

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)



УТВЕРЖДАЮ

Проректор по УМР

А.А.Панфилов

« 22 » апреля 2015 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ГЛАВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Направление подготовки 18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии

Профиль подготовки: «Рациональное использование сырьевых и энергетических ресурсов»

Уровень высшего образования бакалавриат

Форма обучения очная

Семестр	Трудоемкость зач. ед./ час.	Лекции, час.	Практич. занятия, час.	Лаборат. работы, час.	СРС, час.	Форма промежу- точного контро- ля (экз./зачет, ч)
2	6/216	18	-	36	117	Экзамен (45)
Итого	6/216	18	-	36	117	Экзамен (45)

Владимир 2015

Handwritten signature

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины являются: ознакомление студентов с основами учения о строении вещества, термодинамики и кинетики химических реакций, теории обменных и окислительно-восстановительных процессов; формирование навыков применения теоретических знаний в ходе выполнения лабораторных работ и при решении практических задач.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Дополнительные главы общей и неорганической химии» относится к вариативной части блока Б1.

Данный курс опирается на знания, полученные студентами при изучении физики, математики, а также общей и неорганической химии. Полученные студентами знания необходимы при изучении таких дисциплин, как «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Аналитическая химия».

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

В результате освоения дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие общепрофессиональные компетенции:

- способен использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОПК-2);

- способен использовать основные естественнонаучные законы для понимания окружающего мира и явлений природы (ОПК-3).

В результате освоения дисциплины студент должен демонстрировать следующие результаты обучения:

знать: знать электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи в соединениях разного типа, основные закономерности протекания химических процессов, методы описания фазовых и химических равновесий, химические свойства элементов различных групп ПС и их важнейших соединений, строение и свойства комплексных соединений (ОПК-3);

владеть: навыками практического применения законов химии при постановке и реализации экспериментальных исследований (ОПК-3);

уметь: применять полученные знания в области химии для освоения общепрофессиональных дисциплин и решения профессиональных задач (ОПК-2).

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ГЛАВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетных единиц, 216 часов.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в час.)						Объем учебной работы с применением интерактивных методов (час/ %)	Формы контроля успеваемости (по неделям семестра), форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практ. занятия	Лаборат. работы	Контр. работы	СРС	КП/КР		
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1.	Квантово-механическая модель строения атома.	2	1-2	2		2		10		2/50	
2.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	2	3-4	2		2		10		2/50	
3.	Окислительно-восстановительные процессы.	2	5-6	2		4		15		2/33,3	Рейтинг-контроль № 1
4.	Химическая связь и строение молекул. Межмолекулярное взаимо-	2	7-8-9-10	4		4		25		2/25	

	действие. Комплексные соединения.										
5.	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды. Растворимость малорастворимых соединений. Производство растворимости. Гидролиз солей.	2	11 - 12	2		8		15		3/30	Рейтинг-контроль № 2
6.	Химическая термодинамика. Термодинамическое равновесие. Химическая кинетика. Химическое равновесие.	2	13 - 14 - 15 - 16	4		8		20		4 /30	
7.	Электрохимические системы. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	2	17 - 18	2		8		22		4/40	Рейтинг-контроль № 3
	Всего, час			18		36		117		19/35,2	Экзамен 45

Содержание курса

1. Квантово-механическая модель строения атома. Волновая функция и волновое уравнение. Понятие орбитали. Главное, орбитальное, магнитное, спиновое квантовые числа. Структура электронных оболочек атомов. Квантовые уровни и подуровни. Правила заполнения электронных орбиталей. Изображение электронной структуры

атомов.

2. Формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева и структура современной Периодической системы элементов. Закономерности изменения основных характеристик и свойств элементов и однотипных соединений в периодах и группах.

3. Окислительно-восстановительные процессы. Типы окислительно-восстановительных процессов. Окислительно-восстановительные процессы в водных растворах. Основные окислители и восстановители. Методы составления окислительно-восстановительных реакций.

4. Химическая связь. Количественные характеристики. Типы связи.

Ковалентная химическая связь. Характеристика ковалентной связи с позиций метода валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования связи. Свойства ковалентной связи. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная структура молекул. Порядок связи, σ -, π - связи. Локализованная и делокализованная ковалентная связь. Полярность связей и молекул.

Ионная связь. Особенности ионной связи. Металлическая связь.

Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь.

5. Растворы. Растворы электролитов и неэлектролитов. Процесс электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Особенности сильных электролитов. Активная концентрация. Коэффициент активности и его зависимость от ионной силы раствора.

Характеристика растворов слабых электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Связь между рН и рОН.

Произведение растворимости малорастворимых соединений.

Гидролиз солей. Оценка рН среды.

6. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, параметр, функция, процесс. Типы термодинамических систем.

Первый закон термодинамики, его применение к изобарным условиям проведения процесса. Закон Гесса. Термохимические расчеты. Следствие из закона Гесса. Определение тепловых эффектов химических реакций при стандартных условиях.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Изобарно-изотермические условия проведения процесса. Энергия Гиббса. Направление самопроизвольного протекания процесса.

Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Факторы, влияющие на состояние равновесия. Принцип Ле-Шателье. Константа равновесия. Ее взаимосвязь с

энергией Гиббса.

Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакций. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса.

7. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. ЭДС.

Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.

Электролиз. Катодные и анодные процессы. Электролиз с активным и инертным анодом. Основные законы электролиза. Первый и второй законы Фарадея.

Применение электролиза.

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 химического 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 так же проверочные работы (тесты) для контроля самостоятельной работы. Промежуточной аттестацией по итогам освоения дисциплины является экзамен.

Примеры заданий для проведения рейтинг-контроля:

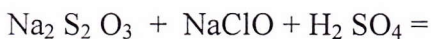
Рейтинг-контроль №1.

1. Оцените энергию ионизации иона S^{+10} :
 - а) 11000 эВ
 - б) 8000 эВ
 - в) 15000эВ
 - г) эту величину оценить невозможно

2. Нейтральный атом некоторого газа обладает следующим набором полностью заполненных орбиталей: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s. Из атомов какого элемента состоит этот газ?

- а) Ar
- б) As
- в) Zn
- г) Ga

3. Закончить уравнение окислительно- восстановительной реакции:



4. Пероксид водорода в окислительно-восстановительных процессах является:

- а) всегда только окислителем
- б) всегда только восстановителем
- в) может быть как окислителем, так и восстановителем
- г) не проявляет ни окислительных, ни восстановительных свойств при стандартных условиях

5. Ион перманганата в щелочном растворе восстанавливается до:

- а) иона Mn^{+2}
- б) оксида MnO_2
- в) иона MnO_4^{-2}

г) не восстанавливается вообще

6. Гидроксид железа (II) получают взаимодействием сульфата железа (II) с раствором гидроксида натрия. В результате реакции образуется белый студенистый осадок, который постепенно осаждаётся на дно пробирки. Если осторожно слить жидкость и добавить к осадку несколько капель раствора пероксида водорода, цвет осадка поменяется на бурый. Напишите уравнения обеих реакций и укажите, чем во второй реакции является пероксид водорода.

Рейтинг-контроль №2

1. Для соединений PCl_5 и NbBr_5 гибридизация (комбинация) орбиталей центрального атома соответствует варианту dsp^3 . В этом случае молекула имеет следующее геометрическое строение:

- а) линейное
- б) изогнутое
- в) тетраэдр
- г) тригональная пирамида
- д) октаэдр

2. Индикатор фенолфталеин в щелочной среде меняет окраску :

- а) с зеленой на желтую
- б) с красной на фиолетовую
- в) с бесцветной на лиловую
- г) с бесцветной на малиновую

3. Какова концентрация ионов водорода в растворе, рН которого составляет 4,30?

- а) 5×10^{-5}
- б) $6,5 \times 10^{-3}$
- в) 0,1
- г) 0,5

4. Наиболее сильной кислотой из приведенного ряда является:

- а) HClO_4
- б) H_2S
- в) H_2SO_4

г) HF

5. Гидролизу только по катиону подвергаются соли, образованные:

- а) анионами сильных кислот и сильных оснований
- б) анионами слабых кислот и слабых оснований
- в) анионами сильных кислот и слабых оснований
- г) анионами слабых кислот и сильных оснований

6. Рассчитать pH 0,015 н. раствора гидроксида натрия.

Рейтинг-контроль №3

1. Энтропия возрастает при:

- а) плавлении твердых тел
- б) кристаллизации растворов
- в) кристаллизации расплавов
- г) испарении жидкостей

2. Повышение температуры в равновесном химическом процессе сдвигает равновесие в сторону:

- а) экзотермической реакции
- б) эндотермической реакции
- в) не влияет на сдвиг равновесия
- г) в сторону образования большего числа молей газообразных продуктов

3. Определить, выпадет ли осадок при сливании равных объемов нитрата серебра концентрацией 10^{-6} М и бромида калия концентрацией 10^{-6} н.

4. При электролизе водного раствора хлорида натрия с инертным анодом на катоде и аноде выделяются:

- а) на катоде натрий, на аноде - хлор
- б) на катоде водород, на аноде - кислород
- в) на катоде водород, на аноде - хлор
- г) на катоде кислород, на аноде - хлор

5. Цинковое покрытие железной детали является:

- а) катодным
- б) анодным
- в) полупроводниковым
- г) инертным

6. При электролизе водных растворов всех солей на катодах не выделяется металл:

- а) хлорид натрия, хлорид цинка, хлорид серебра
- б) сульфат цинка, сульфат меди, сульфат железа
- в) хлорид алюминия, сульфат натрия, фторид кальция

Контрольные вопросы для проведения промежуточной аттестации (вопросы к экзамену):

1. Строение атома. Главное квантовое число: физический смысл, численные значения. Основное и возбужденное состояние атома.
2. Тепловой эффект химической реакции. Экзотермические и эндотермические реакции. Закон Гесса.
3. Строение атома. Орбитальное, магнитное и спиновое квантовые числа: физический смысл, численные значения. Электронные орбитали. Их геометрическая форма и ориентация в пространстве.
4. Самопроизвольный химический процесс. Энтропия системы. Второй закон термодинамики.
5. Строение атома. Электронные орбитали. Правила заполнения: принцип наименьшей энергии, правила Клечковского, принцип Паули, правило Хунда.
6. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса.
7. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов как графическое изображение этого закона. Физический смысл номера периода, группы и подгруппы.
8. Периодические свойства элементов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону. Изменение свойств в периодах и группах.
9. Периодические свойства элементов: электроотрицательность, окислительная и восстановительная активность. Изменение свойств в периодах и группах.
10. Первый закон термодинамики. Энтальпия термодинамической системы.
11. Химическая связь. Количественные характеристики химической связи: энергия, длина, валентные углы.
12. Второй закон термодинамики Энтропия термодинамической системы.
13. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Обменный механизм образования. Условия возникновения σ - и π - связей.

14. Необратимые и обратимые химические реакции. Изменение скорости прямой и обратной реакций в ходе реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Связь константы равновесия с изменением энергии Гиббса.
15. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования. Понятие донора и акцептора.
16. Термохимия. Закон Гесса. Первое и второе следствие из закона Гесса. Расчет тепловых эффектов химических реакций.
17. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие: влияние изменения концентрации веществ, принимающих участие в реакции, внешнего давления и температуры на состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
18. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей: понятие, виды, геометрическая форма молекул с гибридными орбиталями.
19. Растворы. Растворение. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: осмотическое давление (закон Вант-Гоффа).
20. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Локализованная и делокализованная ковалентная связь.
21. Химическая связь. Полярная и неполярная ковалентная связь. Дипольный момент и эффективный заряд как характеристики полярности ковалентной связи.
22. Полярные и неполярные молекулы. Определение суммарного дипольного момента. Связь пространственной конфигурации молекулы и ее полярности.
23. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов.
24. Ионная связь. Условия и механизм образования. Степень ионности связи. Свойства ионной связи.
25. Диссоциация сильных электролитов. Активная концентрация. Коэффициент активности ионов, его связь с ионной силой раствора.
26. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь константы диссоциации и степени диссоциации (закон разбавления Оствальда).
27. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели.
28. Гидролиз солей. Понятие степени гидролиза. Константа гидролиза.
29. Металлическая связь. Механизм образования. Свойства металлической связи.
30. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости.
31. Межмолекулярное взаимодействие. Ван-дер-Ваальсовы силы. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие: условие и механизм возникновения.

32. Электрохимия. Гальванические элементы. Металлические электроды. Механизм возникновения электродного потенциала. Уравнение Нернста.
33. Электрохимия. Гальванические элементы. Газовые электроды. Водородный электрод. Уравнение Нернста для водородного электрода.
34. Электрохимия. Гальванические элементы. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Электродвижущая сила (ЭДС).
35. Электрохимическая коррозия: причины возникновения, механизм процесса, методы защиты.
36. Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь: условия и механизм возникновения.
37. Электролиз. Катодные процессы.
38. Электролиз. Анодные процессы.
39. Химическая кинетика. Понятие скорости реакции. Мгновенная и средняя скорость.
40. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Природа реагирующих веществ. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса.
41. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Концентрации реагирующих веществ. Кинетические уравнения. Понятие простых и сложных реакций.
42. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.
43. Химическая кинетика. Катализ. Влияние катализатора на энергию активации реакции.

Вопросы для проведения контроля самостоятельной работы:

Пример. Вариант №1.

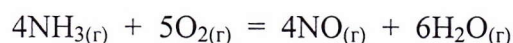
1. Написать эмпирические и графические формулы следующих соединений:
Гидрид кальция, дифосфорная кислота, гидроксид бария, хлоридгидроксид алюминия, ди-гидроортофосфат магния, оксид фосфора (V), цианид калия.
2. При нейтрализации кислоты едким натром на 1,125 г кислоты расходуется 1 г сухого едкого натра. Вычислить мольную массу эквивалента кислоты.
3. Рассчитать, какой объем воды необходимо добавить к 90 мл 0,25 н. раствора сульфата хрома для получения 0,01 М раствора этой соли.
4. Определить, возможна ли данная окислительно-восстановительная реакция. Если реакция возможна, напишите уравнение:



5. Определить валентность и координационное число комплексообразователя, все виды химической связи и тип гибридизации валентных орбиталей, пространственную структуру комплекса, написать уравнение диссоциации и выражение константы нестойкости комплекса:



6. Вычислить стандартные энтальпию, энтропию и энергию Гиббса для следующей реакции. Сделать вывод о возможности протекания реакции при 25⁰С. Если при указанных условиях протекание реакции в прямом направлении невозможно, выяснить, пойдет ли реакция при других температурах?



7. Написать в молекулярной и краткой ионной форме уравнения гидролиза следующих солей. Если гидролиз идет по стадиям, написать уравнения гидролиза по стадиям. Указать, как меняется значение pH среды:

хлорид алюминия, ацетат натрия, сульфид аммония, сульфат меди, цианид натрия

8. Рассчитать ЭДС гальванического элемента:



9. Написать уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах, при электролизе водных растворов следующих соединений:



10. Составить электрохимические схемы коррозионных микрогальванопар и написать уравнения реакций, протекающих на анодных и катодных участках, если данный узел помещен в кислую среду; нейтральную среду; щелочную среду. Узел состоит из хромовой пластины, покрытой никелем (при повреждении покрытия).

Тематика лабораторных работ по курсу

1. Свойства элементов в зависимости от их положения в Периодической системе (4 ч).
2. Окислительно-восстановительные реакции (4 ч).
3. Комплексные соединения (4 ч).
4. Определение pH растворов (2 ч).
5. Гидролиз солей (4 ч).
6. Произведение растворимости (2 ч).
7. Кинетика химических реакций (4 ч).
8. Химическое равновесие (4 ч).
9. Гальванические элементы (2 ч).
10. Электрохимическая коррозия (2 ч).
11. Электролиз (4 ч).

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) Основная литература:

1. Бабков А.В. Общая и неорганическая химия: учебник - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 384 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429235.html>
2. Денисова В.В. Общая и неорганическая химия: учебное пособие- Ростов н/Д : Феникс, 2013. - 573 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222206744.html>
3. Жолнин А.В. Общая химия: учебник - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 400 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html>
4. 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>

б) Дополнительная литература:

1. Грибанова О.В. Общая и неорганическая химия: - Ростов н/Д: Феникс, 2014. - 189 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222226834.html>
2. Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: учеб.-метод. пособие – Издательство КНИТУ, 2013. - 186 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788214887.html>
3. Елфимов В.И. Общая и неорганическая химия. - М.: Абрис, 2012. - 286 с. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785437200377.html>
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.
6. Орлин Н.А., Кузурман В.А., Диденко С.В. Практикум для самостоятельной работы по химии для студентов нехимических направлений. – ВлГУ, Владимир, 2011. – 86с.

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 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии» (бакалавриат).

Рабочую программу составил



ст. преподаватель Диденко С.В.

Рецензент

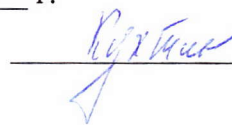


научный сотрудник ООО «БМТ», к.х.н. Третьяков А. В.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 9 от 1.04. 2015 г.

Заведующий кафедрой химии

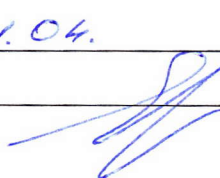


Кухтин Б.А.

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии направления 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии».

Протокол № 9 от 1.04. 2015 г.

Председатель комиссии



Панов Ю.Т.

**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 _____