

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

УТВЕРЖДАЮ:
Директор института
биологии
и экологии
Смирнова Н.Н.
2021 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Общая и неорганическая химия»

направление подготовки / специальность

06.03.01 «Биология»

направленность (профиль) подготовки

«Общая биология»

г. Владимир

2021

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» являются:

- изучение химических систем, основных понятий и фундаментальных законов химии с позиций современной науки;
- 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

Задачи дисциплины:

- изучение основных понятий и законов химии;
- закрепление полученных знаний при решении задач;
- формирование навыков применения теоретических знаний в ходе выполнения лабораторных работ и при решении расчетных задач.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана.

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	
ОПК-6 Способен использовать в профессиональной деятельности основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии, применять методы математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований, приобретать новые математические и естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии	ОПК-6.1 Использует основные концепции и методы, современные направления математики, физики, химии и наук о Земле, актуальные проблемы биологических наук и перспективы междисциплинарных исследований ОПК-6.2 Реализует навыки проведения лабораторной работы и методы химии, физики, математического моделирования и математической статистики в профессиональной деятельности ОПК-6.3 Использует методы статистического оценивания и проверки гипотез, прогнозирования перспектив и социальных последствий своей профессиональной деятельности	<i>Знать</i> : основные понятия и законы химии, принципы научного наблюдения химических явлений и методы измерения физико-химических величин. <i>Уметь</i> : использовать основные методы химического исследования веществ и соединений в профессиональной деятельности. <i>Владеть</i> : навыками выполнения измерений и статистической обработки данных в химическом эксперименте.	Вопросы

<p>УК-8 Способен создавать и поддерживать безопасные условия жизнедеятельности, в том числе при возникновении чрезвычайных ситуаций</p>	<p>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 применять меры по ее предупреждению; оказывать первую помощь в чрезвычайных ситуациях УК-8.3. Владеет методами прогнозирования возникновения опасных и чрезвычайных ситуаций; навыками применения основных методов защиты в условиях чрезвычайных ситуаций</p>	<p><i>Знает</i> нормы техники безопасности и свод правил с химическими веществами и реагентами, а также с лабораторным оборудованием; <i>Умеет</i> выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам и нормам безопасности, уметь реализовать их в лабораторных и технологических условиях; <i>Владеет</i> способностью применять основные естественнонаучные законы и закономерности химической науки при прогнозировании опасных ситуаций.</p>	<p>Вопросы</p>
---	---	---	----------------

4. ОБЪЕМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единиц, 144 часа

**Тематический план
форма обучения – очная**

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником				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	1-3	4		6	3	4	
2.	Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества	1	2-6	8		6	2	10	Рейтинг контроль №1
3.	Растворы. Общие свойства. Способы выражения концентрации. Окислительно-восстановительные реакции	1	7-8	4		4	2	6	
4.	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды.	1	9-10	4		4	2	6	
5.	Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.	1	11-12	4		4	2	6	Рейтинг контроль №2
6.	Основы химической кинетики.	1	13-14	4		4	2	5	
7.	Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы.	1	15-16	4		4	2	6	
8.	Электролиз. Коррозия металлов.	1	17-18	4		4	2	2	Рейтинг контроль №3
Всего за 1 семестр				36		36		45	зачет
Наличие в дисциплине КП/КР									
Итого по дисциплине				36		36		45	зачет

Содержание лекционных занятий по дисциплине

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

Тема 1. Основные понятия химии.

Содержание темы. Понятие химического элемента, простого и сложного вещества. Атомная единица массы. Атомная масса. Количество вещества – моль. Молярная и молекулярная масса. Валентность. Степень окисления. Эквивалент, молярная масса эквивалента. Моль – единица количества вещества.

Тема 2. Основные законы химии.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента.

Тема 2. Окислительно-восстановительные реакции.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. Сильные и слабые электролиты.

Тема 2. Степень диссоциации. Константа диссоциации.

Содержание темы. Закон разбавления Оствальда. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости.

Тема 3. Электролитическая диссоциация воды.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. 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.

Содержание темы. Расчет состава равновесных смесей. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 6. Основы химической кинетики.

Тема 1. Основы химической кинетики.

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

Тема 2. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа.

Содержание темы. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализаторы и ингибиторы.

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

Тема 1. Электрохимические системы. Химические источники тока.

Содержание темы. Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы. Металлические электроды. Газовые электроды. Водородный электрод.

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

Раздел 8. Электролиз. Коррозия металлов.

Тема 1. Электролиз.

Сущность электролиза. Электролиз растворов и расплавленных сред.

Содержание темы. Законы Фарадея. Применение электролиза.

Тема 2. Коррозия металлов.

Типы коррозионных разрушений. Химическая и электрохимическая коррозия.

Содержание темы. Способы защиты металлов от коррозии.

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».

Тема 2. Основные законы химии.

Лабораторная работа «Определение эквивалентной массы простых и сложных веществ».

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. Электролиз. Коррозия металлов.

Тема 1. Электролиз.

Лабораторная работа «Электролиз».

Тема 2. Коррозия металлов.

Лабораторная работа «Коррозия металлов».

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

Рейтинг – контроль 1.

1. Дать названия следующим соединениям:
CuO, MgS, HMnO₄, HBr, LiOH, Al(HSO₄)₃, SnOHNO₃, FeCl₃.
2. Написать химические формулы следующих соединений:
оксид железа (II), сульфид никеля (II), гидроксид бария, марганцовая кислота, гидросульфит алюминия, циановодородная кислота, дихромат калия, нитрат гидроксид хрома (III).
3. Приведите формулировку закона Авогадро.
4. Раскройте понятие эквивалента, молярная масса эквивалента для различных классов химических соединений.
5. При сгорании 5,2 г металла образуется 9,84 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла
6. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если 0,493 г хлорида этого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра.
7. Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Определите отношение массы оксида к массе металла.
8. Каковы основные закономерности распределения электронов в атоме. Приведите значения квантовых чисел всех электронов для конфигураций 5s²5p³.
9. Расположите элементы I, F, Cl, Br в ряд по возрастанию электроотрицательности атомов.
10. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Их изменение у элементов по периодам и группам.
11. Определите число связей в молекуле и укажите степень окисления и валентность кремния в соединении K₂SiO₃.
12. Между молекулами каких из перечисленных веществ (H₂, NH₃, H₂O, HI) образуются водородные связи?

Рейтинг – контроль 2.

1. Сколько граммов CuSO₄·5H₂O 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 CH₃COONa (ρ = 1,098 г/см³).
3. Приведите определение стандартной энтропии образования вещества.

4. Определите стандартную энтальпию образования N_2O , если известна стандартная энтальпия образования CO_2 (-393,3 кДж/моль) и стандартная энтальпия реакции:
 $C(гр) + 2N_2O(г) = CO_2(г) + 2N_2(г)$, где $\Delta H_0(р-ции) = -556,5$ кДж
5. Рассчитайте тепловой эффект реакции по известным тепловым эффектам других реакций
- | Реакция | ΔH кДж/моль |
|---|---------------------|
| $C(графит) + H_2O(г) = CO(г) + H_2(г)$ | ? |
| $C(графит) + O_2(г) = CO_2(г)$ | 405,8 |
| $CO(г) + \frac{1}{2} O_2(г) = CO_2(г)$ | 284,5 |
| $H_2(г) + \frac{1}{2} O_2(г) = H_2O(г)$ | 246,8 |
6. Какие факторы будут способствовать увеличению скорости реакции
 $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$?
7. В момент равновесия системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрации веществ составляют $[N_2]_p = 3$ моль/л; $[H_2]_p = 9$ моль/л; $[NH_3]_p = 4$ моль/л. Какова была исходная концентрация азота?
8. 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?
8. Вычислить рН 0,04 %-ного раствора $NaOH$ ($\rho = 1$ г/мл). Как изменится рН при разбавлении раствора равным объемом воды? Коэффициент активности принять равным единице.
9. Определите массу $NaOH$, использованного для приготовления 200 мл раствора гидроксида натрия, если рН раствора равен 10.
10. Вычислить молярную концентрацию раствора H_2SO_4 , если рН раствора равен. Как изменится рН раствора при разбавлении раствора в 10 раз? Коэффициент активности принять равным 1.
11. Приведите формулы соединений, проявляющих в ОВР как окислительные, так и восстановительные свойства.

Рейтинг – контроль 3.

1. Вычислить ЭДС и написать схему гальванического элемента, составленного из электродов:
 1) $Pt, H_2 \mid 0,03M HNO_2 \quad \alpha = 21\%$
 2) $Zn \mid 0,2н. \quad ZnCl_2 \quad \gamma = 0,5$
 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. Вычислить ЭДС и написать схему гальванического элемента, составленного из электродов:
 1) $Pt, H_2 \mid$ раствор с рН = 11
 2) $Ag \mid 0,001 н. AgNO_3 \quad \gamma = 1$
 Полученные результаты использовать при ответе на следующие два вопроса.
5. Какая реакция будет протекать на аноде при замыкании внешней цепи указанного в 4-м вопросе гальванического элемента?
6. Какая реакция будет протекать на катоде при замыкании внешней цепи указанного в 4-м вопросе гальванического элемента?
7. Как изменяется рН раствора в прикатодном пространстве при электролизе водного раствора хлорида калия?
8. Какой процесс протекает на графитовом аноде при электролизе водного раствора $NaOH$?

9. Через раствор нитрата двухвалентного металла пропустили ток силой 2А в течении 40 мин., при этом выделилось 4,992 г металла. Назвать соль.
10. Сколько граммов гидроксида калия образовалось у катода при электролизе K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н.у.)
11. 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?
 $E_{Fe} = -0,161 \text{ В}$; $E_{Cu} = +0,027 \text{ В}$; $E_{Ni} = -0,128 \text{ В}$.
12. В 0,1 н. растворе соляной кислоты опущены по отдельности медная, серебряная и золотая проволоки. Какая проволока будет корродировать с водородной деполаризацией?
 $E_{Cu} = +0,154 \text{ В}$; $E_{Au} = +0,348 \text{ В}$; $E_{Ag} = +0,277 \text{ В}$; $E_{H_2} = -0,059 \text{ В}$.
13. В какой среде при нарушении оловянного покрытия железо будет защищено более надежно
 а) 0,1 н. HCl; б) 0,1 н. NaCl; в) 0,1 н. NaOH?

5.2. Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины (экзамен)

Контрольные вопросы для подготовки к экзамену.

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: поляризуемость, направленность, насыщаемость.
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. Кислотно-основные равновесия в водных растворах. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Кислотно-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.

5.3. Самостоятельная работа обучающегося.

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 0,1моль/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 $-2,40\text{В}$. 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 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, $\gamma = 0,7$ // $\text{AgNO}_3, C_m = 1$ 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
 $\text{Ag} / 0,01\text{М AgNO}_3 // 0,1\text{М AgNO}_3 / \text{Ag}$
 $f = 0,9$ $f = 0,72$
 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 SnCl_2 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. I. – 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	2015	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	2003	http://index.www1.vlsu.ru/cgi-bin/zgate.exe?present+94144+default+9+1+F+1.2.840.10003.5.102+rus	
	2004	http://index.www1.vlsu.ru/cgi-bin/zgate.exe?present+94144+default+8+1+F+1.2.840.10003.5.102+rus	
	2005	http://index.www1.vlsu.ru/cgi-bin/zgate.exe?present+94144+default+7+1+F+1.2.840.10003.5.102+rus	
	2007	http://index.www1.vlsu.ru/cgi-bin/zgate.exe?present+94144+default+20+1+F+1.2.840.10003.5.102+rus	
2. Глинка Н. Л. Общая химия : учебное пособие для вузов . – Москва : Интеграл-Пресс	2004	http://index.www1.vlsu.ru/cgi-bin/zgate.exe?present+94144+default+11+1+F+1.2.840.10003.5.102+rus	


6.2. 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 практического типа, для самостоятельной работы, а также текущего контроля и промежуточной аттестации.

Рабочую программу составил доцент кафедры химии, к.х.н. Чернова О.Б. _____



Рецензент

Россельхознадзор ФГБУ «ВГНКИ», главный сотрудник отдела научного планирования и НИР,
к.х.н. Лаврухина О.И. _____

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры «Химия»

Протокол № 10 от 25.06.2021 года

Заведующий кафедрой д.х.н., проф. Кухтин Б.А. _____

(ФИО, подпись)



Рабочая программа рассмотрена и одобрена

на заседании учебно-методической комиссии направления _____

Протокол № ____ от _____ года

Председатель комиссии _____

(ФИО, должность, подпись)

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на 20____ / 20____ учебный года

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на 20____ / 20____ учебный года

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на 20____ / 20____ учебный года

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

ЛИСТ РЕГИСТРАЦИИ ИЗМЕНЕНИЙ

в рабочую программу дисциплины
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

образовательной программы направления подготовки 06.03.01 «Биология», направленность:
«Общая биология»

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

Заведующий кафедрой _____ / _____
Подпись ФИО

АННОТАЦИЯ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

Направление подготовки (специальность)	06.03.01 «Биология»
Направленность (профиль) подготовки	«Общая биология»
Цель освоения дисциплины	Изучение химических систем, основных понятий и фундаментальных законов химии с позиций современной науки; 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.
Общая трудоемкость дисциплины	4 зачетных единицы, 144 часа
Форма промежуточной аттестации	экзамен
Краткое содержание дисциплины:	1. Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических 2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества. 3. Растворы. Общие свойства. Способы выражения концентрации. 4. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды. 5. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие.

Аннотацию рабочей программы составил доцент кафедры химии, к.х.н. Чернова О.Б.
(ФИО, должность, подпись)

