

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

«30» _____ 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки 19.03.02 Продукты питания из растительного сырья

Профиль/программа подготовки Технология хлеба, кондитерских и макаронных изделий

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	3/108	18		36	18	Экзамен (36)
Итого	3/108	18		36	18	Экзамен(36)

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 ВО

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

Код формируемых компетенций	Уровень освоения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине характеризующие этапы формирования компетенций (показатели освоения компетенции)
1	2	3
ПК - 5 Способность использовать в практической деятельности специализированные знания фундаментальных разделов физики, химии, биохимии, математики для освоения физических, химических, биохимических, биотехнологических, микробиологических, теплофизических процессов, происходящих при производстве	Частичное освоение	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 экспериментального исследования

продуктов питания из растительного сырья		
---	--	--

4. ОБЪЕМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единиц, 108 часов

№ п/п	Наименование тем разделов дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Объем учебной работы, с применением интерактив- ных методов (в часах/%)	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	СРС		
1.	Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических соединений	1	1-3	2		4	2	3/50	
2.	Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества	1	4-5	2			2	2/100	
3.	Растворы. Общие свойства. Способы выражения концентрации. Окислительно-восстановительные реакции	1	5-7	2		6	2	8/100	Рейтинг контроль №1
4.	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды.	1	8-9	4		6	2	5/50	
5.	Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.	1	10-12	2		6	4	4/50	Рейтинг контроль №2
6.	Основы химической кинетики.	1	13-14	2		4	2	3/50	
7.	Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Электролиз. Коррозия металлов.	1	15-16	2		4	2	6/100	
8.	Химия элементов. Металлы и неметаллы. Химия и экология.	1	17-18	2		6	2	4/50	Рейтинг контроль №3
Итого за 1 семестр				18		36	18	36/66	Экзамен
Итого по дисциплине				18		36	18	36/66	Экзамен

Содержание лекционных занятий по дисциплине

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.

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

Тема 1. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента.

Тема 2. Окислительно-восстановительные реакции.

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

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

Тема 1. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Тема 2. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.

Тема 3. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Раздел 5. 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 6. Основы химической кинетики.

Тема 1. Основы химической кинетики.

Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения.

Тема 2. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализаторы и ингибиторы.

Раздел 7. 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 8. 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

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».

Раздел 5. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.

Тема 2. Химическое равновесие.

Лабораторная работа «Химическое равновесие».

Раздел 6. Основы химической кинетики.

Тема 1. Основы химической кинетики.

Лабораторная работа «Скорость химических реакций».

Раздел 7. Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы.

Тема 1. Гальванические элементы.

Лабораторная работа «Гальванические элементы».

Раздел 8. Химия элементов. Металлы и неметаллы. Химия и экология.

Тема 1. Металлы и неметаллы.

Лабораторная работа "Химические свойства металлов и неметаллов"

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В преподавании дисциплины «Общая и неорганическая химия» используются разнообразные образовательные технологии как традиционные, так и с применением активных и интерактивных методов обучения: интерактивные лекции, групповые дискуссии, анализ и разбор конкретных ситуаций.

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

Текущий контроль успеваемости проводится по результатам проведения рейтинг-контроля по следующим контрольным вопросам:

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.
4. Определите число связей в молекуле и укажите степень окисления и валентность кремния в соединении K_2SiO_3 .
5. Между молекулами каких из перечисленных веществ (H_2 , NH_3 , H_2O , HI) образуются водородные связи?

Рейтинг – контроль 2.

1. Сколько граммов $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ необходимо взять для приготовления 400 мл 0,2 н. раствора сульфата меди.
2. Рассчитать сколько граммов вещества необходимо взять для приготовления 600 мл 10% раствора CH_3COONa ($\rho = 1,098 \text{ г/см}^3$).
3. При сгорании 5,2 г металла образуется 9,84 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.
4. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если 0,493 г хлорида этого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра.
5. Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Определите отношение массы оксида к массе металла.

Рейтинг – контроль 3.

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

ПРОМЕЖУТОЧНАЯ АТТЕСТАЦИЯ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ)

1. 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.
37. Ионная связь. Степень ионности связи. Свойства ионной связи.
38. Водородная и металлическая связи и их свойства.
39. Общие свойства растворов. Закон Рауля.
40. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
41. Сильные электролиты. Активность ионов. Ионная сила растворов. Коэффициент активности.
42. Слабые электролиты. Константа диссоциации.
43. Кисотно-основные равновесия в водных растворах. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Кислотно-основные индикаторы.
44. Расчет pH растворов сильных кислот и оснований. Расчет pH растворов слабых кислот и оснований.
45. Гидролиз солей. Константа гидролиза.
46. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, типы термодинамических систем, внутренняя энергия системы. Термодинамический процесс, виды процессов (изобарный, изохорный, изотермический).
47. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Энтропия системы. Второй закон термодинамики.
48. Свободная энергия Гиббса. Критерий самопроизвольности химической реакции. Определение по термодинамическим данным возможности протекания химической реакции в прямом и обратном направлении.
49. Химическое равновесие: признаки химического равновесия. Константа равновесия.
50. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления, концентраций веществ на состояние равновесия.
51. Константа скорости реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры. Условия химического равновесия.
52. Электрохимические процессы в гальванических элементах. Схемы гальванических элементов. Электродные реакции. Электродные потенциалы. ЭДС гальванического элемента.
53. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов.
54. Зависимость электродного потенциала от концентрации ионов в растворе. Уравнение Нернста. Расчет электродных потенциалов металлических электродов и водородного электрода.
55. 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.
56. Расчет массы продуктов электродных реакций на основании объединенного закона
57. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия: анодные и катодные процессы, зависимость типа деполяризации от соотношения электродных потенциалов металла и окислителей. Методы защиты от коррозии.
58. Классификация металлов и сплавов, их получение из руд. Физические и химические свойства металлов и неметаллов.

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

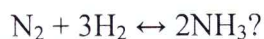
Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

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



- 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 0,1 моль/л. Степень диссоциации для заданной концентрации кислоты $\alpha = 0,013$.
а) $-0,168 \text{ В}$; б) $-0,153 \text{ В}$; в) $0,168 \text{ В}$; г) $-0,020 \text{ В}$.
2. Магниевую пластину поместили в раствор соли этого металла. Измеренный потенциал Mg оказался равным $-2,40 \text{ В}$. 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) $0,234 \text{ В}; -0,36 \text{ В}$; б) $0,234 \text{ В}; 0,3 \text{ В}$; в) $0,234 \text{ В}; -0,3 \text{ В}$; г) $0,286 \text{ В}; -0,3 \text{ В}$.
4. Вычислить ЭДС гальванического элемента:
 $\text{Pb} / \text{Pb}(\text{NO}_3)_2, C_M = 0,01 \text{ моль/л}, \gamma = 0,7 // \text{AgNO}_3, C_M = 1 \text{ моль/л}, \gamma = 0,8 / \text{Ag}$.
Составить уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде работающего элемента.
а) $0,982 \text{ В}$; б) $1,04 \text{ В}$; в) $0,6 \text{ В}$; г) $0,54 \text{ В}$.
5. Вычислить ЭДС следующей гальванической цепи
 $\text{Ag} / 0,01 \text{ M AgNO}_3 // 0,1 \text{ M AgNO}_3 / \text{Ag}$
 $f = 0,9$ $f = 0,72$
а) $-0,059 \text{ В}$; б) 0 В ; в) $0,029 \text{ В}$; г) $0,059 \text{ В}$.

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 SnCl_2 на аноде выделилось $4,48 \text{ л}$ хлора (н.у.). Найти массу выделившегося на катоде олова:
а) $23,7 \text{ г}$ б) $11,85 \text{ г}$ в) $5,925 \text{ г}$ г) $47,4 \text{ г}$
- 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 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. I. – 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 нехимических направлений ч. II. – Владимир: ВлГУ	2012	219	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	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	11	-
	2003	14	-
	2004	4	-
	2005	11	-
	2007	15	-
	2008	1	-
2. Глинка Н. Л. Общая химия : учебное пособие для вузов . — Ленинград : Химия	1984	49	-

7.2. Периодические издания

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. 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 № 27 от 25.06.18 года

Заведующий кафедрой Биологии и Экологии профессор, д.б.н.

Т.А.Трифорова



(ФИО, подпись)

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на 19/20 учебный год

Протокол заседания кафедры № 26 от 17.06.19 года

Заведующий кафедрой _____
МФ

Рабочая программа одобрена на 20/21 учебный год

Протокол заседания кафедры № 22 от 03.06.20 года

Заведующий кафедрой _____
МФ

Рабочая программа одобрена на 21/22 учебный год

Протокол заседания кафедры № 31 от 28.06.21 года

Заведующий кафедрой _____
МФ

ЛИСТ РЕГИСТРАЦИИ ИЗМЕНЕНИЙ

в рабочую программу дисциплины

Общая и неорганическая химия

образовательной программы направления подготовки 19.03.02 «Продукты питания из растительного сырья», 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