

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)

Институт биологии и экологии



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

направление подготовки / специальность

19.03.02. Продукты питания из растительного сырья

направленность (профиль) подготовки

Технология производства хлеба, кондитерских и макаронных изделий

г. Владимир

2022 год

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» являются:

- ознакомление студентов с концептуальными основами химии как современной комплексной науки, изучающей закономерности протекания химических процессов взаимодействия веществ;
- формирование навыков применения теоретических знаний в ходе выполнения лабораторных работ и при решении практических задач;
- формирование навыков применения знаний в области химии при решении профессиональных задач;
- формирование представлений научного мировоззрения на основе системных знаний о составе, строении и свойствах химических элементов и их соединений.

Задачи дисциплины:

- изучение основных законов и концепции химии, с целью применения их при изучении последующих специальных дисциплин;
- изучение процессов взаимодействия веществ и их соединений, закономерностей протекания химических реакций;
- применение полученных теоретических знаний для решения различных практических вопросов и задач;
- осознание роли химии в процессе охраны окружающей среды.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Общая и неорганическая 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 (компетенциями и индикаторами достижения компетенций)

Формируемые компетенции (код, содержание компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине, в соответствии с индикатором достижения компетенции		Наименование оценочного средства
	Индикатор достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине	
1	2	3	4
УК-8. Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности и для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития	УК-8.1. Знает причины, признаки и последствия опасностей, способы защиты от чрезвычайных ситуаций; основы безопасности жизнедеятельности, телефоны служб спасения. УК-8.2. Умеет поддерживать безопасные условия жизнедеятельности, оценивать вероятность возникновения потенциальной опасности и принимать меры по ее	Знать: фундаментальные законы химии и применять их в профессиональной деятельности Уметь: использовать основные методы химического исследования веществ и соединений для выявления естественнонаучной сущности проблем Владеть: методами теоретического и	Тесты

общества, в том числе при	предупреждению; оказывать первую помощь в	экспериментального исследования	
угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов	чрезвычайных ситуациях. УК-8.3. Владеет методами прогнозирования возникновения опасных или чрезвычайных ситуаций; навыками применения основных методов защиты в условиях чрезвычайных ситуаций.		
ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.1. Знает основные законы, приемы и методы реализации научных исследований в области естественных наук; ОПК-2.2. Умеет решать стандартные профессиональные задачи с применением естественнонаучных и общеинженерных знаний, методов исследований естественных наук в профессиональной деятельности ОПК-2.3. Владеет навыками теоретического и экспериментального исследования объектов профессиональной деятельности.		Тесты

4. ОБЪЕМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Трудоемкость дисциплины составляет:

3 зачетных единицы, 108 часов

Тематический план
форма обучения – заочная

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	в форме практической подготовки		
1	Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических соединений	1	1-4	2		2		6	
2	Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества	1	5-9	2				8	Рейтинг-контроль №1
3	Растворы. Общие свойства. Способы выражения концентрации. Окислительно-восстановительные реакции	1	10-14			2		6	Рейтинг-контроль №2
4	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды.	1	15-18			2		6	Рейтинг-контроль №3
Всего за 1 семестр				4		6		26	Зачет
1	Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.	2	1-4	2		2		8	
2	Основы химической кинетики.	2	5-9			2		8	Рейтинг-контроль №1
3	Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Электролиз. Коррозия металлов.	2	10-14	2		2		7	Рейтинг-контроль №2
4	Химия элементов. Металлы и неметаллы. Химия и экология.	2	15-18	2		2		8	Рейтинг-контроль №3
Всего за 2 семестр				6		8		31	Экзамен (27)
Итого по дисциплине				10		14		57	Зачет, экзамен

Содержание лекционных занятий по дисциплине

1 семестр

Раздел 1. Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических соединений.

Тема 1. Основные понятия химии.

Понятие химического элемента, простого и сложного вещества. Атомная единица массы. Атомная масса. Количество вещества – моль. Молярная и молекулярная масса. Валентность. Степень окисления. Эквивалент, мольная масса эквивалента. 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.

Тема 3. Номенклатура неорганических соединений.

Классы и номенклатура химических соединений

Раздел 2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества.

Тема 1. Квантово-механическая модель строения атома.

Квантово-механическая модель строения атома. 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. Межатомные и межмолекулярные взаимодействия. Виды химической связи. Ковалентная химическая связь. Свойства ковалентной связи. Ионная химическая связь. Свойства ионной связи. Металлическая связь. Свойства металлической связи. Водородная химическая связь и ее свойства.

2 семестр

Раздел 1. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.

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.

Раздел 3. Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы.

Тема 1. Электрохимические системы. Химические источники тока. Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы. Металлические электроды. Газовые электроды. Водородный электрод.

Тема 2. Расчет и измерение потенциалов электродов и ЭДС гальванических элементов.

Тема 3. Электролиз.

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

Тема 4. Коррозия металлов.

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

Раздел 4. Химия элементов. Металлы и неметаллы. Химия и экология.

Тема 1. Химия элементов (металлы).

Положение металлов в Периодической системе элементов. Характеристика металлов и их основных соединений. Распространенность и состояние металлов в природе. Физические, физико-химические и химические свойства металлов. Основные способы получения металлов.

Тема 2. Химия элементов (неметаллы)

Положение неметаллов в Периодической системе элементов. Характеристика неметаллов и их основных соединений.

Тема 3. Химия и экология

Проблемы защиты окружающей среды. Охрана атмосферы и гидросферы. Безотходные технологии. Комплексное использование сырья.

Содержание лабораторных занятий по дисциплине

1 семестр

Раздел 1. Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических соединений.

Тема 1. Основные понятия химии.

Лабораторная работа «Химические свойства классов неорганических соединений».

Раздел 3. Растворы. Общие свойства. Способы выражения концентрации.

Тема 1. Способы выражения концентрации растворов.

Лабораторная работа «Приготовление растворов различных концентраций».

Раздел 4. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды.

Тема 3. Равновесия в водных растворах электролитов.

Лабораторная работа «рН растворов».

2 семестр

Раздел 1. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.

Тема 2. Химическое равновесие.

Лабораторная работа «Химическое равновесие».

Раздел 2. Основы химической кинетики.

Тема 1. Основы химической кинетики.

Лабораторная работа «Скорость химических реакций».

Раздел 3. Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы.

Тема 1. Гальванические элементы.

Лабораторная работа «Гальванические элементы».

Раздел 4. Химия элементов. Металлы и неметаллы. Химия и экология.

Тема 1. Металлы и неметаллы.

Лабораторная работа "Химические свойства металлов и неметаллов"

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

5.1. Текущий контроль успеваемости

Текущий контроль осуществляется по результатам проведения следующих контрольных мероприятий:

1 семестр

Рейтинг – контроль 1.

1. Каковы основные закономерности распределения электронов в атоме. Приведите значения квантовых чисел всех электронов для конфигураций $5s^25p^3$.
2. Расположите элементы I, F, Cl, Br в ряд по возрастанию электроотрицательности атомов.
3. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Их изменение у элементов по периодам и группам.

Рейтинг – контроль 2.

1. Определите число связей в молекуле и укажите степень окисления и валентность кремния в соединении K_2SiO_3 .
2. Между молекулами каких из перечисленных веществ (H_2 , NH_3 , H_2O , HI) образуются водородные связи?
3. Сколько граммов $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ необходимо взять для приготовления 400 мл 0,2 н. раствора сульфата меди.

Рейтинг – контроль 3.

1. Рассчитать сколько граммов вещества необходимо взять для приготовления 600 мл 10% раствора CH_3COONa ($\rho = 1,098 \text{ г/см}^3$).
2. При сгорании 5,2 г металла образуется 9,84 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла
3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если 0,493 г хлорида этого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра.

2 семестр

Рейтинг – контроль 1.

1. Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Определите отношение массы оксида к массе металла.
2. Что такое степень диссоциации электролита?

Рейтинг – контроль 2.

1. В чем суть явления, называемого «ионной атмосферой» при диссоциации сильных электролитов?
2. Приведите формулы соединений, проявляющих в ОВР как окислительные, так и восстановительные свойства.

Рейтинг – контроль 3.

4. Рассчитайте pH 0,01 М раствора серной кислоты (коэффициент активности принять равным 1).
5. Определите массу NaOH, использованного для приготовления 200 мл раствора гидроксида натрия, если pH раствора равен 10.

5.2. Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины

1 семестр

Вопросы для подготовки к зачету

- Понятие элемента, простого и сложного вещества.
2. Атомная масса. Количество вещества – моль. Молярная масса, молярный объем.
 3. Валентность. Степень окисления. Эквивалент, молярная масса эквивалента.
- Закон эквивалентов.
4. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная эквивалентная концентрация растворенного вещества.
 5. Способы перехода от одних видов концентраций к другим.

6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.
7. Строение атома. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни. Число подуровней в энергетическом уровне.
8. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Гунда.
9. Периодическая система Д.И.Менделеева. Периодический закон. Структура Периодической системы: периоды, группы и подгруппы. Электронные формулы атомов. Металлы и неметаллы в Периодической системе.
10. Изменение в периодах и группах свойств элементов (радиусов атомов, электроотрицательности, сродства к электрону), окислительных и восстановительных свойств простых веществ.
11. Виды химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, водородная.
12. Механизмы образования ковалентной связи. Количественные характеристики и свойства ковалентной связи.
13. Гибридизация орбиталей. Геометрия молекул с различным типом гибридизации центрального атома.
14. Ионная связь. Степень ионности связи. Свойства ионной связи.
15. Водородная и металлическая связи и их свойства.
16. Общие свойства растворов. Закон Рауля.
17. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
18. Сильные электролиты. Активность ионов. Ионная сила растворов. Коэффициент активности.
19. Слабые электролиты. Константа диссоциации.
20. Кисотно-основные равновесия в водных растворах. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Кисотно-основные индикаторы.
21. Расчет pH растворов сильных кислот и оснований. Расчет pH растворов слабых кислот и оснований.
22. Гидролиз солей. Варианты гидролиза.
23. Степень гидролиза. Константа гидролиза.
24. Гидролиз солей, образованных ионами сильных кислот и слабых оснований.
25. Гидролиз солей, образованных ионами слабых кислот и сильных оснований.
26. Гидролиз солей, образованных ионами слабых кислот и слабых оснований.
27. Факторы, влияющие на скорость и направление гидролиза.
28. Понятие элемента, простого и сложного вещества.
29. Атомная масса. Количество вещества – моль. Молярная масса, молярный объем.
30. Валентность. Степень окисления. Эквивалент, молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов.
31. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, эквивалентная концентрация растворенного вещества).
32. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.
33. Строение атома. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни. Число подуровней в энергетическом уровне. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Гунда.
34. Периодическая система Д.И.Менделеева. Периодический закон. Структура Периодической системы: периоды, группы и подгруппы. Изменение в периодах и группах свойств элементов (радиусов атомов, электроотрицательности, сродства к электрону), окислительных и восстановительных свойств простых веществ. Электронные формулы атомов. Металлы и неметаллы в Периодической системе.

35. Виды химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая, водородная. Механизмы образования ковалентной связи. Количественные характеристики и свойства ковалентной связи.

36. Гибридизация орбиталей. Геометрия молекул с различным типом гибридизации центрального атома.

2 семестр

Вопросы для подготовки к экзамену

1. Ионная связь. Степень ионности связи. Свойства ионной связи.
2. Водородная и металлическая связи и их свойства.
3. Общие свойства растворов. Закон Рауля.
4. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
5. Сильные электролиты. Активность ионов. Ионная сила растворов. Коэффициент активности.
6. Слабые электролиты. Константа диссоциации.
7. Кислотно-основное равновесие в водных растворах. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Кислотно-основные индикаторы.
8. Расчет pH растворов сильных кислот и оснований. Расчет pH растворов слабых кислот и оснований.
9. Гидролиз солей. Константа гидролиза.
10. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, типы термодинамических систем, внутренняя энергия системы. Термодинамический процесс, виды процессов (изобарный, изохорный, изотермический).
11. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Энтропия системы. Второй закон термодинамики.
12. Свободная энергия Гиббса. Критерий самопроизвольности химической реакции. Определение по термодинамическим данным возможности протекания химической реакции в прямом и обратном направлении.
13. Химическое равновесие: признаки химического равновесия. Константа равновесия.
14. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления, концентраций веществ на состояние равновесия.
15. Константа скорости реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры. Условия химического равновесия.
16. Электрохимические процессы в гальванических элементах. Схемы гальванических элементов. Электродные реакции. Электродные потенциалы. ЭДС гальванического элемента.
17. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов.
18. Зависимость электродного потенциала от концентрации ионов в растворе. Уравнение Нернста. Расчет электродных потенциалов металлических электродов и водородного электрода.
19. Электролиз. Электродные реакции на аноде и катоде. Последовательность восстановления окислителей и окисления восстановителей. Электродные реакции при электролизе расплавов электролитов и водных растворов электролитов с инертными электродами.
20. Расчет массы продуктов электродных реакций на основании объединенного закона
21. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия: анодные и катодные процессы, зависимость типа деполяризации от соотношения электродных потенциалов металла и окислителей. Методы защиты от коррозии.
22. Классификация металлов и сплавов, их получение из руд. Физические и химические свойства металлов и неметаллов.

5.3. Самостоятельная работа обучающегося.

Самостоятельная работа – важнейшая составляющая образовательного процесса, определяющая в конечном итоге степень усвоения студентом теоретического материала. В процессе освоения курса Органическая химия самостоятельная работа заключается в следующем:

1. Подготовка к лекциям с использованием конспектов и рекомендованной литературы.
2. Подготовка к лабораторным занятиям и оформление отчетов по лабораторным работам с использованием рекомендованной литературы (учебного пособия для выполнения лабораторных работ).
3. Подготовка к текущему контролю (решение задач). Варианты заданий представлены в рекомендованных сборниках задач.
4. Изучение некоторых разделов дисциплины, которые в лекционном курсе не рассмотрены или рассмотрены недостаточно полно. При этом используется рекомендованная литература.
5. Подготовка к промежуточному контролю с использованием рекомендованной литературы, конспектов лекций, отчетов по лабораторным работам и согласно перечню вопросов для проведения промежуточного контроля.

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 «Окислительно-восстановительные реакции»

Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, указать окислитель, восстановитель и среду, степени окисления элементов окислителя и восстановителя, расставить коэффициенты в уравнениях реакций

1. Реакция взаимодействия перманганата калия с металлическим цинком в сернокислой среде
2. Реакция взаимодействия сульфита натрия с перманганатом калия в среде гидроксида калия
3. Реакция взаимодействия хромита калия с пероксидом водорода в сернокислой среде
4. Реакция взаимодействия сульфита калия с перманганатом калия в нейтральной среде
5. Реакция взаимодействия нитрита натрия с дихроматом натрия в сернокислой среде

Тема «Основы химической кинетики»

1. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ при увеличении концентрации газов в 2 раза?
 а) увеличится в 2 раза; б) увеличится в 4 раза
 в) увеличится в 8 раз; г) увеличится в 16 раз
2. Как изменится скорость реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ при уменьшении давления в системе в 3 раза?
 а) увеличится в 18 раз; б) уменьшится в 27 раз
 в) увеличится в 2 раза; г) уменьшится в 3 раза
3. Какие факторы позволят сдвинуть равновесие в сторону исходных продуктов в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$?
 а) увеличение концентрации азота; б) увеличение концентрации водорода
 в) увеличение концентрации аммиака; г) увеличение одновременно концентрации азота и водорода
4. Как изменится скорость реакции $\text{CCl}_4 + 2\text{F}_2 = \text{CF}_4 + 2\text{Cl}_2$ при увеличении концентрации CCl_4 и F_2 соответственно в 3 и в 8 раз?
 а) увеличится в 192 раза; б) увеличится в 24 раза
 в) увеличится в 96 раз; г) увеличится в 48 раз
5. Константа скорости химической реакции зависит :
 а) от природы реагирующих веществ; б) от температуры;
 в) от присутствия катализаторов; г) от всех вышеперечисленных факторов

Тема «Гальванические элементы»

1. Вычислить потенциал водородного электрона в растворе уксусной кислоты с концентрацией 0,1моль/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 CuSO₄ и NiSO₄ с концентрациями:

CuSO₄ (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,16$) и $C_m = 0,1$ моль/л;

NiSO₄ (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:

Pb / Pb (NO₃)₂, $C_m = 0,01$ моль/л, $\gamma = 0,7$ // AgNO₃, $C_m = 1$ 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 KBr:

- 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) В результате электролиза водного раствора HF водородный показатель:

- а) увеличился; б) уменьшился; в) остался без изменений.

5) 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 материалов (ФОМ) для проведения аттестации уровня сформированности компетенций обучающихся по дисциплине оформляется отдельным документом.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Книгообеспеченность

Наименование литературы: автор, название, вид издания, издательство	Год издания	КНИГООБЕСПЕЧЕННОСТЬ
		Наличие в электронном каталоге ЭБС
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	http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/6185
2. Кузурман В.А., Чернова О.Б, Диденко С.В. Учебное пособие по химии для студентов нехимических направлений ч. II. – Владимир: ВлГУ	2012	http://e.lib.vlsu.ru/handle/123456789/2377
3. Кузурман В.А., Диденко С.В., Задорожный И.В. Практикум по химии для студентов нехимических направлений. – Владимир: ВлГУ	2011	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	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	2008	https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785001017462.html
2. Глинка Н. Л. Общая химия : учебное пособие для вузов . — Ленинград : Химия	1984	https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785001017479.html

6.2. Периодические издания

6.3. 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>

7. 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. 433-1, 425-1, 405-1)

Рабочую программу составил:

ст. преподаватель кафедры химии



Диденко С.В.

Рецензент

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



Шабалина Е.А.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 28 от 16.05.22 года

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



Кухтин Б.А.

(ФИО, подпись)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена

на заседании учебно-методической комиссии направления 19.03.02. Продукты питания из растительного сырья

Протокол № 28 от 16.05.22 года

Председатель комиссии Трифонова Т.А., зав. кафедрой БиЭ



(ФИО, должность, подпись)