

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

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по ОД

А.А. Панфилов
« 05 » 2016 г.

и.ч

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки: 18.03.01 Химическая технология
Профиль подготовки: Технология и переработка полимеров
Уровень высшего образования: бакалавриат
Форма обучения: заочная (ускоренное обучение на базе СПО)

Семестр	Трудоемкость зач. ед./час.	Лекции, час.	Практич. занятия, час.	Лаборат. работы, час.	СРС, час.	Форма промежу- точного контроля (экз./зачет, час.)
1	8/288	4	-	8	249	Экзамен (27)
Итого	8/288	4	-	8	249	Экзамен (27)

Владимир 2016

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 «Общая и неорганическая химия» относится к базовой части ОПОП. Данный курс опирается на знания, полученные студентами при изучении физики и математики. 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 осваивает следующие общепрофессиональные компетенции:

- готов использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире (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-3).

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ГЛАВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 8 зачетных единиц, 288 часа.

№ 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.	Основные законы и понятия химии. Номенклатура неорганических соединений. Закон эквивалентов.	1						16			
2.	Квантово-механическая модель строения атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение молекул. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексы соединения	1						20			
3.	Растворы электролитов. Тео-	1		2		6		71		1/12,5	

	рия электролитической диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды. Растворимость малорастворимых соединений. Производство растворимости. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные процессы								
4.	Основы химической термодинамики. Термодинамика. Термохимия. Химическое равновесие. Основы химической кинетики.	1					71		
5.	Электрохимические системы. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	1	2		2		71	2/50	
	Всего, час		4		8		249	3/25	Экзамен (27)

Содержание курса

1. Основные законы и понятия химии. Номенклатура неорганических соединений. Закон эквивалентов.

2. 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.

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

2. 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.

Комплексные соединения.

3. 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 pH. Связь между pH и pOH. Произведение растворимости малорастворимых соединений.

Гидролиз солей. Оценка pH среды. Окислительно-восстановительные процессы. Типы окислительно-восстановительных процессов. Окислительно-восстановительные процессы в водных растворах. Основные окислители и восстановители. Методы составления окислительно-восстановительных реакций.

4. 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.

5. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Уравнение Нерста. Гальванический элемент. ЭДС. Коррозия металлов. Электрохимическая коррозия. 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

Преподавание 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 также проверочные работы (тесты) для контроля самостоятельной работы. Промежуточной аттестацией по итогам освоения дисциплины является экзамен.

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:

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:

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
8. 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 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
9. Валентность кислотообразующего элемента в марганцевой кислоте равна:
- а) VII б) VI в) IV г) III
10. Хлорноватая кислота является гидратом следующего оксида:
- а) Cl_2O б) Cl_2O_3 в) Cl_2O_5 г) Cl_2O_7
11. Число атомов в молекуле хромовой кислоты равно:
- а) 4 б) 5 в) 6 г) 7

Тематика лабораторных работ по курсу

1. Получение растворов различных концентраций (2 ч).
2. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч).
3. Определение pH растворов (2 ч).
4. Электролиз (2 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](http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222226834.html)
2. Мифтахова Н.Ш. Общая и неорганическая химия: учеб.-метод. пособие - Казань : 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.

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. 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).

6. Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
7. Лабораторные установки, оборудование.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология» (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 № 1/1 от 5.09. 2016 г.

Заведующий кафедрой химии

 Кухтин Б.А.

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии направления 18.03.01 «Химическая технология»

Протокол № 1 от 5.09. 2016 г.

Председатель комиссии  Панов Ю.Т.

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на 2018/18 учебный год

Протокол заседания кафедры № 1 от 4.09.18 года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на 2018/19 учебный год

Протокол заседания кафедры № 1 от 3.09.18 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 _____