

2014

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



Проректор

по учебно-методической работе

А.А. Панфилов

« 10 » 11 2014 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки: 06.03.01 «Биология»

Профиль подготовки: Общая биология

Уровень высшего образования: бакалавриат

Форма обучения: очная

Семестр	Трудоем- кость зач. ед.(час)	Лек- ций, час.	Практич. занятий, час.	Лаборат. работ, час.	СРС, час.	Форма промежуточного контроля (экз./зачет)
1	3(108)	18	-	36	18	Экзамен (36)
Итого	3(108)	18	-	36	18	Экзамен (36)

Владимир

2014

Handwritten signature

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Химия» являются: ознакомление студентов с концептуальными основами химии как современной комплексной науки, изучающей закономерности протекания химических процессов взаимодействия веществ; 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;
- осознание роли химии в процессе охраны окружающей среды.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина относится к базовой части учебного плана.

Данный курс опирается на знания, полученные студентами при изучении физики и математики. Полученные студентами знания необходимы при изучении дисциплин, как базовой части, так и вариативной части учебного плана.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие общепрофессиональные и общекультурные компетенции:

- способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения (ОПК-2).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

1) знать основные химические понятия и законы, химические элементы и их соединения; сведения о свойствах неорганических и органических соединений (ОПК-2);

2) уметь использовать свойства химических веществ и прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности (ОПК-2);

3) владеть навыками практического применения законов химии (ОПК-2).

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ "ХИМИЯ"

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетные единицы, 108 часов.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)						Объем учебной работы с применением интерактивных методов (в часах / %)	Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра), форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	Контрольные работы,	СРС	КП / КР		
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	
1	Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических и органических соединений.	1	1	2		4		2		2/33,33	
2	Периодическая система. Современная формулировка периодического закона. Химическая связь и строение вещества.	1	3	2		4		2		2/33,33	Рейтинг-контроль №1
3	Основы химической термодинамики.	1	5	2		4		2		2/33,33	
4	Химическое и фазовое равновесие. Обратимость химических процессов. Классификация фазовых равновесий.	1	7	2		4		2		2/33,33	Рейтинг-контроль №2
5	Химические системы. Растворы. Кислотно-основные процессы в растворах. Дисперсные системы.	1	9	2		4		2		2/33,33	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	
6	Основы электрохимии. Химические источники тока. Электролиз. Коррозия металлов.	1	11	2		4		2		2/33,33	Рейтинг-контроль №3
7	Химия элементов (металлы)	1	13	2		4		2		2/33,33	
8	Химия элементов (неметаллы)	1	15	2		4		2		2/33,33	
9	Химия и экология	1	17	2		4		2		2/33,33	
Всего				18		36		18		18/33,33	Экзамен(36)

Содержание курса

1. Основные понятия и законы химии

1.1. Основные понятия химии.

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

1.2. Основные законы химии.

Законы стехиометрии. Газовые законы. Закон эквивалентов.

1.3. Номенклатура неорганических и органических соединений.

Классификация неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Классификация органических соединений. Номенклатура алканов.

2. Периодическая система и химическая связь

2.1 Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Атом как сложная система. Структура ядра: протоны и нейтроны. Электрон. Корпускулярно-волновые свойства электрона.

Квантовые числа. Структура электронных оболочек. Распределение электронов на уровнях и подуровнях. Правила Клечковского.

Основные закономерности распределения электронов в атоме.

Структурные и структурно-графические формулы.

Современная формулировка периодического закона. Структура современной периодической системы. Период. Группа. Типические элементы. Электронные аналоги.

Энергия ионизации, сродство к электрону. Электроотрицательность.

Изменение основных характеристик атомов по периодам и группам.

s-, p-, d- и f- элементы. Валентные электроны.

2.2. Химическая связь и строение вещества.

Понятие химической связи. Природа химической связи. Виды химической связи. Основные характеристики химической связи.

Ковалентная и ионная связь: образование связи, характеристика связи, сравнение ковалентной и ионной связи.

2.3. Водородная связь. Донорно-акцепторная связь. Металлическая связь.

3. Основы химической термодинамики

Термодинамическая система, фаза, классификация систем.

Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартное состояние вещества.

Закон Гесса. Основы термодинамики. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергетика химических процессов.

4. Химическое и фазовое равновесие

4.1. Обратимость химических процессов. Константа равновесия. Влияние внешних и внутренних факторов на равновесие. Принцип Ле-Шателье-Брауна.

4.2. Химическая кинетика и катализ.

Основные уравнения кинетики. Константа скорости. Факторы, влияющие на скорость химической реакции, кинетика простых и сложных реакций.

Влияние температуры на скорость реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Температурный коэффициент скорости реакции.

Кинетика гетерогенных процессов. Гомогенный и гетерогенный катализ.

5. Химические системы

Способы выражения концентрации растворов. Кислотно-основные процессы в растворах. Электролиты и неэлектролиты, сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации. Константа диссоциации, степень диссоциации. Активная концентрация.

Водородный показатель pH. Ионное произведение воды. Понятие об индикаторах. Окислительно-восстановительные процессы в растворах. Окислители и восстановители. Среда реакции. Метод электронного баланса.

6. Электрохимические системы

6.1. Химические источники тока.

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

6.2. Электролиз.

Сущность электролиза. Электролиз растворов и расплавленных сред. Законы Фарадея. Применение электролиза. Получение газов (водорода, кислорода, хлора и др.) методом электролиза.

6.3. Коррозия металлов.

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

7. 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.

8. Химия элементов (неметаллы)

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

9. Химия и экология

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

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

Преподнесение теоретического материала осуществляется как в виде устных лекций, так и с применением электронных средств обучения.

В качестве демонстрационного материала используются Периодическая система Д.И. Менделеева и другие справочные материалы.

Некоторые разделы теоретического курса рассматриваются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задание на изучение нового материала до его изложения на лекции.

Для лучшего освоения теоретических основ в процессе изучения дисциплины используются лабораторные работы, позволяющие наглядно представить многие химические процессы. Групповая работа в химической лаборатории стимулирует согласованное взаимодействие между студентами, отношения взаимной ответственности и сотрудничества. Лабораторные работы выполняются по «Лабораторному практикуму по химии», разработанному применительно для студентов нехимического профиля. Полученные экспериментальные данные записываются студентами в рабочую тетрадь. По итогам каждой лабораторной работы студент оформляет письменный отчет.

Наличие такого практикума позволяет студентам заранее подготовиться к собеседованию или тестированию при «защите» конкретной лабораторной работы.

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

Для текущего контроля успеваемости студентов используются рейтинг-контроль, а также проверочные работы (тесты) для контроля самостоятельной работы. Промежуточной аттестацией по итогам освоения дисциплины является экзамен.

Примеры заданий для проведения рейтинг-контроля:

Рейтинг-контроль №1

1. Вычислить молярную массу эквивалента металла, если 0,493 г хлорида этого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра.
2. Сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 400 мл 0,2 н. раствора сульфата меди?
3. Расставить коэффициенты в уравнениях реакций, указать окислитель и восстановитель:
 H_2SO_4 (разб.) + Mg \rightarrow H_2S +
 MnSO_4 + KClO_3 + KOH \rightarrow

Рейтинг-контроль №2

1. При сгорании металла массой 5 г образуется оксид металла массой 9,41 г. Определите эквивалентную массу металла.
а) 9 г/моль б) 8 г/моль в) 13 г/моль г) 6 г/моль
2. В лаборатории имеется раствор с массовой долей гидроксида натрия 25%, плотность которого равна 1,27 г/мл. Рассчитайте его объем, который надо смешать с водой, чтобы получить 500 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 8% (плотность, 1,09 г/мл)
а) 137,3 мл б) 140,1 мл в) 130,9 мл г) 126,8 мл
3. Сумма коэффициентов в уравнение реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ равна:
а) 13 б) 20 в) 15 г) 9

4. Как изменяется при необратимых процессах энтропия :
- а) не изменяется б) ее изменение всегда положительно в) ее изменение всегда отрицательно
5. Термодинамический потенциал, убыль которого в квазистатическом изотермическом процессе равна работе, совершённой системой над внешними телами называется
- а) свободной энергией Гиббса б) свободной энергией Гельмгольца
в) энтальпией г) энтропией
6. Скорость реакции $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ повысится при
- а) повышении давления или понижении температуры
б) понижении температуры или понижении давления
в) измельчении пирита или повышении температуры
г) измельчении пирита или повышении концентрации SO_2
7. В какую сторону сместится равновесия при повышении давления в уравнении реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
- а) вправо б) влево в) не изменяется
8. Определите рН раствора, в 1 дм^3 которого содержится гидроксид натрия массой $0,1\text{ г}$. Диссоциацию щелочи считать полной.
- а) 6,8 в) 11,4 б) 13,5 г) 1,89
9. Если металл расположен в электрохимическом ряду после водорода (т.е. от Cu до Au включительно), то при электролизе раствора соли такого металла:
- а) восстанавливается сам металл
б) на катоде будут восстанавливаться молекулы воды с образованием водорода
в) восстанавливаться будет и сам металл, и молекулы воды
10. Вторая ступень гидролиза Na_3PO_4 соответствует уравнению реакции:
- а) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$ б) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$
в) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH}$
11. Какое физико-химическое изменение претерпевает металл при коррозии:
- а) окисление б) восстановление в) образование сложного комплекса
12. Тривиальное название гексадекановой кислоты :
- а) стеариновая б) капроновая в) пальмитиновая г) акриловая
13. Какая химическая связь в соединении BaAl_4
- а) металлическая б) ионная в) ковалентная не полярная г) ковалентная полярная
14. Сколько протонов, электронов и нейтронов содержится в ионе фосфора (+5)
- а) $15\text{p}^+ 15\text{e}^- 16\text{n}^0$ б) $15\text{p}^+ 10\text{e}^- 16\text{n}^0$ в) $10\text{p}^+ 10\text{e}^- 16\text{n}^0$ г) $15\text{p}^+ 10\text{e}^- 15\text{n}^0$
15. В ряду элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Cl}$ увеличивается
- а) радиусы атомов б) число занятых электронами слоев
в) металлические свойства г) не металлические свойства
16. Какое из данных веществ является слабым электролитом
- а) NaCl б) HNO_2 в) HCl г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

17. Из щелочных металлов, сгорая в кислороде, обычный оксид образует только
а) натрий б) калий в) литий г) рубидий

18. Азот в различных степенях окисления образует с кислородом пять оксидов: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5 . Наиболее устойчив из них
а) NO_2 б) N_2O_3 в) N_2O г) NO

19. Для d-элемента марганца характерна электронная конфигурация
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

20. Перечислите, в каких трех физических состояниях могут находиться не
закристаллизованные полимеры.

Рейтинг-контроль №3

1. Вычислить э.д.с. и написать схему гальванического элемента, составленного из электродов:

1) $Pt, H_2 \mid 0,01n \text{ HNO}_2 \quad \alpha = 21\%$

2) $Zn \mid 0,2M \text{ ZnCl}_2 \quad f = 0,5$

Полученные результаты использовать при ответе на 2-й и 3-й вопросы.

2. Какая реакция будет протекать на аноде при замыкании внешней цепи гальванического элемента, указанного в 1-м вопросе?

3. Какая реакция будет протекать на катоде при замыкании внешней цепи гальванического элемента, указанного в 1-м вопросе?

4. Как изменяется pH раствора в прикатодном пространстве при электролизе водного раствора хлорида калия?

5. Какой процесс протекает на графитовом аноде при электролизе водного раствора KOH?

6. Вычислить электрохимический эквивалент хлора в л/(А* час)

7. Через раствор нитрата двухвалентного металла пропустили ток силой 2А в течении 40 мин., при этом выделилось 4,992 г металла. Назвать соль.

8. Железные изделия при никелировании покрывают сначала медью, а потом никелем. Какой процесс протекает на аноде при повреждении этого двухслойного покрытия в 0,1 н. растворе гидроксида натрия?

$E_{Fe} = -0,161 \text{ В}; \quad E_{Cu} = +0,027 \text{ В}; \quad E_{Ni} = -0,128 \text{ В}.$

9. В 0,1 н. растворе соляной кислоты опущены по отдельности медная, серебряная и золотая проволоки. Какая проволока будет корродировать с водородной депполяризацией?

$E_{Cu} = +0,154 \text{ В}; \quad E_{Au} = +0,348 \text{ В};$

$E_{Ag} = +0,277 \text{ В}; \quad E_{H_2} = -0,059 \text{ В}$

10. В какой среде при нарушении оловянного покрытия железо будет защищено более надежно - 0,1 н. HCl; 0,1 н. NaCl; 0,1 н. NaOH ?

Контрольные вопросы для проведения промежуточной аттестации (экзаменационные вопросы):

1. Понятие элемента, простого и сложного вещества.
2. Атомная единица массы.
3. Атомная масса.
4. Количество вещества - моль.
5. Молярная и молекулярная масса.
6. Валентность.
7. Степень окисления.
8. Эквивалент, мольная масса эквивалента.
9. Законы стехиометрии.
10. Газовые законы.
11. Закон эквивалентов.
12. Строение атома.
13. Квантово-механическая модель атома.
14. Атом как сложная система.
15. Структура ядра: протоны и нейтроны.
16. Электрон.
17. Структурные и структурно-графические формулы.
18. Современная формулировка периодического закона.
19. Структура современной периодической системы.
20. Период, группа.
21. Типические элементы.
22. Электронные аналоги.
23. Энергия ионизации, сродство к электрону.
24. Электроотрицательность.
25. Изменение основных характеристик атомов по периодам и группам.
26. Типы взаимодействия молекул.
27. Природа химической связи.
28. Основные виды химической связи: ковалентная, ионная.
29. Основные характеристики химической связи.
30. Энергия, длина, направленность, насыщаемость, полярность.
31. Термодинамическая система, фаза, классификация систем.
32. Внутренняя энергия и энтальпия.
33. Законы Гесса.
34. Энтальпия образования химических соединений.
35. Энтропия и ее изменение в химических процессах.
36. Энергия Гиббса.
37. Зависимость скорости хим. реакции от концентрации и температуры.
38. Константа скорости реакции.
39. Скорость гетерогенных химических реакций.
40. Химическое и фазовое равновесие.
41. Обратимость химических процессов.
42. Влияние внешних и внутренних факторов на равновесие.
43. Условия самопроизвольного протекания химических реакций.
44. Условия химического равновесия.
45. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими параметрами.
46. Принцип Ле-Шателье-Брауна.
47. Понятие о растворах и других дисперсных системах.
48. Способы выражения концентрации растворов.
49. Понятие об электролитах.
50. Электролитическая диссоциация, ее механизм и принципы.
51. Свойства растворов электролитов.

52. Гидролиз солей.
53. Электродные потенциалы. Гальванические элементы.
54. Понятие об электродных потенциалах. Уравнение Нернста.
55. Измерение электродных потенциалов.
56. Ряд стандартных электродных потенциалов.
57. Водородный электрод. Ряд напряжений металлов.
58. Гальванические элементы. ЭДС гальванических элементов.
59. Химические источники тока (ХИТ).
60. Основные виды коррозии.
61. Химическая и электрохимическая коррозия.
62. Методы защиты металлов от коррозии.
63. Легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия.
64. Электролиз. Законы Фарадея.
65. Сущность электролиза. Электролиз растворов и расплавов.
66. Анодное окисление, катодное восстановление.
67. Классификация металлов и сплавов, их получение из руд.
68. Физические и химические свойства металлов.

Вопросы для проведения контроля самостоятельной работы:

1. Межмолекулярное взаимодействие.
2. Влияние типа химической связи на свойства веществ.
3. Общее понятие о других видах химической связи.
4. Гомогенный катализ.
5. Цепные реакции.
6. Физические методы ускорения химических реакций.
7. Растворимость.
8. Изменение энтальпии при растворении.
9. Фазовые превращения в растворах. Законы Рауля.
10. Осмотическое давление. Законы Вант-Гоффа.
11. Кристаллическое строение металлов, металлическая связь.

Примеры тестовых заданий для контроля самостоятельной работы:

раздел «Общие свойства растворов»

1. могут сосуществовать в растворе пары веществ:
а) NaOH, Ca(OH)₂ б) LiOH, CO₂ в) SO₂, Ba(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 K₂Cr₂O₇ 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. если внести каплю раствора поваренной соли в почти бесцветное пламя газовой горелки, оно окрасится
 а) в красный цвет б) в желтый цвет в) в зеленый цвет г) цвет не изменится
6. хлорид-ионы образуются при растворении в воде вещества, имеющего формулу
 а) Cl_2 б) MgCl_2 в) AgCl г) CCl_4
7. к какому типу растворов принадлежит раствор водорода в платине?
 а) жидкий б) твердый в) газообразный

раздел «Номенклатура неорганических и органических 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. Хлорноватая кислота является гидратом следующего оксида:
 а) Cl_2O б) Cl_2O_3 в) Cl_2O_5 г) Cl_2O_7
4. Число изомерных алкенов, имеющих состав C_5H_{10} (с учетом геометрической изомерии):
 а) 4 б) 5 в) 6 г) 7
5. Число атомов в молекуле хромовой кислоты равно:
 а) 4 б) 5 в) 6 г) 7

раздел «Гальванические элементы»

1. Вычислить потенциал водородного электрона в растворе уксусной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Степень диссоциации для заданной концентрации кислоты $\alpha = 0,013$.
 а). - 0,168 В; б). - 0,153 В; в). 0,168 В; г). - 0,020 В.
2. Магниевую пластину поместили в раствор соли этого металла. Измеренный потенциал Mg оказался равным -2,40В. Вычислить активную концентрацию ионов Mg в растворе в моль/л.
 а). $3,46 \cdot 10^{-2}$ моль/л; б). 0,25 моль/л; в). $4,17 \cdot 10^{-2}$ моль/л; г). $6,91 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
3. Вычислить потенциалы медных и никелевых электродов, погруженных в растворы CuSO_4 и NiSO_4 с концентрациями:
 CuSO_4 (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,16$) и $C_m = 0,1$ моль/л;
 NiSO_4 (коэффициент активности ионов $\gamma = 0,15$) и $C_m = 0,1$ моль/л.
 а). 0,234 В; - 0,36 В; б). 0,234 В; 0,3 В; в). 0,234 В; - 0,3 В; г). 0,286 В; -0,3 В.
4. Вычислить ЭДС гальванического элемента:
 $\text{Pb} / \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $C_m = 0,01$ моль/л, $\gamma = 0,7$ // AgNO_3 , $C_m = 1$ моль/л, $\gamma = 0,8$ / Ag.
 Составить уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде работающего элемента.
 а) 0,982 В; б) 1,04 В; в) 0,6 В; г) 0,54 В.
5. Вычислить ЭДС следующей гальванической цепи
 $\text{Ag} / 0,01\text{M AgNO}_3 // 0,1\text{M AgNO}_3 / \text{Ag}$
 $f = 0,9$ $f = 0,72$
 а) - 0,059 В; б) 0 В; в) 0,029 В; г) 0,059 В.

раздел «Электролиз»

1. При электролизе раствора хлорида калия образуются:
 - а) калий, водород, хлор, кислород;
 - б) гидроксид калия, водород, хлор;
 - в) гидроксид калия, соляная кислота, кислород;
 - г) калий, водород, оксид хлора.

- 2) Какой процесс происходит на медном аноде при электролизе раствора NaBr:
 - а) окисление воды;
 - б) окисление ионов брома;
 - в) окисление меди;
 - г) восстановление меди.

- 3) При электролизе водного раствора SnCl₂ на аноде выделилось 4,48 л хлора (н.у.). Найти массу выделившегося на катоде олова:
а) 23,7 г б) 11,85 г в) 5,925 г г) 47,4 г

- 4) Веществом, при электролизе раствора которого образуется кислород, является:
а) CuCl₂; б) CuSO₄; в) PbCl₂; г) SnBr₂.

- 5) В результате электролиза водного раствора HF водородный показатель:
а) увеличился; б) уменьшился; в) остался без изменений.

- 6) Если в раствор или расплав электролита погрузить электроды и пропустить электрический ток, то:
 - а) катионы будут двигаться к катоду и принимать от него электроны;
 - б) катионы будут двигаться к аноду и отдавать ему электроны;
 - в) катионы будут двигаться к катоду и отдавать ему электроны;
 - г) катионы будут двигаться к аноду и принимать от него электроны.

Тематика лабораторных работ:

1. Классы неорганических соединений
2. Определение эквивалентной массы металла
3. Способы выражения концентрации растворов
4. Получение растворов различных концентраций
5. Окислительно-восстановительные реакции
6. Химическая термодинамика
7. Химическая кинетика
8. Химическое равновесие процессов
9. Определение pH растворов
10. Гидролиз солей
11. Гальванические элементы
12. Электролиз растворов
13. Коррозия металлов
14. Химические свойства металлов и неметаллов

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) Основная литература:

1. Сидоров В.И., Платонова Е.Е., Никифорова Т.П.: Общая химия Учебник - М. : Издательство АСВ, 2013. - 272 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785930938869.html>
2. Жолнин, А. В. Общая химия: учебник - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 400 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html>
3. Барковский, Е.В. Общая химия: учеб. пособие – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 639 с. <http://znanium.com/bookread2.php?book=509204>
4. Кузурман В.А., Чернова О.Б, Диденко С.В. Учебное пособие по химии для студентов нехимических направлений ч. II. – ВлГУ, Владимир, 2012. – 91 с.
5. Кузурман В.А., Диденко С.В. и др. Практикум по химии для студентов нехимических направлений. . Владимир: ВлГУ, 2015, 87 с.

б) Дополнительная литература:

1. Кузурман В.А., Чернова О.Б, Диденко С.В. Учебное пособие по химии для студентов нехимических направлений ч. I. – ВлГУ, Владимир, 2011. – 121 с.
2. А. В. Бабков, Общая и неорганическая химия: учебник - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 384 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429235.html>
3. В.В. Денисова Общая и неорганическая химия: учебное пособие - Ростов н/Д : Феникс, 2013. - 573 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222206744.html>
4. Грибанова О.В.Общая и неорганическая химия : - Ростов н/Д : Феникс, 2014. - 189 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222226834.html>
5. Н.Ш. Мифтахова Общая и неорганическая химия: учеб.-метод. пособие - Казань : Издательство КНИТУ, 2013. - 186 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788214887.html>
6. В.И. Елфимов Общая и неорганическая химия. - М. : Абрис, 2012. - 286 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785437200377.html>
7. Орлин Н.А., Кузурман В.А., Диденко С.В. Практикум для самостоятельной работы по химии для студентов нехимических направлений. – ВлГУ, Владимир, 2011. – 86 с.

в) Программное обеспечение и 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

В качестве демонстрационного материала используются:

1. Лекции: бумажный и электронный вариант, презентации (слайды).
2. Проверочные работы (тесты) – бумажный и электронный вариант.
3. Рейтинг-контроль – бумажный и электронный вариант.
4. Таблицы – электронный и бумажный вариант.
5. Тематика и описание лабораторных работ (специально разработанный и изданный лабораторный практикум для студентов нехимического направления).
6. Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
7. Лабораторные установки, оборудование.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 06.03.01 «Биология» (бакалавриат)

Рабочую программу составил



к.т.н. доцент Кузурман В.А.

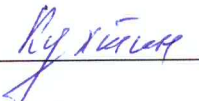
Рецензент



научный сотрудник ООО "БМТ", к.х.н.
Третьяков А.В.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 3 от 10.11. 2014 г.

Заведующий кафедрой химии  Кухтин Б.А.

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии направления 06.03.01 «Биология» (бакалавриат).

Протокол № 2/2 от 20 ноября 2014 г.

Председатель комиссии  Трифонова Т.А.

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рецензия

на рабочую программу дисциплины

«Общая и неорганическая химия»

направление подготовки 06.03.01 «Биология», профиль "Общая биология"

квалификация выпускника - бакалавр, составленную к.т.н.,

доцентом кафедры химии ВлГУ Кузурман В.А.

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» представлена на рецензию кафедрой химии ИПМИБН ВлГУ.

Рабочая программа состоит из 9 основных разделов, сформулированы цели и задачи освоения дисциплины.

В рассматриваемой программе изложены: место дисциплины в структуре ОПОП ВО; компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины; структура и содержание дисциплины, и виды занятий. Достаточно подробно изложено содержание разделов дисциплины. Имеется тематика лабораторного практикума, разделы по самостоятельной работе студента и оценочным средствам для текущего контроля. Программа способствует формированию системы теоретических знаний и практических умений, осуществлению обучения химии в образовательных учреждениях, культурному, личностному развитию студентов, предусматривает развитие коммуникативной направленности, связанной с познавательной деятельностью.

Содержание программы обеспечивает создание и развитие базовых умений и навыков для использования основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, формирование представлений научного мировоззрения на основе системных знаний о составе, строении и свойствах химических элементов и их соединений.

Рецензируемая рабочая программа по «Общая и неорганическая химия» составлена в соответствии с современными методами педагогических технологий.

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» соответствует предъявляемым требованиям ФГОС ВО.

Рецензент

доцент кафедры естественно-математического
образования ВИРО



Шабалина Е.А.

Рецензия

на рабочую программу дисциплины

«Общая и неорганическая химия»

направление подготовки 06.03.01 «Биология», профиль "Общая биология"

квалификация выпускника - бакалавр, составленную к.т.н.,

доцентом кафедры химии ВлГУ Кузурман В.А.

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» представлена на рецензию кафедрой химии ВлГУ.

Рабочая программа состоит из 9 основных разделов, сформулированы цели и задачи освоения дисциплины.

В рассматриваемой программе изложены: место дисциплины в структуре ОПОП ВО; компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины; структура и содержание дисциплины, и виды занятий. Достаточно подробно изложено содержание разделов дисциплины. Имеется тематика лабораторного практикума, разделы по самостоятельной работе студента и оценочным средствам для текущего контроля. Программа способствует формированию системы теоретических знаний и практических умений, осуществлению обучения химии в образовательных учреждениях, культурному, личностному развитию студентов, предусматривает развитие коммуникативной направленности, связанной с познавательной деятельностью.

Содержание программы обеспечивает создание и развитие базовых умений и навыков для использования основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, формирование представлений научного мировоззрения на основе системных знаний о составе, строении и свойствах химических элементов и их соединений.

Рецензируемая рабочая программа по дисциплине «Общая и неорганическая химия» составлена в соответствии с современными методами педагогических технологий.

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» соответствует предъявляемым требованиям ФГОС ВО.

Рецензент

доцент кафедры естественно-математического
образования ВИРО



Шабалина Е.А.