

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»
(ВлГУ)

УТВЕРЖДАЮ

Проректор
по образовательной деятельности


А.А. Панфилов
« 04 » 09 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
ХИМИЯ

Направление подготовки 13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника»
Профиль/программа подготовки «Электроснабжение»

Уровень высшего образования бакалавриат

Форма обучения очная

Семестр	Трудоемкость зач. ед./ час.	Лекции, час.	Практич. занятия, час.	Лаборат. работы, час.	СРС, час.	Форма промежуточной аттестации (экзамен/зачет/зачет с оценкой)
1	2/72	18		18	36	Зачет
Итого	2/72	18		18	36	Зачет

Владимир 2019

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Химия» являются:

- ознакомление студентов с концептуальными основами химии как современной комплексной науки;
- формирование представлений научного мировоззрения на основе системных знаний о составе, строении и свойствах химических соединений;
- формирование и развитие у студента химического мышления, способности применять химический инструментарий при изучении профессиональных дисциплин;
- формирование навыков применения знаний в области химии при решении профессиональных задач.

Задачи дисциплины:

- приобретение студентами устойчивых знаний по вопросам учения о строении вещества, термодинамики и кинетики химических реакций, теории обменных и окислительно-восстановительных процессов;
- формирование навыков применения теоретических знаний в ходе выполнения лабораторных работ и при решении расчетных задач.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Химия» относится к базовой части ОПОП ВО.

Дисциплина опирается на знания предметов основной образовательной программы среднего (полного) общего образования по предметам : химия, физика, математика.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП

Код формируемых компетенций	Уровень освоения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине характеризующие этапы формирования компетенций (показатели освоения компетенции)
1	2	3
ОПК -2	Частичное освоение	Знать базовые принципы системного анализа в химии, принципы научного наблюдения химических явлений и методы измерения физико-химических величин. Уметь применять полученные знания в области химии для освоения общепрофессиональных дисциплин, анализировать, представлять и оформлять результаты химического эксперимента. Владеть навыками применения законов химии при постановке и реализации экспериментальных исследований.

4. ОБЪЕМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Трудоемкость дисциплины составляет 2 зачетных единиц, 72 часов

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Объем учебной работы, с применением интерактивных методов (в часах / %)	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации (по семестрам)	
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	СРС			
	Раздел 1. Основные понятия и законы химии Тема 1 Основные понятия химии. Тема 2 Основные законы химии.	1	1-3	2		4	4	2/33	Рейтинг-контроль №1	
	Раздел 2 Строение атома и периодический закон. Химическая связь. Тема 1. Квантово-механическая модель строения атома. Тема 2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева Тема 3. Химическая связь и строение молекул	1	2-6	4		2	8	4/67		
	Раздел 3. Основы химической термодинамики и кинетики. Тема 1. Энергетика и направление химических реакций. Тема 2. Химическое равновесие. Тема 3. Основы химической кинетики.	1	7-12	4		4	8	4/50		
	Раздел 4. Растворы. Окислительно-восстановительные процессы. Тема 1. Способы выражения концентрации растворов. Общие свойства растворов. Тема 2. Равновесия в водных растворах электролитов. Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции.	1	13-16	4		4	8	4/50		Рейтинг-контроль №2
	Раздел 5. Электрохимические системы Тема 1. Гальванические элементы Тема 2. Коррозия металлов Тема 3. Электролиз	1	17-18	4		4	8	4/50		Рейтинг-контроль №3
Всего за 1 семестр: 72 часов					18		18	36	18/50	Зачет
Наличие в дисциплине КП/КР										
Итого по дисциплине					18		18	36	18/50	Зачет

Содержание лекционных занятий по дисциплине

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

Тема 1 Основные понятия химии.

Предмет химии. Вещество как химическое понятие. Основные положения атомно-молекулярного учения. Состав атома. Химический элемент. Классы и номенклатура химических соединений. Моль – единица количества вещества.

Тема 2 Основные законы химии.

Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон Авогадро. Закон сохранения массы веществ. Закон эквивалентов. Современное определение понятия «химический эквивалент». Расчет молярной массы эквивалента простых и сложных веществ. Математическое выражение закона эквивалентов и его применение в химических расчетах.

Раздел 2 Строение атома и периодический закон Д.И.Менделеева. Химическая связь.

Тема 1 Квантово-механическая модель строения атома.

Квантово-механическая модель строения атома. Волновая функция и волновое уравнение Шредингера. Понятие орбитали. Квантовые числа. Структура электронных оболочек атома: квантовые уровни и подуровни, правила заполнения орбиталей в многоэлектронных атомах.

Тема 2. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Современная формулировка Периодического закона. Структура периодической системы Д.И.Менделеева. Электронные семейства элементов. Изменение свойств атомов и соединений элементов в периодах и группах.

Тема 3 Химическая связь и строение молекул.

Межатомные и межмолекулярные взаимодействия. Виды химической связи. Ковалентная химическая связь. Метод валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Делокализованная химическая связь. Свойства ковалентной связи. Ионная химическая связь. Металлическая связь. Свойства ионной и металлической связи. Водородная химическая связь. Связь физических свойств веществ с видом химической связи. Химическая связь в комплексных соединениях.

Раздел 3 Основы химической термодинамики и кинетики.

Тема 1. Энергетика и направление химических реакций

Внутренняя энергия и энтальпия системы. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Теплота (энтальпия) образования химических соединений. Энтропия. Направление химических процессов в изолированных системах. Второй закон термодинамики. Энергия Гиббса. Направление и предел самопроизвольного течения химических реакций.

Тема 2. Химическое равновесие.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Расчет состава равновесных смесей. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.

Тема 3. Основы химической кинетики.

Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения. Элементарные и сложные реакции. Порядок и

молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализаторы и ингибиторы.

Раздел 4. Растворы. Окислительно-восстановительные процессы.

Тема 1. Способы выражения концентрации растворов. Общие свойства растворов.

Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов: мольная доля, массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Эбулиоскопия. Криоскопия.

Тема 2. Равновесия в водных растворах электролитов.

Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы.

Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции

Степени окисления атомов элементов. Процессы окисления-восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Раздел 5 Электрохимические системы

Тема 1. Гальванические элементы.

Электродные потенциалы. Металлические электроды. Газовые электроды. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Расчет и измерение потенциалов электродов и ЭДС гальванических элементов.

Тема 2. Коррозия металлов.

Типы коррозионных разрушений. Химическая и электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от коррозии.

Тема 3. Электролиз.

Сущность электролиза. Электролиз растворов и расплавленных сред. Законы Фарадея. Применение электролиза.

Содержание лабораторных занятий по дисциплине

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

Тема 1 Основные понятия химии.

Лабораторная работа «Химические свойства классов неорганических соединений»

Тема 2 Основные законы химии

Лабораторная работа «Определение эквивалентной массы простых и сложных веществ»

Раздел 2. Строение атома и периодический закон Д.И.Менделеева. Химическая связь.

Тема 3 Химическая связь и строение молекул.

Лабораторная работа «Комплексные соединения»

Раздел 3. Основы химической термодинамики и кинетики

Тема 1. Энергетика и направление химических реакций.

Лабораторная работа «Энергетика химических процессов»

Тема 2. Химическое равновесие.

«Лабораторная работа «Химическое равновесие»

Тема 3. Основы химической кинетики

Лабораторная работа «Скорость химических реакций»

Раздел 4. Растворы

Тема 1. Способы выражения концентрации растворов.

Лабораторная работа «Приготовление растворов различных концентраций»

Тема 2. Равновесия в водных растворах электролитов.

Лабораторная работа «рН растворов»

Лабораторная работа «Гидролиз солей»

Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции

Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

Раздел 5 Электрохимические системы

Тема 1. Гальванические элементы.

Лабораторная работа «Гальванические элементы»

Тема 2. Коррозия металлов.

Лабораторная работа «Коррозия металлов»

Тема 3. Электролиз

Лабораторная работа «Электролиз»

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В преподавании дисциплины «Химия» используются разнообразные образовательные технологии как традиционные, так и с применением активных и интерактивных методов обучения.

Активные и интерактивные методы обучения:

- *Интерактивная лекция (раздел 1 тема 2; раздел 2 темы 1 – 3; раздел 3 темы 1 – 3, раздел 4 темы 2 – 3; раздел 5 темы 1 – 3).*
- *Групповая дискуссия (раздел 2 темы 1-3);*
- *Тренинг (раздел 4, темы 1,3);*
- *Анализ ситуаций (раздел 3 темы 2-3 раздел 4 тема 2);*
- *Разбор конкретных ситуаций (раздел 5, тема 2,);*

6. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Для текущего контроля успеваемости студентов используются рейтинг-контроль, а также проверочные работы (тесты) для контроля самостоятельной работы

Примеры заданий для проведения рейтинг-контроля:

Рейтинг-контроль №1

1. Приведите формулировку закона Авогадро.
2. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если 0,493 г хлорида этого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра.
3. Перечислите квантовые числа, характеризующие атомную орбиталь. Какие характеристики орбитали определяет каждое из них?
4. Назовите элементы, у которых в основном состоянии атома валентные энергетические уровни имеют следующие электронные конфигурации:
А) $5s^25p^3$ Б) $4s^24p^1$ В) $4d^25s^2$
приведите значения квантовых чисел всех электронов для указанных конфигураций.
5. Напишите электронную формулу атома хрома в порядке заполнения орбиталей, приведите электронно-графическую формулу внешнего и предвнешнего электронных слоев.
6. Расположите элементы P, S, Cl, As в ряд по возрастанию электроотрицательности атомов.
7. Расположите формулы оксидов MgO, SiO₂, SrO, Al₂O₃ в порядке возрастания их основных свойств.
8. Расположите формулы водородных соединений элементов VIIA группы в соответствии с увеличением энергии химической связи между атомами.
9. Укажите степень окисления и валентность азота в соединении NH₄Cl.
10. Укажите тип химической связи в молекуле сероводорода.
11. Между молекулами каких из перечисленных веществ (H₂, NH₃, H₂O, HI) образуются водородные связи ?
12. Какими физическими свойствами характеризуются вещества молекулярного строения?

Рейтинг-контроль №2

1. Приведите определение стандартной энтальпии образования вещества.
2. Рассчитайте тепловой эффект реакции по известным тепловым эффектам других реакций

Реакция	ΔH кДж/моль
$C(\text{графит}) + H_2O(\text{г}) = CO(\text{г}) + H_2(\text{г})$?
$C(\text{графит}) + O_2(\text{г}) = CO_2(\text{г})$	405,8
$CO(\text{г}) + \frac{1}{2} O_2(\text{г}) = CO_2(\text{г})$	284,5
$H_2(\text{г}) + \frac{1}{2} O_2(\text{г}) = H_2O(\text{г})$	246,8

3. Какие факторы будут способствовать увеличению скорости реакции $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$?
4. В какую сторону сместится равновесие в реакции $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$
а) при повышении давления; б) при увеличении температуры; в) при удалении аммиака из реакционной смеси ?
5. Вычислите молярную концентрацию эквивалента 20%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл).
7. Рассчитайте pH 0,01 М раствора CH₃COOH ($K_{\text{дисс.}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$)
7. Определите массу NaOH, использованного для приготовления 200 мл раствора гидроксида натрия, если pH раствора равен 10.
8. Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции гидролиза CuSO₄. Укажите реакцию среды раствора.

9. Приведите формулы соединений, проявляющих в ОВР как окислительные, так и восстановительные свойства.
10. Составьте, используя метод электронного баланса уравнение реакции $\text{FeO} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \dots$
Укажите окислитель и восстановитель.

Рейтинг-контроль №3

1. Вычислить э.д.с. и написать схему гальванического элемента, составленного из электродов:
- 1) $\text{Pt}, \text{H}_2 \mid 0,01 \text{н} \text{HNO}_2 \quad \alpha = 21\%$
2) $\text{Zn} \mid 0,2 \text{М} \quad \text{ZnCl}_2 \quad f = 0,5$
- Полученные результаты использовать при ответе на 2-й и 3-й вопросы.
2. Какая реакция будет протекать на аноде при замыкании внешней цепи гальванического элемента, указанного в 1-м вопросе?
3. Какая реакция будет протекать на катоде при замыкании внешней цепи гальванического элемента, указанного в 1-м вопросе?
4. Как изменяется pH раствора в прикатодном пространстве при электролизе водного раствора хлорида калия?
5. Какой процесс протекает на графитовом аноде при электролизе водного раствора KOH?
6. Вычислить электрохимический эквивалент хлора в л/(А* час).
7. Через раствор нитрата двухвалентного металла пропустили ток силой 2А в течении 40 мин., при этом выделилось 4,992 г металла. Назвать соль.
8. Железные изделия при никелировании покрывают сначала медью, а потом никелем. Какой процесс протекает на аноде при повреждении этого двухслойного покрытия в 0,1 н. растворе гидроксида натрия?
- $E_{\text{Fe}} = -0,161 \text{ В}; E_{\text{Cu}} = +0,027 \text{ В}; E_{\text{Ni}} = -0,128 \text{ В}.$
9. В 0,1 н. растворе соляной кислоты опущены по отдельности медная, серебряная и золотая проволоки. Какая проволока будет корродировать с водородной депполяризацией?
- $E_{\text{Cu}} = +0,154 \text{ В}; E_{\text{Au}} = +0,348 \text{ В}; E_{\text{Ag}} = +0,277 \text{ В}; E_{\text{H}_2} = -0,059 \text{ В}$
10. В какой среде при нарушении оловянного покрытия железо будет защищено более надежно: 0,1 н. HCl; 0,1 н. NaCl; 0,1 н. NaOH ?

Промежуточной аттестацией по итогам освоения дисциплины является зачет.

Контрольные вопросы для подготовки к зачету:

1. Основные понятия химии: атом, химический элемент, нуклиды, массовое число нуклида, изотопы, относительная атомная масса элемента, Вещества молекулярного и немолекулярного строения.
2. Единица количества вещества – моль. Молярная масса, молярный объем.
3. Стехиометрические законы: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро.
4. Химический эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем, количество эквивалентов, математическое выражение закона эквивалентов.
5. Способы выражения концентрации растворов (мольная доля, массовая доля, молярная концентрация, эквивалентная концентрация растворенного вещества).

6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.
7. Строение атома. Атомные орбитали. Квантовые числа. Симметрия орбиталей. Энергетические уровни и подуровни. Число подуровней в энергетическом уровне. Число орбиталей в подуровне.
8. Распределение электронов по орбиталям в многоэлектронном атоме: принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Гунда.
9. Электронная структура атомов и Периодическая система Менделеева, электронные семейства, электронные аналоги. Электронные формулы атомов.
10. Периодический закон. Структура Периодической системы: периоды, группы и подгруппы. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Изменение в периодах и группах свойств элементов (радиусов атомов, электроотрицательности, сродства к электрону), окислительных и восстановительных свойств простых веществ.
11. Межатомные и межмолекулярные взаимодействия, виды химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, водородная.
12. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Кратные связи. Делокализованная ковалентная связь. Энергия и длина ковалентных связей.
13. Свойства ковалентной связи: полярность, направленность, насыщенность.
14. Гибридизация орбиталей. Геометрия молекул с различным типом гибридизации центрального атома.
15. Ионная связь. Степень ионности связи. Свойства ионной связи. Свойства веществ с ионной связью.
16. Металлическая связь. Свойства металлической связи. Свойства веществ с металлической связью.
17. Водородные связи, влияние водородной связи на физические свойства веществ.
18. Ван-дер-Ваальсовы силы: диполь-дипольное, индукционное и дисперсионное взаимодействия.
19. Комплексные соединения. Комплексообразователи и лиганды. Химическая связь в комплексах. Номенклатура комплексных соединений.
20. Общие свойства растворов. Закон Рауля. Эбулиоскопия. Криоскопия. Осмотическое давление.
21. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
22. Сильные электролиты. Активность ионов. Ионная сила растворов. Коэффициент активности.
23. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов.
24. Кисотно-основные равновесия в водных растворах. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Кисотно-основные индикаторы.
25. Расчет pH растворов сильных кислот и оснований. Расчет pH растворов слабых кислот и оснований.
26. Гидролиз солей. Обратимый гидролиз, изменение pH в зависимости от состава соли.
27. Константа гидролиза, ее связь с константами диссоциации слабых электролитов. Необратимый гидролиз.
28. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, типы термодинамических систем, внутренняя энергия системы. Термодинамический процесс, виды процессов (изобарный, изохорный, изотермический).
29. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Изменение энтальпии системы при экзотермических и эндотермических реакциях. Термохимические уравнения.

30. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпии образования веществ, расчет энтальпии реакции.
31. Энтропия системы. Второй закон термодинамики.
32. Свободная энергия Гиббса. Критерий самопроизвольности химической реакции. Определение по термодинамическим данным возможности протекания химической реакции в прямом и обратном направлении.
33. Химическое равновесие: термодинамический критерий, признаки химического равновесия. Закон действующих масс для химического равновесия. Константа равновесия.
34. Связь константы равновесия с изменением стандартной энергии Гиббса. Зависимость константы равновесия от температуры.
35. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления, концентраций веществ на состояние равновесия.
36. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости химической реакции.
37. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализаторы и ингибиторы.
38. Электрохимические процессы в гальванических элементах. Схемы гальванических элементов. Электродные реакции. Электродные потенциалы. ЭДС гальванического элемента.
39. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов.
40. Зависимость электродного потенциала от концентрации ионов в растворе. Уравнение Нернста. Расчет электродных потенциалов металлических электродов и водородного электрода.
41. Электролиз. Электродные реакции на аноде и катоде. Последовательность восстановления окислителей и окисления восстановителей. Электродные реакции при электролизе расплавов электролитов.
42. Электролиз водных растворов электролитов с инертными электродами: реакции на катоде и аноде в зависимости от состава электролита. Изменение состава раствора. Электролиз с растворимым анодом.
43. Расчет массы продуктов электродных реакций на основании объединенного закона Фарадея.
44. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия: анодные и катодные процессы, зависимость типа деполяризации от соотношения электродных потенциалов металла и окислителей. Методы защиты от коррозии.

Самостоятельная работа студентов предусмотрена по всем разделам курса и используется как инструмент для более глубокого освоения теоретического лекционного материала и приобретения навыков его практического применения в расчетах и лабораторной практике. Некоторые разделы теоретического курса рассматриваются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задание на изучение нового материала до его изложения на лекции. Задания для самостоятельной работы приведены в учебном пособии Орлин Н.А., Кузурман В.А. Архипова Н.А. «Практикум для самостоятельной работы по химии» <http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/576> Контроль выполнения самостоятельной работы осуществляется посредством тестирования.

Примеры тестовых заданий для контроля самостоятельной работы:

Тема «Номенклатура неорганических соединений»

1. Формула кислоты, нормальной соли и амфотерного гидроксида соответственно:
 а) NH_3 , CaSO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$ б) HBr , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 в) HNO_3 , NH_4Cl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ г) H_2SO_4 , KHCO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
2. Валентность кислотообразующего элемента в марганцевой кислоте равна:
 а) VII б) VI в) IV г) III
3. Хлорноватой кислоте отвечает формула:
 а) HClO б) HClO_2 в) HClO_3 г) HClO_4
4. Название химического вещества, имеющего формулу CaHPO_4
 а) фосфат кальция б) гидрофосфат кальция в) гидроксофосфат кальция г) метафосфат кальция
5. Число атомов в молекуле хромовой кислоты равно:
 а) 4 б) 5 в) 6 г) 7

Тема «Растворы электролитов»

1. Могут сосуществовать в растворе пары веществ:
 а) NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ б) LiOH , CO_2 в) SO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ г) HF , NO
2. Масса воды (в граммах), которую следует выпарить из 430мл 4%-ного раствора (плотность 1,047г/мл) сульфида натрия, чтобы получить 12%-ный раствор, равна
 а) 50 б) 250 в) 300 г) 400
3. Растворимость дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равна 12,5г/100г воды при 20°C. Установите, какова будет масса насыщенного раствора, если для приготовления его использовано 400г воды
 а) 420г б) 500г в) 400г г) 450г
4. Смешали 1л 1М раствора и 1л 3М раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию серной кислоты в конечном растворе
 а) 1,5моль/л б) 2моль/л в) 2,5моль/л г) 1,75моль/л
5. Хлорид-ионы образуются при растворении в воде вещества, имеющего формулу
 а) Cl_2 б) MgCl_2 в) AgCl г) CCl_4

Тема «Гальванические элементы»

1. Вычислить потенциал водородного электрона в растворе уксусной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Степень диссоциации для заданной концентрации кислоты $\alpha = 0,013$.
 а). - 0,168 В; б). - 0,153 В; в). 0,168 В; г). - 0,020 В.
2. Магниевую пластину поместили в раствор соли этого металла. Измеренный потенциал Mg оказался равным -2,40В. Вычислить активную концентрацию ионов Mg в растворе в моль/л.
 а). $3,46 \cdot 10^{-2}$ моль/л; б). 0,25 моль/л; в). $4,17 \cdot 10^{-2}$ моль/л; г). $6,91 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
3. Вычислить потенциалы медных и никелевых электродов, погруженных в растворы CuSO_4 и NiSO_4 с концентрациями:
 CuSO_4 (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,16$) и $C_m = 0,1$ моль/л;
 NiSO_4 (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,15$) и $C_m = 0,1$ моль/л.
 а). 0,234 В; - 0,36 В; б). 0,234 В; 0,3 В; в). 0,234 В; - 0,3 В; г). 0,286 В; -0,3 В.
4. Вычислить ЭДС гальванического элемента:
 $\text{Pb} / \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $C_m = 0,01$ моль/л, $\gamma = 0,7$ // AgNO_3 , $C_m = 1$ моль/л, $\gamma = 0,8$ / Ag .
 Составить уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде работающего элемента.
 а) 0,982 В; б) 1,04 В; в) 0,6 В; г) 0,54 В.
5. Вычислить ЭДС следующей гальванической цепи

Ag / 0,01M AgNO₃ // 0,1M AgNO₃ / Ag

f = 0,9

f = 0,72

а) – 0,059 В; б) 0 В; в) 0,029 В; г) 0,059 В.

Тема «Электролиз»

1. При электролизе раствора хлорида калия образуются:
а) калий, водород, хлор, кислород; б) гидроксид калия, водород, хлор;
в) гидроксид калия, соляная кислота, кислород; г) калий, водород, оксид хлора.
- 2) Какой процесс происходит на медном аноде при электролизе раствора NaBr:
а) окисление воды;
б) окисление ионов брома;
в) окисление меди;
г) восстановление меди.
- 3) При электролизе водного раствора SnCl₂ на аноде выделилось 4,48 л хлора (н.у.). Найти массу выделившегося на катоде олова:
а) 23,7 г б) 11,85 г в) 5,925 г г) 47,4 г
- 4) Веществом, при электролизе раствора которого образуется кислород, является:
а) CuCl₂; б) CuSO₄; в) PbCl₂; г) SnBr₂.
- 5) В результате электролиза водного раствора HF водородный показатель:
а) увеличился; б) уменьшился; в) остался без изменений.
- 6) Если в раствор или расплав электролита погрузить электроды и пропустить электрический ток, то:
а) катионы будут двигаться к катоду и принимать от него электроны;
б) катионы будут двигаться к аноду и отдавать ему электроны;
в) катионы будут двигаться к катоду и отдавать ему электроны;
г) катионы будут двигаться к аноду и принимать от него электроны.

Фонд оценочных средств для проведения аттестации уровня сформированности компетенций обучающихся по дисциплине оформляется отдельным документом.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1. Книгообеспеченность

Наименование литературы: автор, название, вид издания, издательство	Год издания	КНИГООБЕСПЕЧЕННОСТЬ	
		Количество экземпляров изданий в библиотеке ВлГУ в соответствии с ФГОС ВО	Наличие в электронной библиотеке ВлГУ
1	2	3	4
Основная литература*			
1. Чернова О.Б, Кузурман В.А., Диденко С.В. Учебное пособие по химии для студентов нехимических направлений ч.І.– Владимир: ВлГУ	2011	19	http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/6185
2. Кузурман В.А., Чернова О.Б, Диденко С.В. Учебное пособие по химии для студентов	2012	219	http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/2377

нехимических направлений ч. II. – Владимир: ВлГУ			
3. Кузурман В.А., Диденко С.В., Задорожный И.В. Практикум по химии для студентов нехимических направлений. – Владимир: ВлГУ	2015	233	http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/4255
4. Орлин Н.А., Кузурман В.А., Архипова Н.А.. Практикум для самостоятельной работы по химии для студентов нехимических направлений. – Владимир: ВлГУ	2005	385	http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/576
Дополнительная литература			
1. Коровин Н.В. Общая химия : учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям. — Москва : Высшая школа	2000 2003 2004 2005 2007 2008	11 14 4 11 15 1 1	-
2. Глинка Н. Л. Общая химия : учебное пособие для вузов . — Ленинград : Химия	1984	49	-

7.2. Периодические издания

1. Российский Химический Журнал (Журнал Российского химического общества им.Д.И.Менделеева)
2. Журнал "Успехи химии"
3. Журнал «Известия Академии наук. Серия химическая»

7.3. Интернет-ресурсы

1. <http://www.scirus.com>
2. <http://www.iupac.org>
3. <http://www.anchem.ru>
4. <http://chemteq.ru/lib/book>
5. <http://www.elsevier.com>
6. <http://www.uspkhim.ru>
7. <http://www.strf.ru/database.aspx>
8. <http://www.chem.msu.su>
9. <http://chemistry.narod.ru>

8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Для реализации данной дисциплины имеются специальные помещения для проведения занятий лекционного типа и занятий лабораторного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации.

Лабораторные работы проводятся в помещении лаборатории общей и неорганической химии (ауд.405-1, 433-1, 425-1)

Рабочую программу составил:

Доцент кафедры химии, к.т.н.

Кузурман

Кузурман В.А.

Рецензент

Зав. кафедрой профессионального образования ВИРО, к.пед.н.,

Шабалина

Шабалина Е.А.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 1 от 03.09.2019 года

Заведующий кафедрой химии, профессор, д.х.н.

Кухтин

Кухтин Б.А.

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии
направления 13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника»

Протокол № 1 от 04.09.2019 года

Председатель комиссии

Бадалян

/Бадалян Н.П./

(ФИО, подпись)

ЛИСТ РЕГИСТРАЦИИ ИЗМЕНЕНИЙ

в рабочую программу дисциплины

НАИМЕНОВАНИЕ

образовательной программы направления подготовки 13.03.02 «Электроэнергетика и электротехника»,
бакалавриат

Номер изменения	Внесены изменения в части/разделы рабочей программы	Исполнитель ФИО	Основание (номер и дата протокола заседания кафедры)
1			
2			

Зав. кафедрой _____ / _____
Подпись *ФИО*

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на 2020/21 учебный год

Протокол заседания кафедры № 1 от 02.09.20 года

Заведующий кафедрой _____
Желез

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____