлорида олова (II) и встряхните пробирку. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова (II) $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}$.
3. Напишите ионное уравнение соответствующей реакции гидролиза.
4. Добавьте 5-10 капель раствора соляной кислоты, увеличив этим концентрацию ионов водорода. Растворился ли осадок? Как повлияло уменьшение pH раствора на степень гидролиза соли?

г) Необратимый гидролиз солей

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора нитрата алюминия.
2. Добавьте такой же объем раствора карбоната натрия.

3. Отметьте образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков оксида углерода (IV).
4. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Лабораторная работа №6 «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель: проведение окислительно-восстановительных реакций и составление их уравнений.

Опыт 1. Реакции диспропорционирования

а) Реакция диспропорционирования сульфита натрия

1. В одну пробирку поместите 1-2 кристаллика сульфита натрия.
2. Во вторую пробирку поместите 1-2 кристаллика прокаленного сульфита натрия.
3. В обе пробирки внесите по 5-6 капель дистиллированной воды.
4. Растворите соли, находящиеся в пробирках.
5. Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди (II).
6. Отметьте окраску осадков в обеих пробирках (черный осадок представляет собой сульфид меди (II)).
7. Объясните различные окраски осадков.
8. Напишите уравнение реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что одним из продуктов прокаливания является сульфат натрия.
9. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций обмена.

б) Реакция диспропорционирования хлорида олова (II)

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора хлорида олова (II).
2. Добавьте по каплям раствор щелочи до появления осадка и дальнейшего его растворения.
3. Прилейте к раствору 10-12 капель дистиллированной воды.
4. Нагрейте раствор до появления черного осадка металлического олова.
5. Напишите уравнения реакций образования: гидроксида олова (II); тетрагидроксоостанната (II) натрия; олова и гексагидроксоостанната (IV) натрия.

Опыт 2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

1. В пробирку поместите 2-3 кристаллика бихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Содержимое пробирки нагрейте над пламенем спиртовки до тех пор, пока не произойдет бурное разложение соли.
3. Напишите уравнение реакции, учитывая, что зеленая окраска принадлежит оксиду хрома (III). Кроме того, в реакции образуются азот и пары воды.

Опыт 3. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия

1. В три пробирки внесите по 2 капли раствора перманганата калия.
2. В одну пробирку добавьте 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты
3. Во вторую пробирку внесите 2-3 капли воды.
4. В третью пробирку прилейте 2-3 капли раствора щелочи.
5. Во все три пробирки внесите по 2 микрошпателя сульфита натрия и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов.
6. Наблюдайте за изменением окраски растворов во всех трех случаях.
7. Напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия сульфитом натрия в разных средах, учитывая, что в соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- - фиолетовый, ион MnO_4^{2-} - зеленый, Mn^{2+} - бесцветный, а оксид и гидроксид Mn^{4+} - малорастворимые вещества коричневого цвета.
8. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся проведенные в опыте 3а реакции?

б) Влияние pH среды на смещение равновесия в окислительно-восстановительных реакциях

1. Поместите в пробирку небольшой кристаллик йода.

2. Добавьте 8-10 капель раствора щелочи.
3. Перемешайте содержимое пробирки до полного растворения йода.
4. К образовавшемуся бесцветному раствору прибавьте 10-14 капель раствора серной кислоты до появления бурой окраски раствора.
5. Пользуясь раствором крахмала, докажите, что бурая окраска вызвана обратным процессом образования свободного йода.
6. Напишите уравнения реакций, учитывая, что при растворении йода в растворе щелочи образуются соли йодоводородной HI и йодноватистой HIO кислот.

Опыт 4. Окислительно-восстановительная двойственность элементов, входящих в соединения в промежуточной степени окисления

а) Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия

1. К 1-2 каплям раствора перманганата калия добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты.
2. Добавьте к полученному раствору 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
3. Как изменилась окраска раствора? Какой газ выделяется?
4. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет в ней пероксид водорода?

б) Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

1. К 3-4 каплям раствора иодида калия прилейте 3-4 капли раствора серной кислоты.
2. Прибавьте к полученному раствору 1-2 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
3. Для какого вещества характерна появившаяся окраска раствора? Пользуясь раствором крахмала, докажите, что бурая окраска вызвана образованием свободного йода.
4. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет в ней пероксид водорода?

Опыт 5. Органические вещества в качестве восстановителей

а) Восстановление бихромата калия

1. В пробирку поместите 5-6 капель раствора бихромата натрия.
2. Внесите в нее 2-3 капли концентрированной серной кислоты.
3. Добавьте 4-5 капель этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
4. Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду CH_3CHO .
5. Напишите уравнение реакции, учитывая, образуется соль хрома (III).

б) Восстановление перманганата калия

1. Внесите в пробирку по 5-6 капель растворов щавелевой кислоты и 2 н. раствора серной кислоты.
2. Добавьте 2-3 капли перманганата калия и наблюдайте через некоторое время за обесцвечиванием перманганата калия.
3. Составьте уравнение реакции, учитывая, что перманганат-ион восстанавливается до иона марганца (II). В реакции также выделяется оксид углерода (IV), до которого окисляется щавелевая кислота.

Лабораторная работа №7 «Коррозия металлов»

Цель: ознакомление с электрохимической коррозией; факторами, влияющими на коррозию; методами защиты от коррозии.

Опыт 1. Влияние активности контактирующего металла на коррозию

1. Возьмите три скрепки для бумаг. В одну вставьте тоненький кусочек металлического олова, во вторую – меди, третью оставьте в качестве контроля.
2. Добавьте в три пробирки с водой по одной капле раствора соляной кислоты, по 2-3 капли раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и опустите в них скрепки.

3. Отметьте интенсивность окраски во всех трёх пробирках.
4. Сделайте выводы о скорости коррозии в каждом случае и напишите катодные и анодные реакции.

Опыт 2. Влияние среды на скорость коррозии

1. Возьмите три пробирки. В первую налейте раствор хлорида магния, во вторую – раствор соляной кислоты, в третью – дистиллированную воду.
2. Одновременно опустите во все пробирки по одной скрепке.
3. Добавьте через 5-10 минут в каждую пробирку по 3 капли раствора красной кровяной соли.
4. Объясните интенсивность окраски (во всех ли пробирках?), напишите уравнения протекающих реакций, сделайте вывод.

Опыт 3. Электрокоррозия металла

1. Налейте в U-образную трубку раствор хлорида натрия.
2. Добавьте в каждое колено по 2 капли раствора красной кровяной соли и фенолфталеина.
3. Погрузите в раствор железные электроды (скрепки) и подключите к электродам постоянный ток.
4. Объясните наблюдения и запишите анодный и катодный процессы.

Опыт 4. Анодные и катодные покрытия

1. Налейте в две пробирки по 15-20 капель раствора серной кислоты и добавьте по 2 капли раствора красной кровяной соли.
2. Опустите в одну пробирку полоску оцинкованного железа, в другую – лужёного, предварительно сделав на их поверхности глубокие царапины ножом.
3. Отметьте через 5-10 минут появление синей окраски в месте царапин (в какой пробирке?).
4. Объясните наблюдения и запишите анодный и катодный процессы для каждой гальванопары.

Опыт 5. Протекторная защита

1. Добавьте в две пробирки с дистиллированной водой по одной капле соляной кислоты и по две капли раствора красной кровяной соли.
2. Опустите в одну пробирку скрепку, в другую – скрепку в контакте с алюминием.
3. Отметьте появление интенсивной синей окраски (в какой пробирке?).
4. Объясните наблюдения. Запишите катодный и анодный процессы. Сделайте вывод. Какую роль выполняет алюминий?

Опыт 6. Применение ингибиторов

1. Налейте в две пробирки 1%-ный раствор серной кислоты и добавьте по 2-3 капли раствора красной кровяной соли.
2. Растворите в одной пробирке уротропин (1 шпатель).
3. Опустите в обе пробирки по одной скрепке. Какой наблюдается эффект? Какую роль выполняет уротропин?

Критерии оценки:

Максимальное количество баллов за лабораторный практикум, включающий лабораторные работы №№ 1-7, – 30.

- 30 баллов выставляется студенту, если отчеты выполнены без замечаний;
- 20-29 баллов выставляется студенту, если в отчетах содержатся небольшие недочёты;
- 3-19 баллов выставляется студенту, если в отчетах содержатся существенные ошибки;
- 1-2 балла выставляется студенту, если отчеты не оформлены, но работы выполнены.

7.2.3. Посещаемость

Критерии оценки:

Максимальное количество баллов за посещение занятий – 10. За посещение 8 часов аудиторный занятий – 1 балл. За пропуск 8 часов по неуважительной причине – «минус 1 балл».

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	Периодический закон. Структура Периодической таблицы
7	Периодичность изменения свойств элементов. Распространенность химических элементов
8	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
9	Метод валентных связей, гибридизация. Метод молекулярных орбиталей: порядок связи, магнитные свойства молекул и ионов
10	Метод Гиллеспи: пространственное строение молекул и ионов
11	Межмолекулярные взаимодействия
12	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
13	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
14	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
15	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
16	Закон Гесса и следствия из него
17	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
18	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
19	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе
20	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения

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

7.3.2. Критерии и нормы оценки

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
1	зачет (по накопительному рейтингу)	«зачтено»	Текущий рейтинг составляет 55-100 баллов
		«не зачтено»	Текущий рейтинг составляет 0-54 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 / Н. С. Ахметов. - 11-е изд., стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2020. - 744 с. - ISBN 978-5-8114-4698-8.	Учебник	2020	ЭБС «Лань»
2	Н.В. Коровин [и др.]; под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова.	Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие для вузов / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук [и др.] ; под редакцией Н. В. Коровина и проф. Н. В. Кулешова. - 6-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2022. - 492 с. - ISBN 978-5-8114-9026-4.	Учебное пособие	2022	ЭБС «Лань»
3	В.В. Егоров	Егоров, В. В. Общая химия : учебник для вузов / В. В. Егоров. - 2-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 192 с. - ISBN 978-5-8114-6936-9.	Учебник	2021	ЭБС «Лань»

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 [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Л.Д. Борзова, Н.Ю. Черникова, В.В. Якушев. - Санкт-Петербург: Лань, 2014. - 469 с.: ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1608-0.	Учебное пособие	2014	ЭБС «Лань»
2	Н.Ф. Стась	Решение задач по общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Н. Ф. Стась, А. В. Коршунов. - Изд. 3-е, стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2016. - 168 с.: ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-2274-6.	Учебное пособие	2016	ЭБС «Лань»
3	К.Ю. Тархов	Общая и неорганическая химия. Окислительно-восстановительные реакции и химическое равновесие. Сборник заданий и вариантов: учебное пособие / К. Ю. Тархов. - Санкт-Петербург: Лань, 2019. - 80 с. - ISBN 978-5-8114-3302-5.	Учебное пособие	2019	ЭБС «Лань»
4	Н.Н. Павлов	Общая и неорганическая химия: учебник / Н. Н. Павлов. - 3-е изд., испр., доп. - Санкт-Петербург : Лань, 2011. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-1196-2.	Учебник	2011	ЭБС «Лань»

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: WinPro 10 RUS Upgrd OLP NL Acdmc	договор № 757 от 04.07.2018, срок действия – бессрочно; контракт № 1653 от 14.12.2018, срок действия – бессрочно
2	Office Standard: Office Stdandard 2013 Russian OLP NL AcademicEdition	договор № 690 от 19.05.2015, 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	Лекционная аудитория (А-125)	Столы ученические трехместные и двухместные моноблоки, стол преподавательский, стул преподавательский, кафедра, доска меловая. экран навесной, проектор, процессор. мышь комп., пульт.
2	Лаборатория общей и неорганической химии (А-310)	Стол лабораторный, стол приборный, вытяжной шкаф, шкаф для реактивов, шкаф для посуды, парта ученическая, стол письменный, тумбы, мойки, табуреты, доска меловая.
3	Компьютерный класс (УЛК-812)	Столы ученические, стол преподавательский, стулья ученические, доска аудиторная (маркерная), ПК с выходом в сеть Интернет
4	Аудитория для самостоятельной работы (Г-401)	Столы, стулья, компьютеры.