

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

« 01 » 04 20 15 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

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

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)
I	8/288	36	-	72	144	Экз., 36
Итого	8/288	36	-	72	144	Экз., 36

Владимир 20 15

Мер

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 вариативной части ОПОП.

Данный курс опирается на знания, полученные студентами при изучении физики и математики.

Полученные студентами знания необходимы при изучении таких дисциплин, как «Экология», «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Аналитическая химия».

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

В результате освоения дисциплины студент осваивает следующие компетенции:
ОПК-2 способен использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования;

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

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 способен использовать основные естественнонаучные законы для понимания окружающего мира и явлений природы);

Владеть: навыками практического применения законов химии при постановке и реализации экспериментальных исследований (ОПК-3 способен использовать основные естественнонаучные законы для понимания окружающего мира и явлений природы);

Уметь: применять полученные знания в области химии для освоения общепрофессиональных дисциплин и решения профессиональных задач (ОПК-2 способен использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования).

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 8 зачетных единиц, 288 часов.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Вид учебной работы, включая СРС и трудоемкость, час.						Объем уч. раб. с примен. интеракт. методов (час/%)	Формы контроля успеваемости	
				Лекции	Практ. занятия	Лаборат. работы	Контр. работы	СРС	КП/КР			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	
1.	Основные понятия и законы химии. Номенклатура неорганических соединений. Эквивалент. Закон эквивалентов.	1	1	2		8	8		10		2/20	
2.	Строение атома. Квантово-механическая модель.	1	2	2				10		2/100		
3.	ПЗ и ПС химических элементов.	1	3	2				10		2/100		
4.	Химическая связь и строение молекул. Полярность связей и молекул. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексные соединения.	1	4-6	6		8		28		6/43	Рейтинг-контроль № 1	

5.	Растворы. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды. Растворимость малорастворимых соединений. Производство растворимости. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные процессы.	1	7-10	8	24	28	8/25	Рейтинг-контроль № 2
6.	Основы химической термодинамики. Термодинамика. Химическое равновесие.	1	11-13	6	8	20	6/43	
7.	Основы химической кинетики.	1	14-15	4	4	10	4/50	
8.	Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	1	16-18	6	20	28	6/23	Рейтинг-контроль № 3
	Всего, час	288		36	72	144	36/33	Экзамен 36

Тематика лабораторных работ по курсу

1. Классы неорганических соединений (6ч).
2. Определение эквивалентной массы металла (6ч).
3. Получение растворов различных концентраций (7ч).
4. Комплексообразование (4ч).
5. Окислительно-восстановительные реакции (7ч).
6. Определение pH растворов (7ч).
7. Гидролиз солей (7ч).
8. Энергетика химических процессов (4ч).
9. Кинетика химических реакций (4ч).
10. Гальванические элементы (7ч).
11. Электрохимическая коррозия (7ч).
12. Электролиз (6ч).

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

Преподнесение теоретического материала осуществляется с применением электронных средств обучения при непосредственном прочтении данного материала лектором.

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

Для оценки освоения теоретического материала студентами используются контрольные работы в форме коллоквиумов.

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

Вопросы для проведения контроля самостоятельной работы:

1. Основные понятия и законы химии: моль, молярная масса, валентность, степень окисления, эквивалент, молярная масса эквивалента, фактор эквивалентности, определение молярных масс эквивалентов сложных веществ. 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.

3. 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.
4. Химическая связь. Количественные характеристики. Типы связи.
5. Характеристика ковалентной связи с позиций метода валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования. Свойства ковалентной связи.
6. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная структура молекул. Порядок связи. σ -, π -связи. Локализованная и делокализованная ковалентная связь.
7. Полярность связей и молекул.
8. Ионная связь. Особенности ионной связи.
9. Металлическая связь.
10. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь.
11. Растворы. Растворы электролитов и неэлектролитов. Процесс электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации.
12. Особенности сильных электролитов. Активная концентрация. Коэффициент активности и его зависимость от ионной силы раствора.
13. Характеристика растворов слабых электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.
14. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Связь между pH и pOH.
15. Произведение растворимости малорастворимых соединений.
16. Гидролиз солей. Оценка pH среды.
17. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, параметр, функция, процесс.
18. Первый закон термодинамики, его применение к изобарным условиям проведения процесса. Закон Гесса.
19. Термохимические расчеты. Следствие из закона Гесса. Определение тепловых эффектов химических реакций при стандартных условиях.
20. Второй закон термодинамики. Энтропия. Изобарно-изотермические условия проведения процесса. Энергия Гиббса. Направление самопроизвольного протекания процесса.
21. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Факторы, влияющие на состояние равновесия. Принцип Ле Шателье. Константа равновесия. Ее взаимосвязь с энергией Гиббса.
22. 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.
23. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. ЭДС.
24. Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.
25. Электролиз. Катодные и анодные процессы.
26. Электролиз с активным и инертным анодом.
27. Основные законы электролиза. Первый и второй законы Фарадея.
28. Применение электролиза.

Рейтинг-контроль №1:

1. Что характеризует квантовое число n ?
2. Написать значения всех четырех квантовых чисел для $3d^6$ электронов.
3. Написать электронную формулу меди (№29), соблюдая правило Клечковского.
4. Распределить по квантовым ячейкам $4s^23d^8$ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
5. Что такое энергия связи?

6. Расположить элементы в порядке уменьшения энергии сродства к электрону: Na, K, Cs, Fr, Rb, Li.
7. Приведите пример соединения с полярной ковалентной связью: CO, Cl₂, KCl.
8. Какое квантовое число характеризует энергию электрона в атоме?
9. Написать значения четырех квантовых чисел для 2p⁵ электронов.
10. Написать электронную формулу стронция (№38), соблюдая правило Клечковского.
11. Распределить по квантовым ячейкам 7s²5f¹² электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
12. Что такое длина связи?
13. Расположить элементы в порядке увеличения энергии сродства к электрону: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl.
14. Приведите пример соединения с полярной ковалентной связью: HCl, Cl₂, N₂.
15. Что характеризует квантовое число l?
16. Написать значения четырех квантовых чисел для 5s² электронов.
17. Написать электронную формулу германия (№32), соблюдая правило Клечковского.
18. Что такое акцептор в донорно-акцепторной связи?
19. Распределить по квантовым ячейкам 6s²5d⁴ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
20. Расположить элементы в порядке увеличения энергии ионизации: Li, F, O, Be, B, N, C.
21. Приведите пример соединения с ковалентной неполярной связью: NaF, O₂, NH₃.
22. Какие числовые значения может принимать магнитное квантовое число для электронов f-подуровня.
23. Написать значения всех четырех квантовых чисел для 4d⁸ электронов.
24. Написать электронную формулу марганца (№25), соблюдая правила Клечковского.
25. Распределить по квантовым ячейкам 4s²3d⁷ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
26. Что такое sp²-гибридизация?
27. Какая химическая связь называется σ-связью?
28. Приведите пример соединения с ковалентной полярной химической связью: NaF, KCl, N₂, PH₃.
29. Какие числовые значения может принимать орбитальное квантовое число при значении n=3?
30. Написать значения всех четырех квантовых чисел для 4p⁴ электронов.
31. Написать электронную формулу селена (№34), соблюдая правило Клечковского.
32. Распределить по квантовым ячейкам 5s²4d⁶ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
33. Что такое электроотрицательность атомов?
34. Что такое направленность ковалентной химической связи?
35. Расположите соединения в порядке увеличения длины связи: HBr, HI, HF, HCl.

Рейтинг-контроль №2:

1. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции. Указать окислитель и восстановитель. Коэффициенты в уравнении подобрать методом электронного баланса.

$$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
2. Определить pH 0.01 M раствора CH₃COOH.
3. Составить молекулярное и ионное уравнение гидролиза CuSO₄. Определить pH среды.
4. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции. Указать окислитель и восстановитель. Коэффициенты в уравнении подобрать методом электронного баланса.

$$\text{Cu} + \text{HNO}_3 =$$

4. Определить pH 0.1 М раствора HNO_2 .
5. Составить молекулярное и ионное уравнение гидролиза AgNO_3 . Определить pH среды.
6. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции. Указать окислитель и восстановитель. Коэффициенты в уравнении подобрать методом электронного баланса.
 $\text{HCl} + \text{HNO}_3 =$
7. Определить pH и pOH 1 М раствора HCN .
8. Составить молекулярное и ионное уравнение гидролиза CH_3COONa . Определить pH среды.
9. Для получения гидроксида железа (III) смешали растворы, содержащие 0,2 моль эквивалентов щелочи и 0,3 моль эквивалентов хлорида железа (III). Сколько граммов гидроксида железа (III) получилось в результате реакции?
10. Определите, какой объем раствора хлорида алюминия с массовой долей 0,16 (плотность 1,149 г/мл) потребуется для приготовления 500 мл раствора с молярной концентрацией, равной 0,1 моль/л.
11. Константы диссоциации уксусной и муравьиной кислот равны соответственно $1,8 \cdot 10^{-5}$ и $2,1 \cdot 10^{-4}$. Во сколько раз концентрация водородных ионов в растворе одной кислоты больше, чем в растворе другой кислоты той же концентрации?
12. Сколько граммов гидроксида натрия вступило в реакцию, если в результате получилось 2 моль эквивалентов металла?
13. Рассчитайте, какой объем раствора нитрата серебра с массовой долей 60% (плотность 1,910 г/мл) потребуется для приготовления 0,75 л раствора с молярной концентрацией, равной 0,15 моль/л.
14. При какой концентрации муравьиной кислоты (в моль/л) 95% ее будут находиться в недиссоциированном состоянии? ($K_{\text{дис.}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$)
15. Сколько моль эквивалентов металла вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 5,6 л водорода при нормальных условиях?
16. Смешали два раствора хлороводородной кислоты: один с концентрацией 0,05 моль/л объемом 350 мл, другой объемом 0,5 л с концентрацией 250 моль/л. Вычислите молярную концентрацию образовавшегося раствора.
17. Каково должно быть процентное содержание муравьиной кислоты в растворе (плотность 1,010 г/мл) для того, чтобы концентрация водородных ионов в нем составляла 8,40 моль/л? ($K_{\text{дис.}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$)
18. Сколько моль эквивалентов сероводорода получилось при взаимодействии водорода и 8 г серы при н.у.?
19. Рассчитайте, какой объем раствора пероксида водорода с массовой долей 40% (плотность 1,154 г/мл) потребуется для приготовления 1400 мл раствора с молярной концентрацией, равной 0,15 моль/л.
20. Принимая во внимание первую степень диссоциации угольной кислоты ($K_{\text{дис. 1}} = 3 \cdot 10^{-7}$), вычислите степень диссоциации и концентрацию водородных ионов в 0,1 М растворе этой кислоты.
21. Алюминий массой 1 г и цинк массой 1 г растворили в пробирках с соляной кислотой. Одинаковые ли объемы водорода выделяются в первом и во втором случае? (рассчитайте эти объемы)
22. Раствор азотной кислоты с концентрацией 0,15 моль/л объемом 350 мл смешали с серной кислотой концентрацией 0,20 моль/л объемом 100 мл. Чему равны молярные концентрации веществ в образовавшемся растворе?
23. Сколько граммов KOH находится в состоянии полной диссоциации в 10 л раствора, pH которого равен 11?
24. При взаимодействии водорода и азота получено 6 моль эквивалентов аммиака. Какие объемы водорода и азота вступили при этом в реакцию при н.у.?

25. Рассчитайте, какой объем раствора дихромата калия с массовой долей 0,12% (плотность 1,086 г/мл) потребуется для приготовления 1,5 л раствора с молярной концентрацией, равной 0,05 моль/л.
26. Каким объемом воды следует разбавить 1 л 0,6%-ного раствора уксусной кислоты для получения раствора, pH которого равен 3? ($K_{\text{дис.}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
27. При взаимодействии кислорода и неметалла израсходовано 1,12 л кислорода (н.у.). Определите количество моль эквивалентов полученного оксида неметалла (IV).
28. Вычислите, какую массу раствора соли с массовой долей 5% следует взять для приготовления 150 г раствора той же соли с массовой долей, равной 2%.
29. Сколько граммов уксусной кислоты следует добавить к 1 л раствора уксусной кислоты, pH которого равен 4, чтобы понизить величину pH до 3,5?
30. К раствору, содержащему 1 г азотной кислоты, прибавили раствор, содержащий 1 г гидроксида натрия. Какая реакция среды полученного раствора? Сколько моль эквивалентов нитрата натрия получено в результате данной реакции?
31. Раствор хлорида железа (II) с концентрацией 0,1 моль/л смешали с равным объемом раствора хлорида железа (III) с концентрацией 0,5 моль/л. Чему равны молярные концентрации веществ в образовавшемся растворе?
32. Вычислите pH 0,01 М раствора гидроксида лития и 0,01 М раствора гидроксида аммония. Объясните различие в значениях pH для этих растворов.
33. Одно и то же количество металла соединяется с 0,200 г кислорода и 3,17 г одного из галогенов. Определите молярную массу эквивалента галогена.
34. Смешали 240 мл 10%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,049 г/мл) и 160 мл 5н. раствора соляной кислоты. Какова молярная концентрация полученного раствора?
35. Некоторое количество металла, молярная масса эквивалента которого равна 27,9 г/моль, вытесняет 0,7 л водорода (н.у.). Определите массу металла.
36. Какой объем 0,5н. раствора серной кислоты следует добавить к 1 л 0,1н. раствора той же кислоты для получения 0,2н. раствора?
37. Вычислите pH 0,05М раствора азотной кислоты и 0,05М раствора уксусной кислоты. Объясните различие полученных значений.
38. Металл массой 1 г соединяется с 8,89 г брома и 1,78 г серы. Определите молярную массу эквивалента металла.
39. Смешаны 800 мл 3н. раствора гидроксида калия и 1,2 л 12%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,100 г/мл). Определите нормальную концентрацию полученного раствора.
40. Определите массу гидроксида натрия, использованного для приготовления 200 мл раствора гидроксида натрия, если pH этого раствора равен 12.
41. При восстановлении 5,1 г оксида металла (III) образовалось 2,7 г воды. Определите молярную массу эквивалента и молярную массу металла, если молярная масса эквивалента воды равна 9 г/моль.
42. Сколько литров 8н. раствора гидроксида калия следует добавить к 5 л 3,2 н. раствора гидроксида калия для получения 4 н. раствора?
43. Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты, если на нейтрализацию 9 г ее израсходовано 8 г гидроксида натрия.
44. Смешаны 3 л 0,1 М раствора фосфорной кислоты с 2 л 9%-ного раствора той же кислоты (плотность 1,05 г/мл). Вычислить нормальность полученного раствора.
45. 0,05 М растворе циановодородной кислоты степень диссоциации равна $1,26 \cdot 10^{-4}$. При какой концентрации раствора она увеличится в 5 раз?
46. Определите молярную массу эквивалента металла, если из 48,15 г его оксида можно получить 88,65г его нитрата. В соединениях металл проявляет степень окисления +2.
47. Сколько миллилитров 20%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,1г/мл) следует добавить к 4 л 0,6 н. раствора соляной кислоты для получения 1 н. раствора?

48. Как изменится pH 0,03M раствора шавелевой кислоты $H_2C_2O_4$ при разбавлении его в 10 раз?

Рейтинг-контроль №3:

1. Рассчитать при $T=298\text{ K}$ потенциалы электродов;
Определить катод и анод;
Написать уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе;
Написать схему гальванического элемента;
Вычислить ЭДС элемента.
 $Ni / 0,01M NiSO_4 (\gamma_{Ni^{2+}} = 0,895)$
 $Pt, H_2 / HCl\ pH=2 (\gamma_{H^+} = 0,904).$
2. Какие вещества и в каких количествах выделяются на угольных электродах при пропускании постоянного тока силой 2A в течение трех часов через водный раствор сульфата никеля (II)?
3. При пропускании через расплавленный гидроксид кальция тока силой 6,42 A в течение 5 мин. На аноде выделилось 0,112 л кислорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите массу кальция, выделившегося на катоде.
4. При пропускании через расплавленный хлорид некоторого металла, молярная масса которого 27 г/моль, тока силой 3 A в течение 30 мин. На катоде выделилось 0,504 г металла. Каков заряд катионов этого металла?
5. Для пары металлов: Sn – Cu
 - 1) определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии в среде с $pH=6$,
 - 2) напишите уравнения анодного и катодного процессов,
 - 3) предложите для корродирующего металла анодное и катодное покрытие (объясните свой выбор).Определите какие коррозионные процессы будут протекать при нарушении сплошности предложенных покрытий.
Запишите уравнения реакций.
6. Рассчитать при $T=298\text{ K}$ потенциалы электродов.
Определить катод и анод.
Написать уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Написать схему гальванического элемента.
Вычислить ЭДС элемента (E).
 $Cd / 0,01\ M\ CdSO_4 (\gamma_{Cd^{2+}} = 0,4)$
 $Pt, H_2 / H_2SO_4\ pH=1.$
7. Рассчитать при $T=298\text{ K}$ потенциалы электродов.
Определить катод и анод.
Написать уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Написать схему гальванического элемента.
Вычислить ЭДС элемента (E).
 $Pb / 0,01\ M\ Pb(NO_3)_2 (\gamma_{Pb^{2+}} = 0,5)$
 $Pt, H_2 / HCl\ pH=3.$
8. Рассчитать при $T=298\text{ K}$ потенциалы электродов.
Определить катод и анод.
Написать уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Написать схему гальванического элемента.
Вычислить ЭДС элемента (E).

Cd / 0,01 M CdSO₄ ($\gamma_{\text{Cd}^{2+}}=0,4$)

Pt, H₂ / H₂SO₄ pH=1.

9. Рассчитать при T=298 K потенциалы электродов.

Определить катод и анод.

Написать уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.

Написать схему гальванического элемента.

Вычислить ЭДС элемента (E).

Pb / 0,01 M Pb(NO₃)₂ ($\gamma_{\text{Pb}^{2+}}=0,5$)

Pt, H₂ / HCl pH=3.

10. Рассчитать при T=298 K потенциалы электродов.

Определить катод и анод.

Написать уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.

Написать схему гальванического элемента.

Вычислить ЭДС элемента (E).

Fe / 0,002 M FeCl₃ ($\gamma_{\text{Fe}^{3+}}=0,54$)

Pb / 0,002 M Pb(NO₃)₂ ($\gamma_{\text{Pb}^{2+}}=0,81$).

11. Для пары металлов: Fe – Co

1) определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии в среде с pH=4.

2) напишите уравнения анодного и катодного процессов,

3) предложите для корродирующего металла анодное и катодное покрытие (объясните свой выбор). Определите какие коррозионные процессы будут протекать при нарушении сплошности предложенных покрытий. Запишите уравнения реакций.

12. Для пары металлов: Cd - Pb

1) определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии в среде с pH=6.

2) напишите уравнения анодного и катодного процессов,

3) предложите для корродирующего металла анодное и катодное покрытие (объясните свой выбор). Определите какие коррозионные процессы будут протекать при нарушении сплошности предложенных покрытий. Запишите уравнения реакций.

13. Был проведен электролиз водного раствора сульфата олова (II) (электроды графитовые): напишите уравнения реакций, протекающих на электродах; определите количества веществ, выделившихся на аноде и катоде при силе тока 25 А за 0,5 часа.

14. Был проведен электролиз водного раствора сульфата меди (II) (электроды графитовые): напишите уравнения реакций, протекающих на электродах; определите количества веществ, выделившихся на аноде и катоде при силе тока 10 А за 2,5 ч.

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

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

$$\varphi_{\text{Cu}} = +0,154 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ag}} = +0,348 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Au}} = +0,277 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{H}_2} = -0,059 \text{ В}$$

17. В какой среде при нарушении оловянного покрытия железо будет защищено более надежно?

Раствор	$\varphi_{\text{Fe}}, \text{В}$	$\varphi_{\text{Sn}}, \text{В}$
0,1 н. HCl	-0,328	-0,248
0,1 н. NaCl	-0,255	-0,429
0,1 н. NaOH	-0,161	-0,129

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

19. Какой процесс протекает на катоде при электролизе водного раствора ZnI₂?

20. Какое количество воды можно разложить, если через раствор азотной кислоты пропустить 1 F электричества?
21. Железные детали покрыты по отдельности никелем, хромом и кадмием. Какое покрытие в 3%-м растворе хлорида натрия будет анодным.
22. Какой силы должен быть ток, чтобы за 4 часа электролиза сульфата калия у катода образовалось 22,44 г едкого калия?
23. Как изменяется pH раствора в прианодном пространстве при электролизе с графитовыми электродами водного раствора гидроксида калия?
24. При коррозии латуни в 0,1 н. растворе соляной кислоты происходит обесцинкование (растворение цинка). Какой процесс протекает на медных участках медного сплава?
25. Вычислить э.д.с. и написать схему гальванического элемента, составленного из электродов:

$$\begin{array}{l} \text{Pt, H}_2 \mid 0,1 \text{н НВг} \quad \gamma = 0,9 \\ \text{Au} \mid 0,01 \text{М AuNO}_3 \quad \gamma = 0,1 \end{array}$$

Контрольные вопросы для проведения промежуточной аттестации (экзамена):

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, правило 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.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Основная литература:

1. Елфимов В.И. Основы общей химии. М.: ИНФРА-М, 2015, 260 с. (доступ через библиотеку ВлГУ)
2. Иванов В.Г., Гева О.Н. Неорганическая химия. Краткий курс. М.: ИНФРА-М, 2014, 256 с. (доступ через библиотеку ВлГУ)
3. Иванов В.Г., Гева О.Н. Основы химии. М.: ИНФРА-М, 2014, 560 с. (доступ через библиотеку ВлГУ)

Дополнительная литература:

1. Елфимов В.И., Бережной А.И., Аликина И.Б., Ярошинский А.И. Общая и неорганическая химия. М.: АБРИС, 2012, 286 с. (доступ через библиотеку ВлГУ)
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. СПб: Химиздат, 2007, 624 с (доступ через библиотеку ВлГУ)
3. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии. М.: КолоС, 2008, 280 с. (доступ через библиотеку ВлГУ)
4. Семенова И.В., Флорианович Г.М., Хорошилов А.В. Коррозия и защита от коррозии / Под ред. И.В. Семеновой. М.: ФИЗМАТЛИТ, 2010, 416 с. (доступ через библиотеку ВлГУ)

Программное обеспечение и Интернет-ресурсы.

1. <http://www.scirus.com/>
2. <http://www.ihtik.lib.ru/>
3. <http://www.yl0k.ru/books/>
4. <http://www.iupac.org/>
5. <http://194.67.119.21:89/GetContentForm.asp>
6. <http://www.abc.chemistry.bsu.by/current/fulltext.htm>
7. <http://www.anchem.ru/literature/>
8. <http://www.sciencedirect.com>
9. <http://chemteq.ru/lib/book>
10. <http://www.chem.msu.su/rus>
11. <http://djvu-inf.narod.ru/nelib.htm>
12. <http://www.elsevier.com/>
13. <http://www.uspkhim.ru/>

14. <http://www.strf.ru/database.aspx>

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ


ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ


При чтении лекционного курса используется информация, представленная на слайдах.

Задания для проведения контрольных работ используются, в том числе, в электронном варианте.

Лабораторные работы выполняются в лаборатории кафедры химии ВлГУ.

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению 18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии.

Рабочую программу составил  к.х.н. доцент Смирнова Н.Н.

Рецензент  к.х.н. ст.н.с. лаборатории химического анализа ФГБУ «Федеральный центр охраны здоровья животных» Большаков Д.С.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 9 от 1.04 2015 года

Заведующий кафедрой  /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 года

Председатель комиссии  /Панов Ю.Т./

(ФИО, подпись)

Программа пересмотрена
2017/18 уч. год
пр. № 1 от 1.09.17
2018/19 уч. год
пр. № 1 от 3.09.18

РЕЦЕНЗИЯ

НА РАБОЧУЮ ПРОГРАММУ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

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

Автор: доцент кафедры химии ФГБОУ ВО «Владимирский государственный университет имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых», к.х.н. Смирнова Н.Н.

Химия занимает важное место в системе подготовки специалистов для различных отраслей промышленности. Успех их работы в области любой технологии в значительной степени определяется качеством химической подготовки. Однако химия развивается настолько стремительно, что не только научная, но и учебная литература быстро устаревает, что обуславливает необходимость обновления материала и переработки рабочих программ, в том числе дисциплины «Общая и неорганическая химия».

Данная рабочая программа разработана в соответствии с требованиями ФГОС ВО для направления подготовки: 18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии.

Целью освоения дисциплины является 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.

Автор счел целесообразным расположить разделы курса в порядке усложнения рассматриваемых систем:

- строение и свойства индивидуальных веществ;
- свойства растворов неэлектролитов и электролитов;
- химические реакции;
- закономерности протекания химических реакций;
- электрохимические процессы.

Следует отметить связность и логичность структурирования учебного материала.

Преподнесение теоретического материала осуществляется с применением электронных средств обучения при непосредственном прочтении данного материала лектором. Некоторые разделы теоретического курса рассматриваются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задание на изучение нового материала до его изложения на лекции.

Лабораторный практикум охватывает все основные темы, рассматриваемые в теоретической части дисциплины.

При освоении лабораторного практикума студентам предлагается индивидуальная работа и работа в малых группах. При выполнении ряда работ используется метод проблемного обучения.

Предлагаемые автором контрольные вопросы и задания для проведения текущего контроля самостоятельной работы студентов способствуют лучшему пониманию и закреплению материала курса.

Учебно-методический комплект включает литературу, необходимую для освоения теоретической части дисциплины, ее лабораторного практикума и применения полученных студентами знаний для решения задач.

В целом рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» полностью соответствует требованиям ФГОС ВО для направления подготовки 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии» и может быть утверждена для учебно-методического обеспечения образовательного процесса.

К.х.н., ст.н.с. лаборатории
химического анализа ФГБУ
«Федеральный центр охраны
здоровья животных»

Подпись Большакова Д.С. заверяю
Ученый секретарь



Handwritten signature of D.S. Bolshakov

Д.С. Большаков

В.С. Русалеев