

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

Химия

(наименование дисциплины)

по направлению подготовки
13.03.03 Энергетическое машиностроение

направленность (профиль)
Двигательные установки беспилотных мобильных систем

Форма обучения: заочная

Год набора: 2025

Общая трудоемкость: 5 ЗЕ

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр	1	Итого
Форма контроля	зачет	
Вид занятий		
Лекции	4	4
Лабораторные		
Практические		
Руководство: курсовые работы (проекты) / РГР		
Промежуточная аттестация	0,25	0,25
Контактная работа	4,25	4,25
Самостоятельная работа	172	172
Контроль	3,75	3,75
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

13.03.03 Энергетическое машиностроение

Срок действия рабочей программы дисциплины до «31» августа 2029 г.

СОГЛАСОВАНО

Директор института беспилотной авиации и беспилотных мобильных систем»

«___» _____ 20___ г.

(подпись)

А.А. Шевцов
(И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДЕНО

На заседании центра медицинской химии

(протокол заседания № 1 от «27» августа 2024 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», «Основы гидравлики и термодинамики».

3. Планируемые результаты обучения

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
ОПК-3. Способен применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач	ОПК-3.6 Демонстрирует понимание химических процессов и знание основных законов химии	Знать: основные понятия и законы химии; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ; методы проведения экспериментальных исследований, подготовки рабочего места; правила оформления отчетов, построения графиков, составления выводов по результатам эксперимента
		Уметь: анализировать полученные результаты; применять основные законы и понятия химии при описании химических процессов; применять теоретические знания для проведения эксперимента и обработки его результатов, оформлять отчеты, строить графики, формулировать выводы; анализировать полученные результаты
		Владеть: специальной химической терминологией; методами анализа работы объектов профессиональной деятельности и определения свойств веществ и механизма их участия в процессах химического характера; методами организации самостоятельной работы, анализа полученной

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
		информации, оформления отчетов, построения графиков, составления выводов

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)
Модуль 1. Строение и свойства вещества	Лекция (Лек1)	Основные понятия и законы химии	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср1)	Тема 1. Химический эквивалент	1	8	3	-	Промежуточный тест №1
	Самостоятельная работа (Ср2)	Определение молярной массы эквивалента металла	1	2	3	-	Отчет по лабораторной работе № 1
	Самостоятельная работа (Ср3)	Тема 2. Основные классы неорганических веществ	1	8	3	-	Промежуточный тест №2
	Самостоятельная работа (Ср4)	Тема 3. Строение атома. Периодическая система Д.И.	1	10	3	-	Промежуточный тест №3
	Самостоятельная работа (Ср5)	Тема 4. Химическая связь. Пространственное строение молекул	1	10	3	-	Промежуточный тест №4
	Самостоятельная работа (Ср6)	Тема 5. Фазовые состояния веществ. Межмолекулярные взаимодействия	1	8	3	-	Промежуточный тест №5
Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов	Лекция (Лек2)	Термодинамика химических процессов: виды систем, параметры и функции состояния. Закон Гесса	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср7)	Кинетика химических процессов	1	2	3		Контрольная работа №1
	Самостоятельная работа (Ср8)	Тема 6. Термодинамика химических реакций	1	20	3	-	Промежуточный тест №6
	Самостоятельная работа (Ср9)	Тема 7. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие	1	20	3	-	Промежуточный тест №7
Модуль 3.	Самостоятельная работа (Ср10)	Тема 8. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Химические равновесия в растворах	1	7	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)
Растворы и электрохимические процессы	Самостоятельная работа (Ср11)	Тема 9. Растворы неэлектролитов и электролитов	1	7	3	-	Промежуточный тест №9
	Самостоятельная работа (Ср12)	Растворы электролитов	1	2	3	-	Отчет по лабораторной работе №2
	Самостоятельная работа (Ср13)	Тема 10. Коллоидные растворы	1	7	3	-	Промежуточный тест №10
	Самостоятельная работа (Ср14)	Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимия: основные понятия	1	7	3	-	Промежуточный тест №11
	Самостоятельная работа (Ср15)	Тема 12. Возникновение электродного потенциала.	1	7	3	-	Промежуточный тест №12
	Самостоятельная работа (Ср16)	Тема 13. Электролиз расплавов и водных растворов	1	7	3	-	Промежуточный тест №13
	Самостоятельная работа (Ср17)	Тема 14. Коррозия металлов. Способы защиты металлов от	1	8	3	-	Промежуточный тест №14
	Самостоятельная работа (Ср18)	Электрохимические процессы	1	2	3	-	Контрольная работа №2
	Контроль	Подготовка к зачету	1	3,75	-	-	Вопросы к зачету № 1-50
	Промежуточная аттестация (ПА)	Промежуточная аттестация (зачет)	1	0,25	-	-	Вопросы к зачету № 1-50
	Тест итоговый (ТИ)	Итоговое тестирование	1	2	46	-	Тестовые вопросы №1-600
Итого:				180	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

Модуль 1. Строение и свойства вещества

Тема лекционного занятия:

Основные понятия и законы химии.

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 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

Тема лекционного занятия:

Термодинамика химических процессов: виды систем, параметры и функции состояния. Закон Гесса.

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:

- 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: $2\text{NaOH}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{тв})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.
- 6. Определите знаки изменения энтальпии и энтропии для следующего термодинамического процесса: $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
- 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 30⁰С, 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 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H_p^0 = -92$ кДж в сторону прямой реакции?
- 15. Вычислите исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации известны: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$, $[\text{NO}] = 1,5$ моль/л, $[\text{Cl}_2] = 1$ моль/л, $[\text{NOCl}] = 0,5$ моль/л.

Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы

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) сульфита 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 КОН и б) 0,1 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$).

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

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 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

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-3	Контрольные работы № 1-2 Отчеты по лабораторным работам №1-2 Промежуточные тесты № 1-14 Вопросы к зачету № 1-50 Тестовые задания № 1-600

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

7.2.1. Контрольная работа

Типовые примеры заданий

Контрольная работа №1

Тема «Кинетика химических процессов» (практическое занятие 1)

Вариант 1

Задание 1. Энергия активации равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 370С?

Задание 2. В гомогенной реакции $2A + B \rightarrow 2C$ исходные концентрации компонентов А и В составляли, соответственно: 5 и 3 моль/л. Рассчитайте, как изменится (по сравнению с начальной) скорость реакции, когда концентрация вещества А составит 10% от исходной.

Задание 3. Как изменится скорость реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$, если объем газовой смеси увеличить в 2 раза?

Задание 4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 300С, если $\gamma=4$?

Задание 5. При 500С некоторая реакция заканчивается за 3,5 часа. За сколько времени закончится реакция при 850С, если температурный коэффициент реакции равен 2,5?

Контрольная работа №2

Тема Электрохимические процессы (практическое занятие 2)

Вариант 1

Задание 1. Вычислите ЭДС гальванического элемента, напишите процессы, происходящие на электродах: $Cr / CrCl_2, 0,01 M // 0,001 M, CrCl_2 / Cr$.

Задание 2. Напишите электродные процессы и рассчитайте количества, образующихся на инертных электродах веществ при электролизе водного раствора $MnCl_2$ при пропускании 25 А·ч электричества.

Задание 3. Рассчитайте 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. Напишите 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? Ответ подтвердите расчетом.

Критерии оценки:

- за каждое верно выполненное задание – 0,6 балла. Максимальное количество баллов – 3.

7.2.2. Отчет по лабораторной работе

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 уравнивающей склянки или бюретки (3).

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

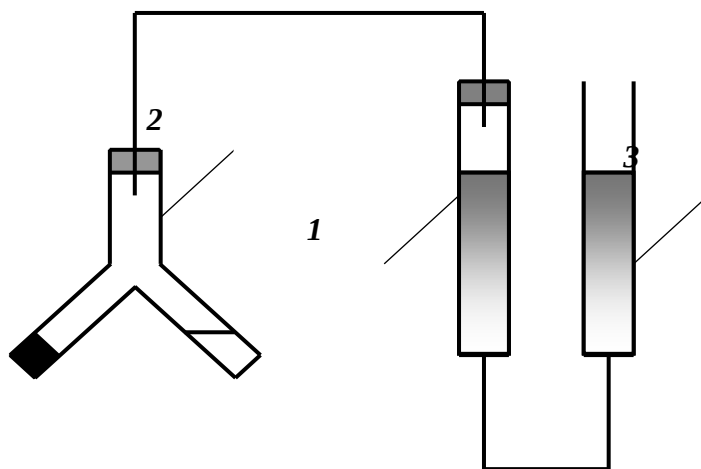


Рисунок 1. Схема прибора для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка

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 уравнивательный 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.

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
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 2

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

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:

$$\frac{m_{Me}}{m_{\mathcal{E}_{Me}}} = \frac{V_{H_2}^0}{V_{\mathcal{E}_{H_2}}^0}; \quad m_{\mathcal{E}_{Me}} = \frac{m_{Me} V_{\mathcal{E}_{H_2}}^0}{V_{H_2}^0}$$

где $V_{\mathcal{E}_{H_2}}^0 = 11200$ мл/моль – молярный объём эквивалента водорода (н.у.).

14. По молярной массе эквивалента металла методом подбора валентностей, определите, какой металл был использован в опыте.

15. Рассчитайте относительную ошибку эксперимента:

$$\Delta = \pm \frac{m_{\mathcal{E}_{теор}} - m_{\mathcal{E}_{эсп}}}{m_{\mathcal{E}_{теор}}} \cdot 100\%$$

16. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №2 «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 объёма безводной уксусной кислоты.
6. Опустите электроды, включите прибор. Запишите наблюдения.
7. Отключите прибор. Отлейте из стакана примерно 1/4 объёма 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 ёмкостью 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.

Критерии оценки:

- 3 балла выставляется студенту, если отчет выполнен без замечаний;
- 2 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся небольшие недочёты;
- 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

7.2.3. Типовые задания промежуточного тестирования СДО Росдистант

Критерии оценки:

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

Итоговый тест по курсу состоит из 23 вопросов (1 вопрос – 2 балла). Максимальное количество баллов – 46.

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>

7.3. Оценочные средства для промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

7.3.1. Вопросы к промежуточной аттестации

Семестр 1

№ п/п	Вопросы к зачету
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		«зачтено»	Текущий рейтинг составляет 55-100 баллов

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
	зачет (по накопительному рейтингу)	«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	Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. - 13-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2023. - 744 с. - ISBN 978-5-507-45394-8.	Учебник	2023	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	Н.Ю. Черникова, В.В. Самошин	Черникова, Н. Ю. Начала общей химии : учебник для вузов / Н. Ю. Черникова, В. В. Самошин. - Санкт-Петербург : Лань, 2024. - 488 с. - ISBN 978-5-507-48676-2.	Учебник	2023	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
3	Mirapolis Human Capital Management	лицензионный договор № 234/10/21-К от 19.10.2021, срок действия – до 01.03.2022

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 веб-конференций. Э-405а	Стол преподавательский, экран телевизионный, роутер, стойка для телевизора, веб. камера, транспарант-перетяжка, ширма, наушники, компьютер с выходом в Интернет, хромакей.
2	Помещение для самостоятельной работы обучающихся Г-401	Стол, стулья, компьютеры.