

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

Институт архитектуры, строительства и энергетики

УТВЕРЖДАЮ

Директор института

« 30 »  С.Н. Авдеев
2021 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

направление подготовки / специальность

18.03.01 Химическая технология

направленность (профиль) подготовки

технология и переработка полимеров

г. Владимир
Год 2020

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель освоения дисциплины: изучение теоретических основ общей и неорганической химии.

Задачи: 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 обязательной части ОПОП.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Планируемые результаты обучения по дисциплине «Общая и неорганическая химия», соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП (компетенциями и индикаторами достижения компетенций)

Формируемые компетенции (код, содержание компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине, в соответствии с индикатором достижения компетенции		Наименование оценочного средства
	Индикатор достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине	
ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойства различных классов химических элементов, соединений веществ и материалов	ОПК-1.1. Знает теоретические основы химии, принципы строения вещества, механизмы и закономерности протекания химических реакций. ОПК-1.2. Умеет анализировать и интерпретировать результаты, полученные в ходе химических экспериментов. ОПК-1.3. Владеет навыками проведения химического эксперимента, методами исследования свойств веществ и материалов.	Знает: теоретические основы общей и неорганической химии, принципы строения вещества и образования химической связи и основные закономерности протекания химических процессов; Владеет: теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов, экспериментальными методами определения физико-химических свойств неорганических соединений; Умеет: выполнять основные химические рас-	Вопросы, тестовые вопросы

		четы, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ	
ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.1. Знает теоретические основы фундаментальных разделов математики, физики, химии; ОПК-2.2. Умеет использовать законы, справочные данные и количественные соотношения математики, физики, химии для решения задач профессиональной деятельности; ОПК-2.3. Владеет физическими и химическими методами исследования, математическим аппаратом для обработки и интерпретации результатов эксперимента	Знает: основы дифференциального и интегрального исчисления, дифференциальных уравнений, теории вероятностей и математической статистики; Владеет: методами проведения физических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физического эксперимента; Умеет: использовать химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для решения профессиональных задач	Вопросы, тестовые вопросы

4. ОБЪЕМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет:

- 5 зачетных единиц, 180 часов (очная форма обучения);
- 9 зачетных единиц, 324 часа (заочная форма обучения);
- 8 зачетных единиц, 288 часов (заочная ускоренная форма обучения 3 г. 6 мес.);
- 4 зачетные единицы, 144 часа (заочная ускоренная форма обучения 3 г.);

**Тематический план
форма обучения – очная**

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником (в часах)			СРС	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы		
1.	Введение. Основные понятия и законы химии.	1	1	2		6	3	
2.	Строение вещества. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексные соединения.	1	2-6	10		2	22	Рейтинг-контроль № 1
3.	Агрегатные состояния вещества.	1					4	
4.	Растворы. Растворы неэлектролитов. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Дисперсные и коллоидные системы.	1	7-10	8		12	12	Рейтинг-контроль № 2
5.	Основные закономерности протекания химических процессов. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие. Основы химической кинетики.	1	11-15	10		4	20	
6.	Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	1	16-18	6		12	20	Рейтинг-контроль № 3
Итого по дисциплине, час.		180		36		36	81	Экзамен, 27

**Тематический план
форма обучения – заочная**

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником (в часах)			СРС	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы		
1.	Введение. Основные понятия и законы химии.	1	1-7			2	27	
2.	Строение вещества. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексные соединения.	1	8-9	1		2	27	Рейтинг-контроль № 1
3.	Агрегатные состояния вещества.	1	10-12				27	Рейтинг-контроль № 2
4.	Растворы. Растворы неэлектролитов. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Растворимость малорастворимых соединений. Производство растворимости. Гидролиз солей. Дисперсные и коллоидные системы.	1	13-18	2		4	47	Рейтинг-контроль №3
Итого за 1 семестр, час		144		8		8	128	Зачет

5.	Основные закономерности протекания химических процессов. Основы химической термодинамики. Термохимия. Основы химической кинетики. Химическое равновесие.	2	1-6	2		2	45	Рейтинг-контроль № 1
6.	Окислительно-восстановительные процессы.	2	7-10	2		2	45	Рейтинг-контроль № 2
7.	Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	2	11-18	2		4	49	Рейтинг-контроль № 3
Итого за 2 семестр, час.		180		6		8	139	Экзамен, 27
Итого по дисциплине, час.		324		14		16	267	Экзамен, 27

**Тематический план
форма обучения – заочная
(ускоренное 3 г. 6 мес.)**

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником (в часах)			СРС	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы		
1.	Введение. Основные понятия и законы химии.	1	1	1		2	25	
2.	Строение вещества. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексные соединения.	1	2-4	2		2	25	Рейтинг-контроль № 1
3.	Агрегатные состояния вещества.	1	5-6				47	
4.	Растворы. Растворы неэлектролитов.	1	7-10	1		2	50	Рейтинг-контроль № 2

	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Дисперсные и коллоидные системы.						
5.	Основные закономерности протекания химических процессов. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие. Основы химической кинетики.	1	11-15	1		2	50
6.	Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	1	16-18			2	50
Итого по дисциплине, час.		288		4		10	247
							Экзамен, 27

**Тематический план
форма обучения – заочная
(ускоренное 3 г.)**

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником (в часах)			СРС	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы		
1.	Введение. Основные понятия и законы химии.	1	1	1		2	5	
2.	Строение вещества. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексные соединения.	1	2-4	1		2	10	Рейтинг-контроль № 1
3.	Агрегатные состояния вещества.	1	5-6				12	
4.	Растворы.	1	7-	2		2	20	Рейтинг-

	Растворы неэлектролитов. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Дисперсные и коллоидные системы.		10					контроль № 2
5.	Основные закономерности протекания химических процессов. Основы химической термодинамики. Термохимия. Химическое равновесие. Основы химической кинетики.	1	11-15	2		4	30	
6.	Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии. Электродные процессы. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз.	1	16-18	2		2	20	Рейтинг-контроль № 3
Итого по дисциплине, час.		144		8		12	97	Экзамен, 27

Содержание лекционных занятий по дисциплине

Раздел 1. Введение.

Тема 1: Основные понятия и законы химии.

Содержание темы:

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

Раздел 2. Строение вещества.

Тема 1: Строение атома.

Содержание темы:

Основные представления квантовой механики. Атомные орбитали. Квантово-механическая модель строения атома. Электронная структура атомов.

Тема 2: Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.

Содержание темы:

Структура периодической таблицы химических элементов. Периодичность свойств химических элементов.

Тема 3: Химическая связь.

Содержание темы:

Природа химической связи. Теории валентных связей и молекулярных орбиталей. Классификация химической связи. Ковалентная связь. Металлическая связь. Ионная связь. Межмолекулярное взаимодействие. Комплексообразование и комплексные соединения.

Раздел 3. Агрегатные состояния вещества.

Тема 1: Взаимодействие между частицами веществ в различных агрегатных состояниях и свойства веществ.

Содержание темы:

Характерные особенности веществ в различных агрегатных состояниях. Параметры, характеризующие состояние химической системы при определенных условиях: температура, давление, концентрация. Газообразное состояние вещества. Идеальные и реальные газы. Основные законы идеальных газов. Жидкое состояние вещества. Понятие вязкости и поверхностного натяжения. Жидкие кристаллы. Твердые вещества. Аморфное и кристаллическое состояние. Кристаллическая структура. Молекулярные и ионные кристаллы. Дефекты в реальных кристаллах. Твердые электролиты.

Твердые электролиты.

Раздел 4. Растворы.

Тема 1: Растворы неэлектролитов.

Содержание темы:

Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Давление пара растворов. Замерзание и кипение растворов. Осмос.

Тема 2: Растворы электролитов.

Содержание темы:

Теория электролитической диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Диссоциация воды.

Тема 3: Малорастворимые вещества.

Содержание темы:

Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости.

Тема 4: Гидролиз солей.

Содержание темы:

Влияние природы солей на возможность и степень протекания гидролиза.

Тема 5: Дисперсные растворы. Коллоидные системы.

Раздел 5. Основные закономерности протекания химических процессов.

Тема 1: Основы химической термодинамики. Термохимия.

Содержание темы:

Основные понятия и законы термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты. Энтропия и ее изменение при химических реакциях. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца и направление реакций.

Тема 2: Химическое равновесие.

Содержание темы:

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

Тема 3: Основы химической кинетики.

Содержание темы:

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.

Раздел 6. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии.

Тема 1: Окислительно-восстановительные реакции.

Содержание темы:

Важнейшие окислители, восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. ОВР. Составление уравнений ОВР.

Тема 2: Химические источники электрической энергии.

Содержание темы:

Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. ЭДС.

Тема 3: Коррозия металлов.

Содержание темы:

Классификация коррозионных процессов. Химическая и электрохимическая коррозия.

Тема 4: Электролиз.

Содержание темы:

Электролиз с инертным и активным анодом. Катодные и анодные процессы. Законы электролиза.

Содержание лабораторных занятий по дисциплине

Раздел 1. Введение.

Тема 1: Основные понятия и законы химии.

Лабораторная работа № 1: Классы неорганических соединений.

Лабораторная работа № 2: Определение эквивалентной массы металла.

Раздел 2. Строение вещества.

Тема 3: Химическая связь.

Лабораторная работа № 3: Комплексные соединения.

Раздел 4. Растворы.

Тема 2: Растворы электролитов.

Лабораторная работа № 4: Получение растворов различных концентраций.

Лабораторная работа № 5: Определение pH растворов.

Лабораторная работа № 6: Гидролиз солей.

Раздел 5. Основные закономерности протекания химических процессов.

Тема 1: Основы химической термодинамики. Термохимия.

Лабораторная работа № 7: Энергетика химических процессов.

Тема 2: Химическое равновесие.

Лабораторная работа № 8: Химическое равновесие.

Раздел 6. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии.

Тема 1: Окислительно-восстановительные реакции.

Лабораторная работа № 9: Окислительно-восстановительные реакции.

Тема 2: Химические источники электрической энергии.

Лабораторная работа № 9: Гальванические элементы.

Тема 3: Коррозия металлов.

Лабораторная работа № 10: Электрохимическая коррозия.

Тема 4: Электролиз.

Лабораторная работа № 11: Электролиз.

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

5.1. Текущий контроль успеваемости

Рейтинг-контроль №1 (примеры вопросов и заданий):

1. Что характеризует квантовое число n ?
2. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для $3d^6$ электронов.
3. Напишите электронную формулу меди (№29), соблюдая правило Клечковского.
4. Распределите по квантовым ячейкам $4s^23d^8$ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
5. Что такое энергия связи?
6. Расположите 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. Напишите значения четырех квантовых чисел для $2p^5$ электронов.
10. Напишите электронную формулу стронция (№38), соблюдая правило Клечковского.

11. Распределите по квантовым ячейкам $7s^25f^{12}$ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
12. Что такое длина связи?
13. Расположите 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. Напишите значения четырех квантовых чисел для $5s^2$ электронов.
17. Напишите электронную формулу германия (№32), соблюдая правило Клечковского.
18. Что такое акцептор в донорно-акцепторной связи?
19. Распределите по квантовым ячейкам $6s^25d^4$ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
20. Расположите 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. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для $4d^8$ электронов.
24. Напишите электронную формулу марганца (№25), соблюдая правила Клечковского.
25. Распределите по квантовым ячейкам $4s^23d^7$ электроны, соблюдая принцип Паули и Правило Хунда.
26. Что такое sp^2 -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. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для $4p^4$ электронов.
31. Напишите электронную формулу селена (№34), соблюдая правило Клечковского.
32. Распределите по квантовым ячейкам $5s^24d^6$ 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 (примеры вопросов и заданий):

1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

$$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
2. Определите pH 0.01 M раствора CH₃COOH.
3. Составьте молекулярное и ионное уравнение гидролиза CuSO₄. Определите pH среды.
4. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

$$\text{Cu} + \text{HNO}_3 =$$
5. Определите pH 0.1 M раствора HNO₂.
6. Составьте молекулярное и ионное уравнение гидролиза AgNO₃. Определите pH среды.
7. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

$$\text{HCl} + \text{HNO}_3 =$$
8. Определите pH и pOH 1 M раствора HCN.
9. Составьте молекулярное и ионное уравнение гидролиза CH₃COONa. Определите pH среды.

10. 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?
11. 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.
12. 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?
13. Сколько граммов гидроксида натрия вступило в реакцию, если в результате получилось 2 моль эквивалентов металла?
14. 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.
15. При какой концентрации муравьиной кислоты (в моль/л) 95% ее будут находиться в недиссоциированном состоянии? ($K_{\text{дис.}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$)
16. Сколько моль эквивалентов металла вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 5,6 л водорода при нормальных условиях?
17. 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.
18. 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? ($K_{\text{дис.}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$)
19. Сколько моль эквивалентов сероводорода получилось при взаимодействии водорода и 8 г серы при н.у.?
20. 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.
21. Принимая во внимание первую ступень 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.
22. 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)
23. 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?
24. Сколько граммов КОН находится в состоянии полной диссоциации в 10 л раствора, pH которого равен 11?
25. При взаимодействии водорода и азота получено 6 моль эквивалентов аммиака. Какие объемы водорода и азота вступили при этом в реакцию при н.у.?
26. 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.
27. Каким объемом воды следует разбавить 1 л 0,6%-ного раствора уксусной кислоты для получения раствора, pH которого равен 3? ($K_{\text{дис.}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
28. При взаимодействии кислорода и неметалла израсходовано 1,12 л кислорода (н.у.). Определите количество моль эквивалентов полученного оксида неметалла (IV).
29. Вычислите, какую массу раствора соли с массовой долей 5% следует взять для приготовления 150 г раствора той же соли с массовой долей, равной 2%.
30. Сколько граммов уксусной кислоты следует добавить к 1 л раствора уксусной кислоты, pH которого равен 4, чтобы понизить величину pH до 3,5?

31. 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?
32. 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?
33. Вычислите pH 0,01 М раствора гидроксида лития и 0,01 М раствора гидроксида аммония. Объясните различие в значениях pH для этих растворов.
34. Одно и то же количество металла соединяется с 0,200 г кислорода и 3,17 г одного из галогенов. Определите молярную массу эквивалента галогена.
35. 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?
36. Некоторое количество металла, молярная масса эквивалента которого равна 27,9 г/моль, вытесняет 0,7 л водорода (н.у.). Определите массу металла.
37. Какой объем 0,5н. раствора серной кислоты следует добавить к 1 л 0,1н. раствора той же кислоты для получения 0,2н. раствора?
38. Вычислите pH 0,05М раствора азотной кислоты и 0,05М раствора уксусной кислоты. Объясните различие полученных значений.
39. Металл массой 1 г соединяется с 8,89 г брома и 1,78 г серы. Определите молярную массу эквивалента металла.
40. 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.
41. Определите массу гидроксида натрия, использованного для приготовления 200 мл раствора гидроксида натрия, если pH этого раствора равен 12.
42. 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.
43. Сколько литров 8н. раствора гидроксида калия следует добавить к 5 л 3,2 н. раствора гидроксида калия для получения 4 н. раствора?
44. Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты, если на нейтрализацию 9 г ее израсходовано 8 г гидроксида натрия.
45. 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.
46. 0,05 М растворе циановодородной кислоты степень диссоциации равна $1,26 \cdot 10^{-4}$. При какой концентрации раствора она увеличится в 5 раз?
47. 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.
48. 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?
49. Как изменится pH 0,03М раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ при разбавлении его в 10 раз?

Рейтинг-контроль №3 (примеры вопросов и заданий):

1. Рассчитайте при $T=298 \text{ K}$ потенциалы электродов;
 Определите катод и анод;
 Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе;
 Напишите схему гальванического элемента;
 Вычислите ЭДС элемента.
 $\text{Ni} / 0,01\text{M NiSO}_4 (\gamma_{\text{Ni}^{2+}} = 0,895)$
 $\text{Pt}, \text{H}_2 / \text{HCl} \text{ pH}=2 (\gamma_{\text{H}^+} = 0,904).$

2. Какие вещества и в каких количествах выделяются на угольных электродах при пропускании постоянного тока силой 2А в течение трех часов через водный раствор сульфата никеля (II)?
3. При пропускании через расплавленный гидроксид кальция тока силой 6,42 А 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 А 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. Рассчитайте при T=298 К потенциалы электродов.
Определите катод и анод.
Напишите уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Напишите схему гальванического элемента.
Вычислите ЭДС элемента (E).
Cd / 0,01 М CdSO₄ ($\gamma_{\text{Cd}^{2+}}=0,4$)
Pt, H₂ / H₂SO₄ pH=1.
7. Рассчитайте при T=298 К потенциалы электродов.
Определите катод и анод.
Напишите уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Напишите схему гальванического элемента.
Вычислите ЭДС элемента (E).
Pb / 0,01 М Pb(NO₃)₂ ($\gamma_{\text{Pb}^{2+}}=0,5$)
Pt, H₂ / HCl pH=3.
8. Рассчитайте при T=298 К потенциалы электродов.
Определите катод и анод.
Напишите уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Напишите схему гальванического элемента.
Вычислите ЭДС элемента (E).
Cd / 0,01 М CdSO₄ ($\gamma_{\text{Cd}^{2+}}=0,4$)
Pt, H₂ / H₂SO₄ pH=1.
9. Рассчитайте при T=298 К потенциалы электродов.
Определите катод и анод.
Напишите уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Напишите схему гальванического элемента.
Вычислите ЭДС элемента (E).
Pb / 0,01 М Pb(NO₃)₂ ($\gamma_{\text{Pb}^{2+}}=0,5$)
Pt, H₂ / HCl pH=3.
10. Рассчитайте при T=298 К потенциалы электродов.
Определите катод и анод.
Напишите уравнения процессов на катоде и аноде в работающем гальваническом элементе.
Напишите схему гальванического элемента.
Вычислите ЭДС элемента (E).
Fe / 0,002 М FeCl₃ ($\gamma_{\text{Fe}^{3+}}=0,54$)
Pb / 0,002 М 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),
- 4) определите какие коррозионные процессы будут протекать при нарушении сплошности предложенных покрытий,
- 5) 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),
- 4) определите какие коррозионные процессы будут протекать при нарушении сплошности предложенных покрытий,
- 5) 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. Назовите соль.

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

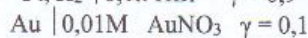
$$\varphi_{\text{Cu}} = +0,154 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Au}} = +0,348 \text{ В};$$

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

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 ZnI_2 ?
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 проходит обесцинкование (растворение цинка). Какой процесс протекает на медных участках медного сплава?
25. Вычислите э.д.с. и написать схему гальванического элемента, составленного из электродов:



5.2. Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины

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. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ: энергия активации химической реакции, ее связь с константой скорости химической реакции (уравнение Аррениуса).
9. Периодические свойства элементов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону. Изменение свойств в периодах и группах.
10. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (кинетическое уравнение реакции).
11. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры (уравнение Вант-Гоффа).
12. Периодические свойства элементов: электроотрицательность, окислительная и восстановительная активность. Изменение свойств в периодах и группах.
13. Первый закон термодинамики. Энтальпия термодинамической системы.
14. Химическая связь. Количественные характеристики химической связи: энергия, длина, валентные углы.
15. Второй закон термодинамики Энтропия термодинамической системы.
16. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Обменный механизм образования. Условия возникновения σ - и π - связей.
17. 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.
18. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования. Понятие донора и акцептора.
19. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие: влияние изменения концентрации веществ, принимающих участие в реакции, внешнего давления и температуры на состояние химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
20. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей: понятие, виды, геометрическая форма молекул с гибридными орбиталями.
21. Растворы. Растворение. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: давление насыщенных паров растворителя над раствором (закон Рауля), температура замерзания и температура кипения растворов (следствия из закона Рауля).
22. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории Вернера: строение и природа связей в комплексных соединениях. Классификация комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.
23. Комплексные соединения. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей комплексобразователя. Пространственное строение молекул комплексных соединений.

24. Растворы. Растворение. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: осмотическое давление (закон Вант-Гоффа).
25. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Локализованная и делокализованная ковалентная связь.
26. Химическая связь. Полярная и неполярная ковалентная связь. Дипольный момент и эффективный заряд как характеристики полярности ковалентной связи.
27. Полярные и неполярные молекулы. Определение суммарного дипольного момента. Связь пространственной конфигурации молекулы и ее полярности.
28. Комплексные соединения. Теория кристаллического поля: основные положения. Спектрохимический ряд лигандов. Окраска комплексных соединений.
29. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов.
30. Комплексные соединения. Поведение при растворении. Первичная и вторичная диссоциация. Константа нестойкости комплексных соединений.
31. Ионная связь. Условия и механизм образования. Степень ионности связи. Свойства ионной связи.
32. Диссоциация сильных электролитов. Активная концентрация. Коэффициент активности ионов, его связь с ионной силой раствора.
33. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь константы диссоциации и степени диссоциации (закон разбавления Оствальда).
34. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели.
35. Металлическая связь. Механизм образования. Свойства металлической связи.
36. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости.
37. Межмолекулярное взаимодействие. Ван-дер-Ваальсовы силы. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие: условие и механизм возникновения.
38. Металлические электроды. Механизм возникновения электродного потенциала. Уравнение Нернста. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Электродвижущая сила (ЭДС).
39. Электрохимическая коррозия: причины возникновения, механизм процесса, методы защиты.
40. Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь: условия и механизм возникновения.
41. Электролиз. Катодные процессы.
42. Электролиз. Анодные процессы.
43. Химическая кинетика. Понятие скорости реакции. Мгновенная и средняя скорость.
44. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Природа реагирующих веществ. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса.
45. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Концентрации реагирующих веществ. Кинетические уравнения. Понятие простых и сложных реакций.
46. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.
47. Химическая кинетика. Катализ. Влияние катализатора на энергию активации реакции.
48. Задача по теме лекционных занятий и/или лабораторного практикума.

5.3. Самостоятельная работа обучающегося

Вопросы для проведения контроля самостоятельной работы:

1. Характерные особенности веществ в различных агрегатных состояниях. Параметры, характеризующие состояние химической системы при определенных условиях: температура, давление, концентрация.

2. Газообразное состояние вещества. Идеальные и реальные газы. Основные законы идеальных газов.
3. Жидкое состояние вещества. Понятие вязкости и поверхностного натяжения. Жидкие кристаллы.
4. Твердые вещества. Аморфное и кристаллическое состояние. Кристаллическая структура. Молекулярные и ионные кристаллы. Дефекты в реальных кристаллах. Твердые электролиты.
5. Дисперсные и коллоидные системы.
6. Сорбция и сорбционные процессы.
7. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов.
8. Электрохимические процессы. Потенциалы редокси-электродов.
9. Электрохимические процессы. Кинетика электродных процессов. Поляризация.
10. Электрохимические процессы. Защита металлов от коррозии.
11. Электрохимические процессы. Применение электролиза.

Контрольные вопросы п. 5.3. включены в перечень вопросов для проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

Фонд оценочных материалов для проведения аттестации уровня сформированности компетенций обучающихся по дисциплине оформляется отдельным документом.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

6.1. Книгообеспеченность

Наименование литературы: автор, название, вид издания, издательство	Год издания	КНИГООБЕСПЕЧЕННОСТЬ
		Наличие в электронном каталоге ЭБС
Основная литература		
Савинкина Е. В., Михайлов В. А., Киселёв Ю. М., Сорокина О. В., Аликберова Л. Ю., Давыдова М.Н., Елфимов В.И. Общая и неорганическая химия: в 2 т. Основы общей химии. М.: Лаборатория знаний.	2018	https://znanium.com/catalog/document?id=335885
Аскарова Л. Х. Химия. М.: ФЛИНТА.	2018	https://znanium.com/catalog/document?id=328191
Мартынова Т. В., Супоницкая И. И., Агеева Ю. С. Неорганическая химия. М.: ИНФРА-М.	2021	https://znanium.com/catalog/document?id=366968
Орлин Н.А. Общая и неорганическая химия: практикум для студентов химических, химико-технологических и экологических специальностей. Владимир: ВлГУ.	2006	117 печ. экз. в библиотеке ВлГУ
Дополнительная литература		
Елфимов В. И. Основы общей химии. М.: ИНФРА-М.	2019	https://znanium.com/catalog/document?id=372542
Орлин Н.А. Строение атома и химическая связь: учебное пособие. Влади-	2010	272 печ. экз. в библиотеке ВлГУ

6.2. Периодические издания

Журналы:

- «Успехи химии»
- «Химия и химическая технология»
- «Биомедицинская химия»
- «Химическая технология»

6.3. Интернет-ресурсы.


1. <http://www.scirus.com/>
2. <http://www.ihik.lib.ru/>
3. <http://www.y10k.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/nclib.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

Для реализации данной дисциплины используются аудитории для проведения лекционных и лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также аудитории для самостоятельной работы. Лабораторные работы проводятся в лаборатории кафедры химии.

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению 18.03.01 Химическая технология.

Рабочую программу составил  д.х.н. профессор кафедры химии Смирнова Н.Н.

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

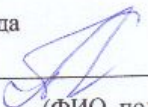
Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № _____ от _____ 20²¹ года

Заведующий кафедрой  /Смирнова Н.Н./

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

Протокол № 01 от 30.08. 20²¹ года

Председатель комиссии  /Панов Ю.Т./

(ФИО, подпись)

**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 _____

ЛИСТ РЕГИСТРАЦИИ ИЗМЕНЕНИЙ

в рабочую программу дисциплины
ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

образовательной программы направления подготовки 18.03.01 Химическая технология

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

Зав. кафедрой _____ / _____ /