

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Смоленский государственный университет»

Кафедра экологии и химии

«Утверждаю»

Проректор по учебно-
методической работе
_____ Ю.А. Устименко
«09» сентября 2021 г.

**Рабочая программа дисциплины
Б1.Б.10 Химия**

Направление подготовки: 05.03.06. Экология и природопользование

Направленность: Экология и природопользование

Курс – 2

Семестр – 3,4

Форма обучения – очная

Всего зачетных единиц - 5, часов – 180

Лекции – 34 час.

Лабораторные занятия – 68 час.

Самостоятельная работа – 78 час.

Форма отчетности: экзамен – 4 семестр, зачет – 3 семестр

Программа составлена на основе ФГОС ВО по направлению подготовки
05.03.06 Экология и природопользование

Программу разработал:

канд. пед. наук, доцент Миренкова Е.В.

Одобрена на заседании кафедры экологии и химии
«02» сентября 2021 года, протокол № 1

Смоленск
2021

1. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина Б1.Б.10 «Химия» относится к базовой части ОП по направлению подготовки 05.03.06. Экология и природопользование.

В первой части дисциплины рассматриваются фундаментальные понятия общей и неорганической химии, во второй части – базовые понятия органической химии.

Усвоение материала курса позволяет описывать, объяснять и прогнозировать химические процессы в живой и неживой природе, прогнозировать поведение химических систем при воздействии на них различных факторов.

Дисциплина изучается параллельно с курсом «Геохимия окружающей среды», что дает возможность проследить и реализовывать тесные внутри- и межпредметные связи. Изучение дисциплины «Химия» предваряет освоение студентами курса «Основы химического анализа» и призвано способствовать подготовке к его изучению.

2. Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие следующих компетенций:

- ОПК-2: владением базовыми знаниями фундаментальных разделов физики, химии и биологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических и биологических основ в экологии и природопользования; методами химического анализа, знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации.

В результате освоения дисциплины студент должен

Знать:

- основные химические понятия и законы;
- способы получения и свойства веществ, относящихся к различным классам неорганических соединений;
- строение атома, типы и характеристики химических связей, типы кристаллических решеток;
- важнейшие характеристики и закономерности протекания химических процессов: скорость химической реакции, химическое равновесие, энергетика химических превращений;
- свойства водных растворов электролитов и неэлектролитов;
- характеристики окислительно-восстановительных процессов.

Уметь:

- проводить типовые стехиометрические расчеты;
- составлять уравнения обменных и окислительно-восстановительных химических реакций;
- раскрывать зависимость между составом, строением и свойствами веществ, областями их применения, формами нахождения элементов в природе;
- выполнять химический эксперимент по предложенной методике; обращаться с несложными приборами, реактивами, оборудованием;

Владеть:

- химическим языком, его терминологией и символикой;

- навыками обращения с химическими веществами и осуществления простейших химических операций;
- навыками работы в лаборатории и навыками безопасного обращения с веществами.

3. Содержание дисциплины

Предмет и задачи химии.

Основные химические понятия и законы. Атомно-молекулярное учение. Атом, молекула, элемент. Химические формулы. Единица количества вещества – моль. Число Авогадро. Молярная масса. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Законы стехиометрии. Закон сохранения массы вещества. Уравнение химической реакции как отражение закона сохранения массы вещества. Расчеты по химическим уравнениям. Закон постоянства состава. Вещества-дальтониды и бертоллиды. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Относительная плотность газа. Закон эквивалентов.

Строение атома и химическая связь. Строение вещества. Размеры и массы атомов и молекул. Современные представления о строении атома. Субатомные частицы. Изотопы. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принципы заполнения атомных орбиталей. Электронные конфигурации атомов и ионов. Основные свойства атомов (энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность).

Химическая связь, её основные типы. Характеристика связей: ионной, ковалентной, металлической, водородной (энергия, длины, валентные углы, поляризуемость, направленность, насыщаемость). Гибридизация АО. Форма молекул с различным типом связей.

Агрегатные состояния вещества. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая) и связь её структуры со свойствами вещества.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Формулировка Периодического закона, значение закона в развитии естественных наук. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства атомов. Связь периодически изменяющихся свойств с электронной структурой атомов.

Структура периодической системы. Характеристика элементов и их соединений (простые вещества, оксиды, гидроксиды, водородные соединения) по положению элемента в периодической системе.

Важнейшие классы неорганических соединений. Классификация неорганических соединений, номенклатура, важнейшие химические свойства, получение. Оксиды: несолеобразующие, основные, кислотные, амфотерные. Гидроксиды: кислотные, основные, амфотерные. Соли: средние, кислые, основные. Бинарные соединения. Комплексные соединения: строение, номенклатура, значение. Генетическая связь между веществами различных классов.

Основы химической термодинамики. Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия системы. Энтальпия. Энтальпия образования вещества. Первый закон термодинамики. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические уравнения, тепловые эффекты химических реакций. Энтропия; факторы, влияющие на её величину. Энергия Гиббса. Второй закон химической термодинамики. Условия самопроизвольного протекания реакций.

Химическая кинетика и катализ. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Кинетические уравнения реакций. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

Катализ, катализаторы. Гетерогенный и гомогенный катализ.

Химическое равновесие. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия как выражение закона действующих масс для положения химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Вода. Дисперсные системы. Строение молекул воды, ассоциация молекул воды. Структура льда и жидкой воды. Аномальные свойства воды. Жесткость воды, способы её устранения. Дисперсные системы их классификация. Краткая характеристика грубых дисперсий, коллоидных растворов, истинных растворов. Механизм и термодинамика растворения. Кристаллогидраты. Растворение твердых веществ в воде. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости газов от температуры и давления.

Способы выражения концентрации растворов: безразмерные (массовая доля, объемная доля, мольная доля); размерные (молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльная концентрация). Расчеты для приготовления растворов.

Растворы неэлектролитов. Давление паров растворителя над раствором, изменение температур кипения и замерзания растворов. Законы Рауля. Явление осмоса. Осмотическое давление в растворах. Закон Вант-Гоффа. Роль осмоса в природе.

Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Степень диссоциации электролитов; факторы, влияющие на её величину. Сильные и слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Ступенчатая диссоциация. Реакции обмена в водных растворах электролитов. Условия необратимости реакций. Ионные уравнения реакций. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения рН. Расчеты по вычислению рН.

Труднорастворимые электролиты. Равновесие осадок-раствор. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Гидролиз солей в водных растворах. Изменение рН при гидролизе солей. Обратимый и необратимый гидролиз. Понятие о буферных системах. Буферные системы в живых организмах.

Жесткость воды и способы ее устранения.

Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, методом электронно-ионного баланса. Значение окислительно-восстановительных процессов в живой и неживой природе.

Основы электрохимии. Электродные потенциалы. Электрохимические процессы в растворах. Электрохимические системы. Гальванический элемент. Электролиз растворов и расплавов.

Коррозия металлов. Определение и классификация коррозионных процессов. Виды коррозии, ее механизм: химическая, электрохимическая, биокоррозия. Защита металлов от коррозии: нанесение неметаллических покрытий; металлические анодные и катодные покрытия; протекторная защита; ингибирование.

4. Тематический план курса

№ п/п	Разделы и темы	Всего часов	Формы занятий		
			лекции	лабораторные занятия	самостоятельная работа
1	Основные химические понятия и законы	14	2	8	4
2	Строение атома и периодический закон	12	4	4	4

3	Химическая связь. Строение вещества	10	2	4	4
4	Классы неорганических соединений. Комплексные соединения	18	4	8	6
5	Закономерности химических процессов	22	4	12	6
6	Дисперсные системы. Растворы. Общие свойства растворов	17	4	8	5
7	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей	26	6	12	8
8	Окислительно-восстановительные реакции	12	2	4	6
9	Основы электрохимии	12	4	4	4
10	Коррозия металлов	10	2	4	4
	Подготовка к экзамену	27			27
	Итого	180	34	68	78

5. Виды учебной деятельности

Лекции

Лекционные занятия предполагают со стороны студентов следующие виды учебной деятельности: конспектирование материалов, участие в обсуждении материала, поиск ответов на проблемные вопросы.

Основные химические понятия и законы (2 часа). Атомно-молекулярное учение. Атом, молекула, элемент. Химические формулы. Единица количества вещества – моль. Число Авогадро. Молярная масса. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Законы стехиометрии. Закон сохранения массы вещества. Уравнение химической реакции как отражение закона сохранения массы вещества. Расчеты по химическим уравнениям. Закон постоянства состава. Вещества-дальтониды и бертоллиды. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Относительная плотность газа. Закон эквивалентов.

Строение атома и химическая связь. (6 часов). Размеры и массы атомов и молекул. Современные представления о строении атома. Субатомные частицы. Изотопы. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принципы заполнения атомных орбиталей. Электронные конфигурации атомов и ионов. Основные свойства атомов (энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность).

Химическая связь, её основные типы. Характеристика связей: ионной, ковалентной, металлической, водородной (энергия, длины, валентные углы, поляризуемость, направленность, насыщенность). Гибридизация АО. Форма молекул с различным типом связей.

Классы неорганических соединений. Комплексные соединения (4 часа). Классификация неорганических соединений, номенклатура, важнейшие химические свойства, получение. Оксиды: несолеобразующие, основные, кислотные, амфотерные. Гидроксиды: кислотные, основные, амфотерные. Соли: средние, кислые, основные. Бинарные соединения. Комплексные соединения: строение, номенклатура, значение. Генетическая связь между веществами различных классов.

Закономерности химических процессов (4 часа). Основы химической термодинамики. Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия системы. Энтальпия. Энтальпия образования вещества. Первый закон термодинамики. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические уравнения, тепловые эффекты химических реакций. Энтропия; факторы, влияющие на её величину. Энергия Гиббса. Второй закон химической

термодинамики. Условия самопроизвольного протекания реакций. **Химическая кинетика и катализ.** Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Кинетические уравнения реакций. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ, катализаторы. Гетерогенный и гомогенный катализ. **Химическое равновесие.** Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия как выражение закона действующих масс для положения химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Дисперсные системы. Растворы. Общие свойства растворов (4 часа). Строение молекул воды, ассоциация молекул воды. Структура льда и жидкой воды. Аномальные свойства воды. Дисперсные системы их классификация. Краткая характеристика грубых дисперсий, коллоидных растворов, истинных растворов. Кристаллогидраты. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.

Способы выражения концентрации растворов: безразмерные (массовая доля, объемная доля, мольная доля); размерные (молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльная концентрация). Расчеты для приготовления растворов. Жесткость воды и способы ее устранения.

Общие свойства растворов. Растворение твердых веществ в воде. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости газов от температуры и давления. **Растворы неэлектролитов.** Давление паров растворителя над раствором, изменение температур кипения и замерзания растворов. Законы Рауля. Явление осмоса. Осмотическое давление в растворах. Закон Вант-Гоффа. Роль осмоса в природе.

Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей (6 часов). Основные положения теории электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Степень диссоциации электролитов; факторы, влияющие на её величину. Сильные и слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Ступенчатая диссоциация. Реакции обмена в водных растворах электролитов. Условия необратимости реакций. Ионные уравнения реакций. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH. Расчеты по вычислению pH.

Труднорастворимые электролиты. Равновесие осадок-раствор. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Гидролиз солей в водных растворах. Изменение pH при гидролизе солей. Обратимый и необратимый гидролиз. Понятие о буферных системах. Буферные системы в живых организмах.

Окислительно-восстановительные реакции (2 часа). Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Вещества, проявляющие двойственные функции. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса, методом электронно-ионного баланса. Значение окислительно-восстановительных процессов в живой и неживой природе.

Основы электрохимии (4 часа). Электрохимические процессы. Понятие об электродном потенциале. Потенциалы металлических и газовых электродов. Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Направленность ОВР в растворе. Гальванический элемент. ЭДС элемента. Аккумуляторы.

Коррозия металлов (2 часа). Определение и классификация коррозионных процессов. Виды коррозии, ее механизм: химическая, электрохимическая, биокоррозия. Защита металлов от коррозии: нанесение неметаллических покрытий; металлические

анодные и катодные покрытия; протекторная защита; ингибирование.

Лабораторные занятия

Инструкции по выполнению лабораторных работ приведены в *Лабораторном практикуме по химии*, каждый из студентов получает его в библиотеке. При подготовке к выполнению лабораторного практикума, помимо оформления лабораторного журнала, от студентов требуется проработать содержательный материал по различным источникам, выполнить разработанные к каждому занятию задачи и упражнения (номера заданий и упражнений указываются преподавателем). Комплект заданий хранится в кабинете и предоставляется студентам в печатном и электронном виде.

Лабораторное занятие начинается с проверки выполнения домашнего задания и ответов на возникшие вопросы. Перед выполнением лабораторных опытов студентам дается конкретная инструкция по ТБ, особенностям проведения того или иного опыта.

Завершается занятие оформлением письменного отчета в лабораторном журнале, текущим контролем знаний в форме теста или небольшого письменного задания.

Тема 1. Основные химические понятия и законы (4 ч)

Задачи и упражнения

1. Одинаковое ли (и какое именно) число молекул содержится в 1 г воды H_2O и в 1 г кислорода O_2 ?
2. Определите, какое число молекул (формульных единиц) содержат порции веществ, часто применяемых в быту: 5 г пищевой соды (гидрокарбонат натрия), 0,01 моль йода, 35 г CH_3COOH .
3. В доме разбился медицинский термометр, а всю ртуть собрать не удалось. Между тем ртуть обладает высокой летучестью, а её пары ядовиты. Вычислите массу и объем жидкой ртути, содержащие $2,5 \cdot 10^{19}$ атомов Hg. Плотность жидкой ртути составляет $13,59 \text{ г/см}^3$.
4. Сколько молей CO_2 содержится в выдыхаемом человеком за сутки углекислом газе, если масса этого количества CO_2 составляет 4,4 кг? Определите объем этого газа при н.у.
5. Первая стадия получения серной кислоты в промышленности, дающая наибольшее количество вредных выбросов в атмосферу, – обжиг пирита FeS_2 . Определите массовые доли железа и серы в пирите. Рассчитайте массу серы, которая содержится в 1 т пирита.
6. При сжигании фосфора на воздухе образовалось вещество, в составе которого 43,7% фосфора и 56,3% кислорода. Это вещество легко поглощает влагу из воздуха и образует едкий туман, раздражающий органы дыхания. Определите формулу продукта, если относительная плотность его паров по воздуху составляет 9,79.
7. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента элементов в соединениях HBr, H_2O , NH_3 .
8. При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щелочью образовалась соль Na_2HPO_4 . Рассчитайте для этого случая молярную массу эквивалента фосфорной кислоты.
9. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2 г гидроксида натрия. Определите молярную массу эквивалента кислоты.
10. Вычислите молярную массу эквивалента $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакции $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
11. Вычислите молярную массу эквивалента H_2SO_4 в реакции $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

12. При сгорании металла массой 2,5 г образуется 4,72 г оксида. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

Лабораторная работа «Определение молекулярной массы углекислого газа» [3, с.10]

Тема 2. Строение атома и периодический закон (2 ч)

Вопросы и упражнения

1. Чем отличаются орбитали 2p-подуровня от орбиталей 3p-подуровня?
2. Чем отличаются друг от друга три орбитали 4p-подуровня?
3. Какой подуровень последним заполняется электронами в атоме элемента с порядковым номером 88?
4. Рассчитайте максимальное число электронов, которые могут находиться в атоме в электронном слое с главным квантовым числом 4.
5. Напишите полные электронные конфигурации атомов элементов с порядковыми номерами 6, 9, 18, 24; 31.
6. У каких из указанных частиц одинаковое число электронов: Na^+ , Mg^{2+} , P^{3-} , F^- ?
7. Атом имеет 36 протонов в ядре. Сколько заполненных орбиталей имеется в его электронной оболочке?
8. Атом какого элемента четвертого периода содержит максимальное число неспаренных электронов?
9. Расположите следующие элементы в порядке увеличения их атомных радиусов: кислород, кремний, магний, углерод.
10. Приведите примеры s-, p-, d-, f-элементов.
11. Каков физический смысл порядкового номера, номера периода и номера группы?
12. Чем объясняется химическая пассивность благородных газов?
13. Расположите следующие элементы в порядке увеличения их металлической активности: алюминий, калий, кальций, магний, цезий.
14. Составьте молекулярные формулы высших оксидов и гидроксидов элементов с порядковыми номерами: 16, 17, 31, 37, 50. Укажите их кислотно-основный характер.
15. Составьте формулы водородных соединений элементов с порядковыми номерами: 19, 20, 32-35.

Тема 3. Химическая связь и строение вещества (2 ч)

Подготовить по учебнику: Агрегатные состояния вещества. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая) и связь структуры со свойствами вещества

Задания и упражнения

1. Что такое химическая связь? Как она образуется?
2. Какая условная граница разделяет соединения с преобладанием ионной связи и соединения с преобладанием ковалентной связи?
3. Чем различаются обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи?
4. Как определить валентность атома химического элемента?
5. Что означает гибридизация атомных орбиталей?
6. Сколько орбиталей участвует в образовании гибридных орбиталей при sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизации? Сколько гибридных орбиталей образуется в каждом из этих случаев?
7. Как гибридные орбитали располагаются в пространстве? Каковы валентные углы в молекулах, орбитали центральных атомов в которых находятся в состоянии sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизации?
8. Зависит ли геометрическая форма молекулы от наличия у центрального атома несвязывающих электронных пар?

9. Как и почему изменяется прочность соединений в ряду: HF, HCl, HBr, HI?
10. Как меняется длина связи в ряду H₂O – H₂S – H₂Se – H₂Te?
11. Каково число общих электронных пар в молекуле азота?
12. В каком соединении полярность связи наименьшая: иодоводород, хлороводород, бромоводород, вода?
13. Учитывая положение серы и селена в ПС и их электроотрицательность, укажите, какая связь прочнее: S – H или Se – H?
14. В каком из приведенных соединений связь наиболее и наименее полярна: NaI, NaBr, CsI?
15. Какая из химических связей является наиболее полярной H–Cl, H–Br, H–I, H–S, H–P? Укажите, в какую сторону смещается электронная плотность связи.
16. Какой характер имеют связи в молекулах NCl₃, CS₂, ICl₅, NF₃, OF₂, ClF, CO₂? Укажите для каждой из них направление смещения общей электронной пары.
17. В каком из соединений имеются только ионные связи: H₂SO₄, Na₂S, Na₂O₂, NH₄Cl?
18. В каком из соединений имеются только ковалентные связи: Ca(OH)₂, NH₄NO₃, H₂O₂, Na₂O₂?
19. Какие типы гибридизации АО углерода соответствуют образованию молекул CH₄, C₂H₆, C₂H₄, C₂H₂?
20. Укажите тип гибридизации АО кремния в молекулах SiH₄ и SiF₄. Полярны ли эти молекулы?
21. Определите тип гибридизации АО азота в частицах NF₄⁺, NH₃, NH₄⁺.
22. Для следующих частиц определите тип гибридизации АО, предположите геометрическую форму: CCl₄, BCl₃, SeF₄, OF₂, PCl₅, H₃O⁺. Укажите, будут ли нейтральные частицы полярными или неполярными.
23. Для следующих частиц определите тип гибридизации АО, предположите геометрическую форму: BeF₂, SiF₄, SeF₆, PCl₃, PCl₅, AlF₃, NH₄⁺. Укажите, будут ли нейтральные частицы полярными или неполярными.

Тема 4. Важнейшие классы неорганических соединений (4 ч)

Упражнения

1. Выведите формулы гидроксидов, отвечающих оксидам:
 - а) Al₂O₃, MnO, SO₃, K₂O, Cl₂O₇;
 - б) PbO, Fe₂O₃, SO₂, Cl₂O, P₂O₅.
 Назовите оксиды и гидроксиды.
2. Выведите формулы оксидов, отвечающих гидроксидам:
 - а) HNO₃, Ca(OH)₂, H₂Cr₂O₇, H₂SiO₃, Fe(OH)₃;
 - б) HNO₂, Cr(OH)₃, HClO, KOH, H₂SO₃. Назовите гидроксиды и оксиды.
3. Как практически доказать характер оксида магния, оксида фосфора (V)? Напишите уравнения возможных реакций.
4. Приведите по 3 примера несолеобразующих оксидов, кислотных, основных, амфотерных.
5. Как меняется сила кислот в ряду H₂SO₄-H₂SeO₄-H₂TeO₄?
6. Как меняется сила кислот в ряду HClO – HClO₂ – HClO₃ – HClO₄?
7. Распределите соли по группам и дайте им названия:
 - а) NaHSO₄, Ca(H₂PO₄)₂, Fe₂(SO₄)₃, KHS, BaI₂, Al(OH)(NO₃)₂, Fe(OH)SO₄,
 - б) Ca₂HPO₄, Ca₂(OH)₂CO₃, Na₂S, K₂SO₄, FeCl₂, Ba(HCO₃)₂, Mg(OH)Cl.
5. Составьте уравнения реакций нейтрализации, назовите соли:
 - а) Fe(OH)₂ + HCl = (средняя и основная соли)
 - б) Ba(OH)₂ + H₃PO₄ = (средняя и кислые соли)
 - в) Al(OH)₃ + HClO₄ = (средняя соль, основные соли)
 - г) NaOH + H₂S = (средняя и кислая соли)

- д) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 =$ (средняя и кислая соли)
6. Докажите амфотерность веществ составлением уравнений их реакций с серной кислотой, гидроксидом калия:
- а) гидроксид цинка; в) гидроксид бериллия;
 б) гидроксид алюминия; г) гидроксид хрома(III).
7. С какими из перечисленных веществ будет реагировать оксид алюминия: углекислый газ, гидроксид натрия, оксид углерода(IV), хлорид алюминия, оксид калия, оксид меди (II), вода? Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия.
8. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид калия: хлорид цинка, оксид кальция, оксид серы (IV), азотная кислота, гидроксид алюминия, оксид бария, натрий? Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия.
9. С какими из перечисленных веществ будет реагировать разбавленная серная кислота: железо, сульфат кальция, карбонат натрия, гидроксид цинка, медь, нитрат магния, оксид углерода(IV)? Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия.
10. Составьте молекулярные и ионные (где это возможно) уравнения реакций по схемам, назовите вещества:
- а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_3$;
 б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlBr}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$;
 в) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
 д) $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Лабораторная работа «Способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот, солей» [3, с. 5]

Лабораторная работа «Комплексные соединения» [3, с. 8]

Тема 5. Закономерности химических процессов (6 ч)

Энергетика химических процессов

Задачи и упражнения

1. Что такое внутренняя энергия?
2. На что расходуется теплота, подводимая к системе?
3. Что такое тепловой эффект процесса?
4. Чем термохимическое уравнение отличается от обычного химического уравнения?
5. Какова формулировка закона Гесса?
6. Какая функция состояния характеризует меру вероятности того или иного состояния этого вещества?
7. Какая функция состояния вещества не может убывать при самопроизвольных процессах в изолированных системах?
8. Как изменяется энергия Гиббса в самопроизвольных реакциях, происходящих при постоянных давлении и температуре?
9. При сжигании 128 г серы выделилось 1188 кДж теплоты. Чему равна теплота образования диоксида серы?
10. При взаимодействии 2,8 л (н.у.) фтора с литием, взятым в избытке, выделилось 154 кДж теплоты. Чему равна теплота образования фторида лития?
11. Теплота образования оксида лития равна 599 кДж/моль. Какое количество теплоты выделяется при окислении 0,5 моль лития до оксида лития в избытке кислорода?
12. Восстановление оксида железа(III) алюминием сопровождается выделением 848 кДж теплоты: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$. Сколько теплоты выделится при взаимодействии алюминия массой 812 г с оксидом железа массой 485 г?
13. Вычислите тепловой эффект реакции $\text{K}_2\text{O}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{K}_2\text{CO}_3(\text{тв})$. Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

14. Вычислите тепловой эффект реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$. Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?
15. Вычислите тепловой эффект реакции $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г}) = 3\text{S}(\text{ромб}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?
16. Рассчитайте стандартную энтальпию реакций, предварительно подобрав коэффициенты: а) $\text{FeO}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т})$; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{т}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + \text{SO}_3(\text{г})$; в) $\text{ZnS}(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{т}) + \text{SO}_2(\text{г})$. Стандартные энтальпии образования веществ составляют: $\text{FeO} - 266$ кДж/моль; $\text{Fe}_2\text{O}_3 - 824$ кДж/моль; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 - 2581$ кДж/моль; $\text{ZnS} - 209$ кДж/моль; $\text{ZnO} - 351$ кДж/моль; $\text{SO}_2 - 297$ кДж/моль;.
17. Известны значения стандартной энтропии для йода во всех агрегатных состояниях: а) 137, б) 261, в) 116 кДж/(К·моль). Укажите эти состояния.
18. Для какой реакции: а) $\text{A}(\text{т}) + \text{B}(\text{т}) = \text{D}(\text{ж})$; б) $\text{A}(\text{т}) + \text{B}(\text{т}) = \text{D}(\text{г})$; в) $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{ж}) = \text{D}(\text{т})$; г) $\text{A}(\text{т}) + \text{B}(\text{г}) = \text{D}(\text{т})$ значение энтропии будет наибольшим?
19. Вычислите изменение энтропии в результате реакции $3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{O}_3(\text{г})$.
20. Вычислите изменение энтропии в результате реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$.
21. При давлении 101,3 кПа и температуре 273К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции $\text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв})$, если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -177,99$ кДж, $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = -164,68$ Дж/К. Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных условиях?
22. При давлении 101,3 кПа и температуре 273К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции $2\text{NaNO}_3(\text{тв}) = 2\text{NaNO}_2(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г})$, если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -177,99$ кДж, $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = -164,68$ Дж/К. Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных условиях?
23. Установите, будут ли (да, нет) протекать при 20°C реакции: а) $\text{Cu} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ($\Delta H^\circ = 66$ кДж; $\Delta S^\circ = 2$ Дж/К); б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ ($\Delta H^\circ = -154$ кДж; $\Delta S^\circ = -22$ Дж/К).
24. Установите, будут ли (да, нет) протекать при 20°C реакции: а) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{S}_3\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$ ($\Delta H^\circ = 485$ кДж; $\Delta S^\circ = 13$ Дж/К); б) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ($\Delta H^\circ = -94$ кДж; $\Delta S^\circ = -38$ Дж/К).
25. Вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{графит}) = 2\text{CO}(\text{г})$ при давлении 101,3 кПа и двух температурах: а) 200°C; б) 1200°C. При какой из этих температур реакция может протекать самопроизвольно? Для этой реакции $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = 172,47$ кДж, $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 175,66$ Дж/К.

Химическая кинетика и химическое равновесие

Задачи и упражнения

Скорость химической реакции

1. Что такое скорость химической реакции?
2. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
3. Сформулируйте закон действующих масс.
4. Каков физический смысл константы скорости реакции?
5. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
6. Что такое энергия активации?
7. Что такое катализатор?
8. В реакции разложения стратосферного озона участвуют оксиды азота, например: $\text{NO} + \text{O}_3 = \text{O}_2 + \text{NO}_2$. Рассчитайте скорость этой реакции, если через 25 с после начала реакции концентрация озона была 0,8 моль/л, а через 55 с (от начала реакции) стала равной 0,02 моль/л.

- Составьте выражения кинетического закона действия масс для гомогенных реакций: а) $\text{H}_2 + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$; в) $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$; г) $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
- Составьте выражения кинетического закона действия масс для гетерогенных реакций: а) $\text{C}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow 2\text{CO}$; б) $\text{FeO}_{(т)} + \text{CO}_{(г)} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры с 15 до 20⁰С?
- Температурный коэффициент реакции равен 3. При температуре 15⁰С реакция проходит за 1 мин. Сколько времени будет проходить та же реакция при 25⁰С?
- На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
- Для восстановления железа из металлолома используют угарный газ, образующийся из углекислого газа и угля. Как изменится скорость реакции образования СО, если увеличить концентрацию СО₂ в 4 раза?
- Во сколько раз возрастет скорость реакции $\text{C}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{CO}_2$ при постоянном объеме и увеличении количеств реагентов в 4 раза?

Химическое равновесие

- Что такое химическое равновесие?
- Сформулируйте закон действующих масс для химического равновесия.
- Что такое константа равновесия?
- Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
- В каком случае равновесие в реакции с участием газообразных веществ не смещается при изменении давления?
- Напишите выражения констант равновесия гетерогенных процессов и предскажите влияние увеличения давления на равновесия:

а) $\text{CaO}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(тв)}$	г) $\text{CO}_2 + \text{C}_{(тв)} = 2\text{CO}$
б) $\text{Mg}_{(тв)} + \text{O}_{2(г)} = \text{MgO}_{(тв)}$	д) $\text{C}_{(тв)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2_{(г)}$
в) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)} + \text{H}_{2(г)} = \text{FeO}_{(тв)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	е) $\text{Cu}_{(тв)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Cu}_{(тв)} + \text{CO}_{2(г)}$
- В каком направлении сместятся равновесия при: а) при понижении температуры? б) при повышении давления? 1) $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$; $\Delta H^0 = -566$ кДж; 2) $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{(г)}$; $\Delta H^0 = 180$ кДж.
- В системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равновесные концентрации веществ составляют $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л. Рассчитать константу равновесия и оценить положение равновесия.
- Равновесие в системе $\text{N}_2(г) + 3\text{H}_2(г) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(г)$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{N}_2] = 6$ моль/л, $[\text{H}_2] = 18$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 8$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода. Аммиака в исходной газовой смеси не было.
- Равновесие в системе $\text{N}_2(г) + 3\text{H}_2(г) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(г)$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{N}_2] = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[\text{H}_2] = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия. В каких единицах она измеряется?

Лабораторная работа «Химическое равновесие» [3, с. 17]

Тема 6. Растворы (4 ч)

Способы выражения концентрации растворов

Задачи и упражнения

- Какие системы называют дисперсными? Как их классифицируют?
- Что такое раствор?
- Какой знак имеет изменение энергии Гиббса процессов растворения?
- Почему процесс растворения называют физико-химическим?

5. Назовите все типы взаимодействия между частицами растворенного вещества и растворителя, приводящие к образованию растворов.
6. В каком виде существуют в растворе частицы растворенного вещества?
7. Что такое кристаллогидраты?
8. Что произойдет при кипячении ненасыщенного раствора некоторой соли на воздухе?

Массовая доля растворенного вещества. Мольная доля

- 1.1. Рассчитайте массовую долю сахара в растворе, полученном при растворении 10 г сахара в 190 г воды.
- 1.2. Рассчитайте массовую долю метанола в растворе, содержащем 60 г спирта и 40 г воды.
- 1.3. Какую массу медного купороса нужно взять для приготовления 50 л 1%-го раствора сульфата меди, который используют для опрыскивания садов в период покоя растений? Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
- 1.4. Для протравливания клубней картофеля перед посадкой используют 0,02%-й раствор сульфата меди. Какую массу медного купороса нужно взять для приготовления 100 л такого раствора? Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
- 1.5. Смешали 200 г 20%-го и 300 г 10%-го растворов глюкозы. Рассчитайте массовую долю глюкозы в полученном растворе.
- 1.6. Смешали 1,6 г метилового спирта CH_3OH и 2,7 г воды. Какова мольная доля метанола в растворе?

Молярная концентрация

- 2.1. Какой объем 83%-го раствора серной кислоты ($\rho=1,76$ г/мл) необходим для приготовления 500 мл раствора с $C_{\text{M}}(\text{H}_2\text{SO}_4)=2$ моль/л?
- 2.2. Рассчитайте молярную концентрацию фосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении 3,55 г P_2O_5 в 50 см³ воды после кипячения.
- 2.3. Какая масса щелочи требуется для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH?
- 2.4. Рассчитайте молярную концентрацию раствора, в 500 мл которого содержится 49 г серной кислоты.
- 2.5. Какая масса соли, необходима для приготовления 2 л раствора с молярной концентрацией сульфата магния 0,2 моль/л?

Моляльная концентрация

- 3.1. В 500 см³ воды растворили 105 г фторида натрия. Рассчитайте моляльность раствора.
- 3.2. Какова моляльность раствора, содержащего 2 моль NaCl в 10 л воды?
- 3.3. Какова моляльная концентрация раствора, содержащего 18 г глюкозы ($M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)=180$ г/моль) в 1 кг воды?

Молярная концентрация эквивалентов. Закон эквивалентов

- 4.1. Для раствора какого из веществ молярная концентрация эквивалентов равна молярности: CaCl_2 , ZnSO_4 , H_2SO_4 , KNO_3 ?
- 4.2. Какова молярная концентрация эквивалентов CuSO_4 в растворе с концентрацией соли 2 моль/л?
- 4.3. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов сульфата меди в растворе, полученном растворением 12,5 г медного купороса в 100 мл воды.
- 4.4. Какова молярная концентрация эквивалента сульфата кобальта в растворе, если в 500 мл его содержится 15,5 г этой соли? Раствор используют для получения гидроксида кобальта(II).
- 4.5. Вычислите молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия в 2М растворе этой соли при условии, что он используется для получения гидроксида алюминия.

Титр

- 5.1. Какой объем (мл) воды нужно добавить к 60 мл 0,8 М сульфата натрия, чтобы приготовить раствор, титр которого равен 0,025 г/мл?
- 5.2. Определите молярную концентрацию эквивалента нитрата серебра в растворе, титр которого равен 0,0017.
- 5.3. Вычислите титр 0,5 М раствора серной кислоты.

Лабораторная работа «Приготовление растворов» [3, с. 19]

Общие свойства растворов

Вопросы и упражнения

1. Какие факторы влияют на растворимость твердых веществ в воде?
2. Какие факторы влияют на растворимость газов в воде?
3. Какие растворы называют идеальными?
4. Как и почему меняется давление насыщенного пара растворителя над раствором?
5. Как называется метод определения молярной массы растворенного вещества по повышению температуры кипения раствора?
6. Что такое осмос? Какова роль осмоса в живых системах?
7. Что такое осмотическое давление?
8. Какие растворы называют изотоническими, гипертоническими, гипотоническими?
9. При 20⁰С давление насыщенного пара бензола равно 100 кПа. Рассчитайте давление насыщенного пара над раствором бензола (M=78 г/моль), в 83 г которого содержится 12,8 г нафталина (M=128 г/моль).
10. Рассчитайте давление насыщенного пара при 100⁰С над раствором мочевины CO(NH₂)₂ с массовой долей 0,1.
11. Какова молярная концентрация раствора глюкозы, кипящего при 100,78⁰С?
12. Какова концентрация водного раствора мочевины, замерзающего при -0,93⁰С?
13. Рассчитайте концентрацию водного раствора сахарозы, кипящего при 100,78⁰С.
14. Какова молярная масса неэлектролита, раствор 9,2 г которого в 400 г воды замерзает при -0,93⁰С ?
15. При какой температуре замерзает раствор, содержащий 9,2 г этилового спирта в 200 г воды?
16. Рассчитайте молярную массу вещества, при растворении 2,3 г которого в 100 г воды температура кипения раствора относительно температуры кипения воды повышается на 0,26 градуса.
17. Рассчитайте осмотическое давление раствора глюкозы с молярной концентрацией 0,1 моль/л при 25⁰С.
18. Рассчитайте осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы C₆H₁₂O₆ при 25⁰С.
19. Осмотическое давление раствора, содержащего в 100 мл 2,30 г вещества, при 298К равно 618,5 кПа. Рассчитайте молярную массу вещества.
20. В 1 мл раствора содержится 10¹⁸ молекул растворенного неэлектролита. Рассчитайте осмотическое давление раствора при 298К.
21. Рассчитайте осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы C₁₂H₂₂O₁₁ в 350 г воды при 293К. Плотность раствора считать равной единице.
22. Осмотическое давление крови человека составляет 790 кПа. Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в растворе, имеющем такое же осмотическое давление при α= 1.

Тема 7. Теория электролитической диссоциации (6 ч)

Задачи и упражнения

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Чем сильные электролиты отличаются от слабых?

3. Какие кислоты и какие основания являются сильными электролитами?
4. Какими электролитами (сильными или слабыми) являются большинство солей?
5. Что такое степень диссоциации?
6. Что такое константа диссоциации?
7. Какие величины связывает между собой закон разбавления Оствальда?
8. Составьте уравнения электролитической диссоциации: а) сильных кислот: HBr , HClO_3 , H_2SeO_4 , HMnO_4 ; б) слабых кислот HBrO , HF , H_2S , HNO_2 , H_2SeO_3 , H_3PO_4 ; в) сильных оснований NaOH , Ba(OH)_2 , LiOH ; г) солей $\text{Cu(NO}_3)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, AlCl_3 , CuF_2 ; д) кислых солей NaHSO_3 , $\text{Ca(HCO}_3)_2$, Na_2HPO_4 , Ba(HS)_2 . Назовите исходные вещества.
9. Составьте выражения для констант диссоциации: а) уксусной кислоты; б) сероводородной кислоты (по 2 ступеням).
10. В воде растворили 11,1 г хлорида кальция. Рассчитайте массу катионов и массу анионов в растворе.
11. Определите количество катионов и анионов соли, образующихся при диссоциации 0,25 моль ортофосфата калия.
12. Рассчитайте концентрацию катионов и анионов в 0,05M растворе сульфата натрия.
13. Какое количество вещества гидроксид-ионов содержится в 350 мл 0,01 M раствора гидроксида натрия?
14. Какое количество вещества ионов водорода содержится в 500 мл 0,005M раствора уксусной кислоты, если степень её диссоциации 6,1%?
15. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1M растворе 1,3%. Рассчитайте количество вещества катионов водорода в 1 л этого раствора.
16. Рассчитайте степень диссоциации (в %) слабых кислот в 0,1M растворах со следующей равновесной концентрацией катионов водорода; а) уксусная кислота – $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л; б) хлорноватистая кислота – $5,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л; в) угольная – $2,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л; г) сероводородная – $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
17. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты в 0,01M растворе, если $K_{\text{дисс.}} = 4,3 \cdot 10^{-4}$.
18. $K_{\text{дисс}}$ синильной кислоты равна $7,9 \cdot 10^{-10}$. Вычислите степень диссоциации HCN в 0,001M растворе.
19. Для муравьиной кислоты при 18°C $K_{\text{дисс.}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$. Вычислите степень диссоциации муравьиной кислоты и концентрацию катионов водорода в 0,04M растворе.
20. Почему обратимая диссоциация H_2S в растворе протекает, а в присутствии избытка HCl не протекает?
21. Объясните, почему насыщенный раствор гидроксида магния не окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет, но после кипячения окраска появляется.
22. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций обмена в растворе:

а) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 =$	д) $\text{Pb(NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} =$
б) $\text{KOH} + \text{CuSO}_4 =$	е) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	ж) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} =$
г) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} =$	з) $\text{Co(OH)Cl} + \text{HCl} =$
23. Составьте возможные молекулярные уравнения реакций по указанным ионным уравнениям:

а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$	г) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$
б) $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} \uparrow$	д) $\text{H}^+ + \text{F}^- = \text{HF}$
в) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	е) $\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}^- = \text{CrI}_3$
24. Определите, возможно ли совместное существование в водном растворе следующих веществ:
 - а) нитрат бария и сульфат аммония;

- б) сульфид кальция и ацетат натрия;
- в) гидроксид бария и нитрат магния;
- г) ортофосфат калия и нитрат свинца(II);
- д) катион серебра(I) и бромид-ион;
- е) катион кадмия(II) и гидроксид-ион.

Лабораторная работа «Реакции в растворах электролитов» [3, с. 21]

Ионное произведение воды. Водородный показатель

Задачи и упражнения

1. Что такое ионное произведение воды?
2. Как зависит величина ионного произведения воды от температуры?
3. Каково числовое значение ионного произведения воды при 22°C?
4. Что такое водородный показатель?
5. Что такое гидроксильный показатель?
6. Как взаимосвязаны между собой водородный и гидроксильный показатели?
7. Что такое буферные растворы?
8. Из каких компонентов состоят буферные растворы?
9. Приведите примеры буферных систем природных вод и почв. Объясните механизм их действия.
10. Что произойдет с ионным произведением воды и степенью её диссоциации при добавлении сильной кислоты или сильного основания? Как это отразится на концентрациях ионов H^+ и OH^- ?
11. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и pH растворов, если концентрация OH^- -ионов (в моль/л) равна: а) 10^{-6} ; б) 10^{-11} ; в) 10^{-2} ; г) $4 \cdot 10^{-3}$.
12. Определите pH при 25°C в растворах: а) 0,001M азотной кислоты; б) 0,01 M гидроксида калия; в) 0,005M серной кислоты; г) 0,005M гидроксида бария.
13. Рассчитайте pH следующих растворов: а) 0,1M HCl; б) 0,01M NaOH; в) 0,2M NaOH; г) 0,05M HCl; д) 0,1M HCN ($\alpha=0,01\%$); е) 0,1M раствор аммиака $NH_3 \cdot H_2O$ ($\alpha=1\%$).
14. Рассчитайте pH растворов, пользуясь константами диссоциации соответствующих кислот и оснований: а) 0,1M CH_3COOH ; б) 0,05M HCN; в) 0,001M HClO; г) 0,2M $NH_3 \cdot H_2O$; д) 0,01M $NH_3 \cdot H_2O$.
15. Рассчитайте pH 0,01M раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации составляет 4,2%.
16. Рассчитайте pH желудочного сока, если массовая доля соляной кислоты в нём составляет 0,5%; плотность желудочного сока практически равна плотности воды.
17. Озерная вода, имеющая pH=8, благоприятна для нереста рыб. После попадания в озеро заводских сточных вод значение pH понизилось до 5. Во сколько раз возросла концентрация ионов водорода? Каким образом можно раскислить озеро?
18. Определите значения pH и pOH яичного белка, в котором концентрация ионов H^+ составляет $1 \cdot 10^{-8}$ моль/л.
19. В соответствии с нормативами Всемирной организации здравоохранения для питьевой воды её pH должен находиться в интервале от 6,5 до 8,5. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH?
20. Мальки морских рыб лучше развивается в прибрежных районах, где pH=9. Вдали от берегов значение pH воды равно 8. Во сколько раз отличается концентрация ионов H^+ у берега и в средней части моря? В каких пределах изменяется концентрация ионов H^+ в водах морей?

21. При скисании молока значение рН уменьшилось с 7 до 3. Во сколько раз при этом возросла концентрация ионов водорода?
22. Экологи относят к кислотным осадки с рН менее 5,6. Какой концентрации ионов водорода это соответствует?
23. В 1974 г. в Шотландии зафиксирован европейский "рекорд" по значению кислотности атмосферных осадков: рН = 2,4. Рассчитайте концентрацию катионов водорода в этом кислотном дожде.
24. Рассчитайте концентрацию гидроксида бария в растворе с рН=12.
25. Рассчитайте концентрацию серной кислоты в растворе с рН=1.

Произведение растворимости. Гидролиз солей в водных растворах
Вопросы и упражнения

1. Что такое произведение растворимости?
2. При каком условии образуется осадок труднорастворимого электролита?
3. Каким образом можно добиться растворения осадка труднорастворимого электролита?
4. Что такое гидролиз солей? Сформулируйте необходимое условие протекания гидролиза соли в водном растворе.
5. Какие соли могут подвергаться гидролизу?
6. В каком случае происходит гидролиз соли по катиону? Приведите примеры.
7. В каком случае происходит гидролиз соли по аниону? Приведите примеры.
8. Гидролиз каких солей протекает в несколько ступеней? Какая ступень гидролиза преобладает?
9. Гидролиз каких солей происходит необратимо?
10. Что такое степень гидролиза? От чего она зависит?
11. Как усилить гидролиз соли в водном растворе?
12. Как ослабить гидролиз соли в водном растворе?

Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков

1. Приготовлен насыщенный водный раствор вещества, напишите выражение для ПР этого электролита: а) гидроксид магния; б) карбонат кальция; в) карбонат серебра; г) фторид кальция.
2. Растворимость карбоната кальция при 35⁰С равна 6,9·10⁻⁵ моль/л. Вычислите ПР этой соли.
3. Какая масса серебра находится в виде ионов в 1 л насыщенного раствора бромида серебра (ПР=6·10⁻¹³)?
4. В 1 мл раствора сульфата бария содержится 0,001 мг ионов бария. Является ли раствор насыщенным (ПР=1,1·10⁻¹⁰)?
5. Какой объем воды необходим для растворения при 25⁰С 1 г сульфата бария (ПР=1,1·10⁻¹⁰)?
6. Образуется ли осадок сульфата серебра (ПР=2·10⁻⁵), если к 0,02М раствору нитрата серебра добавить равный объем 1н раствора серной кислоты?
7. К 50 мл 0,001М раствора HCl добавили 450 мл 0,0001М раствора AgNO₃. Выпадет ли осадок хлорида серебра (ПР=1,8·10⁻¹⁰)?
8. Выпадет ли осадок при сливании равных объемов растворов хлорида бария и сульфата натрия, содержащих по 0,05 г/л каждого вещества (ПР=1,8·10⁻¹⁰)?
9. Смешали равные объемы раствора 0,002М хлорида кальция и 0,0002М раствора сульфата калия. Образуется ли осадок сульфата кальция (ПР=1,3·10⁻⁴)?

Гидролиз солей в водных растворах

1. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу? Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, укажите реакцию среды: а) хлорид бария, нитрат

- аммония, нитрат натрия, сульфат лития; б) фторид аммония, хлорид калия, хлорид алюминия, силикат натрия; в) нитрат калия, сульфат натрия, сульфид калия, хлорид меди(II); г) фосфат натрия, бромид калия, ацетат натрия, нитрат алюминия.
2. Какую реакцию должны показывать водные растворы нитрата аммония, нитрата калия, цианида калия, цианида аммония, ацетата аммония?
 3. Исходя из констант диссоциации соответствующих кислот и оснований, укажите реакцию среды водных растворов следующих солей: а) цианид аммония; б) фторид аммония; в) сульфид аммония; г) нитрит аммония. Значения констант диссоциации: гидроксид аммония – $1,8 \cdot 10^{-5}$; синильная кислота – $7,9 \cdot 10^{-10}$; плавиковая кислота – $6,6 \cdot 10^{-4}$; сероводородная кислота – $6 \cdot 10^{-5}$; азотистая кислота – $5,1 \cdot 10^{-4}$.
 4. Имеются растворы ацетата натрия и хлорида аммония; в первый раствор добавляют фенолфталеин, во второй – метилоранж. Окраска индикаторов не изменяется. После кипячения растворов к ним опять прибавляют те же индикаторы. Какой станет их окраска? Почему?
 5. Как влияет на смещение равновесия гидролиза хлорида железа(III) добавление воды, щелочи, хлорида свинца, нитрата железа(III).
 6. Усиление или подавление гидролиза цианида натрия вызовет прибавление к раствору: а) кислоты; б) щелочи; в) хлорида аммония?
 7. Напишите ионные уравнения первой степени гидролиза карбоната калия, фосфата натрия и сульфата аммония. В каком случае степень гидролиза наибольшая, в каком – наименьшая? Ответ мотивируйте.
 8. При сливании водных растворов нитрата хрома(III) и сульфида натрия образуется осадок гидроксида хрома и выделяется газ. Составьте уравнение происходящей реакции.
 9. При смешивании растворов сульфата алюминия и сульфида калия выпадает белый осадок гидроксида алюминия. Составьте уравнения происходящих реакций.
 10. В результате реакции гидролиза гидрокарбоната натрия в его растворе слабощелочная среда. Рассчитайте pH раствора, содержащего 10 г гидрокарбоната натрия в 200 мл воды, если степень гидролиза равна 0,01%. Считайте объем раствора равным объему воды.

Лабораторная работа «Гидролиз солей» [3, с. 26]

Тема 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (2 ч)

Упражнения

1. Определите степени окисления атомов в следующих молекулах и ионах:
 - а) PbO_2 , HNO_2 , HClO , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, SO_4^{2-} , NO_3^- , MnO_4^- ;
 - б) CO , MnO_2 , H_2SO_4 , KClO_3 , NO_2^- , ClO^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$;
 - в) KI , H_2S , H_3PO_4 , KMnO_4 , MnO_4^- , SO_3^{2-} , CrO_4^{2-} .
2. В каких из веществ элемент может проявлять только окислительные свойства, только восстановительные или те и другие:
 - а) сера в молекулах SO_2 , S , H_2S , H_2SO_3 , SO_3 , H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;
 - б) хром в молекулах $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, CrO_3 , K_2CrO_4 , Cr , CrCl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
 - в) марганец в молекулах KMnO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn , MnO , K_2MnO_4 .
3. Подберите коэффициенты в уравнениях, укажите окислители и восстановители:
 - а) $\text{HCl} + \text{CrO}_3 = \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 - б) $\text{Fe} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{KFeO}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 - в) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 - г) $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{SO}_3$,
 - д) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 - е) $\text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{MnO}_2 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$.

4. Составьте уравнения реакций, подберите коэффициенты:
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) =$
 - $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = (\text{S}^{+4}) + \dots$
 - $\text{Fe} + \text{HCl} =$
 - $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) =$
 - $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = (\text{S}^0) + \dots$
 - $\text{Co} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = (\text{N}^{+2}) + \dots$
 - $\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = (\text{N}^{+4}) + \dots$
 - $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = (\text{N}^{+2}) + \dots$
5. Рассчитайте: а) эквивалентную массу окислителя в реакции 3а; б) эквивалентную массу восстановителя в реакции 4з.
6. Рассчитайте: а) эквивалентную массу окислителя в реакции 3е; б) эквивалентную массу восстановителя в реакции 4а.

Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции» [3, с. 33]

Тема 9. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ (2 ч)

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Вопросы и упражнения

Значения электродных потенциалов, необходимые для расчетов,

см. в учебнике Глинки.

1. Что такое стандартный электродный потенциал? Как он определяется?
2. Что такое электрохимический ряд напряжений?
3. Что характеризует уравнение Нернста?
4. Как определить, какой электрод будет являться анодом, какой – катодом?
5. Как, исходя из расчетов, определить направление протекания ОВР?
6. Что такое гальванический элемент?
7. Как рассчитать ЭДС гальванического элемента?
8. Что такое аккумулятор?
9. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите, каким из галогенов невозможно окислить в водном растворе манганат-ион.
10. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите ЭДС реакции восстановления перманганата калия сульфитом натрия в кислой среде.
11. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите ЭДС реакции восстановления перманганата калия сульфитом натрия в щелочной среде.
12. Рассчитайте стандартный электродный потенциал цинка в 1%-ом растворе сульфата цинка. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
13. Рассчитайте О-В потенциал инертного электрода в растворе, содержащем 0,02 моль/л катионов Fe^{2+} и 0,01 моль/л катионов Fe^{3+} .
14. Рассчитайте О-В потенциал инертного электрода в растворе, содержащем 0,12 моль/л анионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и 0,06 моль/л анионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.
15. В 500 мл раствора содержится 15,48 г сульфата никеля. Вычислите электродный потенциал никеля в этом растворе.
16. Рассчитайте электродный потенциал серебра в 0,2%-м растворе нитрата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
17. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, вычислите значения стандартных ЭДС.
18. Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите уравнения электродных процессов.

19. Составьте схему работы медно-кадмиевого гальванического элемента (условия стандартные). Запишите уравнения электродных процессов, рассчитайте ЭДС гальванического элемента.
20. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи следующих гальванических элементов: а) $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$; б) $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$; в) $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$, если все растворы одномолярные? Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев?
21. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[\text{Cd}^{2+}] = 0,8$ моль/л, $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$ моль/л.
22. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, погруженных: первый в 0,01 н, а второй – в 0,1 н растворы нитрата серебра.
23. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[\text{Cd}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 1$ моль/л. Изменится ли значение ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л?
24. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?
25. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке кадмий-никелевого аккумулятора?

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Вопросы и упражнения

1. Что такое электролиз? Как заряжены катод и анод при электролизе?
2. В какой последовательности происходят процессы на электродах при электролизе расплавов?
3. В какой последовательности происходят процессы на электродах при электролизе растворов?
4. В чем особенности процессов электролиза на «растворимых» электродах?
5. Сформулируйте законы Фарадея и запишите математические формулы, отражающие их суть.
6. Для каких промышленных целей применяют электролиз?
7. Составьте уравнения электродных процессов при электролизе расплавов (с инертными электродами): а) гидроксида натрия; сульфида калия; йодида натрия; б) хлорида никеля(II); бромид бария; гидроксида калия.
8. Составьте уравнения электродных процессов при электролизе растворов (с инертными электродами): а) серной кислоты, хлорида меди(II), сульфата цинка, нитрата платины(II), нитрата калия, гидроксида калия, гидроксида бария; б) хлорида железа(III), фосфата калия, хлорида алюминия, нитрата свинца(II); хлорида золота(III), азотной кислоты, гидроксида натрия.
9. Составьте схемы электролиза водного раствора ZnCl_2 , если: а) анод цинковый; б) анод угольный.
10. Составьте схемы электролиза водного раствора CuSO_4 меди, если: а) анод медный; б) анод угольный.
11. Какие продукты образуются в процессах электролиза: а) расплава гидроксида натрия с инертными электродами; б) раствора сульфата железа с графитовыми электродами; в) раствора сульфата железа со стальными электродами; г) раствора гидроксида калия с инертными электродами?

12. Какие продукты образуются в процессах электролиза: а) расплава гидроксида калия с графитовыми электродами; б) раствора сульфата цинка с графитовыми электродами; в) раствора сульфата цинка с цинковыми электродами; г) раствора сульфата меди с медными электродами?
13. Проводится электролиз раствора хлорида натрия с инертными электродами. В какой части электролизера образуются гидроксид натрия, хлор, водород?
14. Проводится электролиз раствора сульфата цинка с инертными электродами. В какой части электролизера образуются гидроксид цинка, цинк, водород?
15. Какие продукты образуются на инертном аноде при электролизе водных растворов: а) сульфата цинка, б) хлорида никеля, в) фторида никеля, г) сульфида натрия?
16. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты никеля, серебра, меди?
17. Какая масса натрия выделится на катоде при электролизе расплава йодида натрия, если на аноде выделился йод массой 762 г?
18. При электролизе расплава хлорида калия на катоде получили калий массой 7,8 г. Определите объём хлора (н.у.), который выделился на аноде.
19. Какое количество электричества потребуется для выделения из раствора: а) 2 г водорода; б) 2 г кислорода?
20. Какая масса серебра выделится при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин?
21. Наиболее технологичным и эффективным способом выделения металлов из растворов является электролиз. Если годовой объём очищаемой воды равен 1000 м^3 , а содержание в нем ионов Cu^{2+} составляет 32 мг/дм^3 , то каково время (в сутках), необходимое для выделения всей меди электролизом при силе 22,3 А и выходе по току 100%?
22. Наиболее технологичным и эффективным способом выделения металлов из растворов является электролиз. Если годовой объём очищаемой воды равен 10000 м^3 , а содержание в нем ионов Pd^{2+} составляет $10,6 \text{ мг/дм}^3$, то каково время (в сутках), необходимое для выделения всей меди электролизом при силе 22,3 А и выходе по току 100%?

Лабораторная работа «Электролиз» [3, с. 35]

Тема 10. КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ (2 ч)

Задачи и упражнения

1. Что такое коррозия?
2. Приведите примеры реакций химической и электрохимической коррозии.
3. Какое покрытие металла называется анодным? катодным? Какие металлы можно использовать для анодного и катодного покрытия железа во влажном воздухе и сильноокислой среде?
4. Приведите примеры анодных и катодных покрытий для кобальта. Составьте уравнения анодных и катодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.
5. К какому типу покрытий относятся олово на меди и на железе? Какие процессы будут протекать при атмосферной коррозии указанных пар в нейтральной среде? Напишите уравнения катодных и анодных реакций.
6. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении целостности покрытий во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты.
7. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодной и катодной реакции.

8. Алюминиевая проволока разрушилась на месте скрепления её с медной проволокой. Объясните данное явление.
9. Бронзовые статуи обычно имеют довольно тонкие стенки, на постаментах они крепятся с помощью каркаса из стали или железа. С какой целью стальной каркас окрашивают свинцовым суриком?
10. Для защиты бронзовых скульптур их поверхность нередко покрывают искусственными патинами на основе оксидов и основных солей меди. На чём основано их защитное действие? Почему в городах с развитой промышленностью для памятников используют составы патин, не содержащие основной карбонат меди?
11. Железное изделие покрыто: а) хромом, б) никелем. Поясните процессы электрохимической коррозии в обоих случаях.
12. Опишите процесс коррозии лужёного железа в случае нарушения целостности покрытия: а) в кислой среде, б) в среде влажного воздуха.
13. Запишите формулы веществ, которые будут преобладающими продуктами коррозии следующих материалов: а) оцинкованное железо в чистом влажном воздухе; б) луженое железо в чистом влажном воздухе; в) оцинкованное железо в растворе соляной кислоты; г) луженое железо в растворе соляной кислоты.
14. Запишите формулы веществ, которые будут преобладающими продуктами коррозии следующих материалов: а) хромированное железо в чистом влажном воздухе; б) никелированное железо в чистом влажном воздухе; в) хромированное железо в растворе соляной кислоты; г) никелированное железо в растворе соляной кислоты.
15. Запишите формулы веществ, которые будут преобладающими продуктами коррозии следующих материалов: а) железо, соприкасающееся с оловом, во влажном воздухе; б) железо, соприкасающееся с цинком во влажном воздухе; в) железо в растворе соляной кислоты; г) железо, соприкасающееся с медью, в растворе соляной кислоты.
16. Запишите формулы веществ, которые будут преобладающими продуктами коррозии следующих материалов: а) никель, соприкасающийся с железом, во влажном воздухе; б) медь, соприкасающаяся с железом во влажном воздухе; в) никель в растворе соляной кислоты; г) медь, соприкасающаяся с никелем, в растворе соляной кислоты.
17. Определите массу металла, подвергшегося коррозии в кислой среде при нарушении медного покрытия на алюминии, если в течение одной минуты выделился водород объёмом 0,09 л (н.у.).
18. Как протекает коррозия оцинкованного железа при нарушении целостности покрытия? Напишите соответствующие уравнения реакции и схему работы гальванического элемента.
19. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя в атмосфере промышленного района (атмосферный воздух содержит CO_2 , SO_2 , H_2S и др.)? Составьте схему процессов, происходящих на электродах образующихся гальванических элементов.
20. Гальванический элемент, образовавшийся при коррозии в кислой среде хрома, спаянного с никелем, даёт ток силой 5 А. Какой объём водорода (н.у.) выделится за 30 с работы этого элемента? Какая масса хрома растворилась?

Лабораторная работа «Электрохимическая коррозия металлов» [3, с. 38]

Самостоятельная работа

Материалы для самостоятельной работы включены в содержание лабораторных занятий и прописаны в соответствующих пунктах.

<p>обработки информации.</p>	<p>3</p>		<p><u>Деятельностный</u></p>	<p>химические свойства и применение представителей классов органических соединений; допускает 2-3 несущественные ошибки в ответах, исправляет их после замечаний преподавателя.</p> <p>Удовлетворительно: студент имеет представления об основных явлениях и процессах, изучаемых органической химией; о классификации органических веществ, особенностях строения основных классов органических соединений; о важнейших способах их получения; о химических свойствах и применении представителей классов органических соединений; допускает более 3 существенных ошибок в ответах, неверно указывает условия протекания реакций.</p> <p>Неудовлетворительно: студент не знает: основные явления и процессы, изучаемые органической химией; классификацию органических веществ, особенности строения основных классов органических соединений; важнейшие способы их получения; химические свойства и применение представителей классов органических соединений; допускает более 4 существенной ошибок в ответе.</p> <p>Зачтено: студент умеет правильно называть соединения изученных классов, составлять уравнения реакций, подбирать коэффициенты; применять принципы и законы органической химии при анализе конкретных химических явлений и процессов; владеет практическими навыками проведения экспериментальных работ с органическими веществами.</p> <p>Незачтено: студент не умеет называть соединения изученных классов, составлять уравнения реакций, подбирать коэффициенты; применять принципы и</p>
------------------------------	----------	--	------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

	4		<p>законы органической химии при анализе конкретных химических явлений и процессов; не владеет практическими навыками проведения экспериментальных работ с органическими веществами.</p> <p>Отлично: студент умеет правильно называть соединения изученных классов, составлять уравнения реакций, подбирать коэффициенты; применять принципы и законы органической химии при анализе конкретных химических явлений и процессов; владеет практическими навыками проведения экспериментальных работ с органическими веществами.</p> <p>Хорошо: студент умеет правильно называть соединения изученных классов, составлять уравнения реакций, подбирать коэффициенты; применять принципы и законы органической химии при анализе конкретных химических явлений и процессов; владеет практическими навыками проведения экспериментальных работ с органическими веществами, но 2-3 несущественные ошибки в ответах, исправляет их после замечаний преподавателя.</p> <p>Удовлетворительно: студент умеет правильно называть соединения изученных классов, составлять уравнения реакций, подбирать коэффициенты; применять принципы и законы органической химии при анализе конкретных химических явлений и процессов; владеет практическими навыками проведения экспериментальных работ с органическими веществами, допускает более 2 существенных ошибок в ответах.</p>
--	---	--	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

				<p>Неудовлетворительно: студент не умеет называть соединения изученных классов, составлять уравнения реакций, подбирать коэффициенты; применять принципы и законы органической химии при анализе конкретных химических явлений и процессов; не владеет практическими навыками проведения экспериментальных работ с органическими веществами.</p>
--	--	--	--	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Оценочные средства (примеры)

1) Типовые задания для письменных опросов

Строение атома и Периодический закон

- Максимальное число электронов, которое может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом $n=4$, равно ...
а) 2 б) 8 в) 18 г) 32
- Энергию электронных орбиталей определяет _____ квантовое число:
а) главное б) орбитальное в) магнитное г) спиновое
- Число электронов в атоме ванадия равно:
а) 8 б) 18 в) 23 г) 51
- Число неспаренных электронов в атоме железа равно:
а) 2 б) 3 в) 4 г) 8
- Максимальное число неспаренных электронов на p -орбиталях составляет:
а) 7 б) 3 в) 6 г) 4
- Атому какого химического элемента отвечает электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2 3d^2$:
а) алюминий б) титан в) хром г) бром?
- Число электронов в анионе F^- равно:
а) 9 б) 10 в) 20 г) 21
- В состав фторидов $ЭF_3$ могут входить атомы элементов:
а) кислород б) фосфор в) кремний г) бор
- Формула высшего оксида элемента, образующего водородное соединение $ЭH_2$, имеет вид:
а) $ЭO_2$ б) $ЭO_4$ в) $ЭO_3$ г) $ЭO$
- В периоде с увеличением порядкового номера элементов металлические свойства:
а) ослабевают б) не изменяются в) усиливаются г) изменяются неоднозначно

Химическая связь

- Электроотрицательность элементов в ряду Si-H-S-Cl:
а) не изменяется б) убывает в) возрастает г) изменяется немонотонно
- Только ковалентные связи имеются в соединении:
а) Na_2O_2 б) $Ca(OH)_2$ в) NH_4NO_3 г) H_2O_2
- Полярные ковалентные связи в соединении:
а) OF_2 б) LiH в) Br_2 г) $CaBr_2$
- В ряду $H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te$ энергия связи
а) уменьшается б) увеличивается
в) не изменяется г) изменяется немонотонно
- Кратные связи имеются в молекулах:
а) $HCOOH$ б) CCl_4 в) C_3H_8 г) C_3H_4
- Тип гибридизации АО углерода в молекуле H_3COH
а) sp б) sp^2 в) sp^3 г) sp^3d
- Геометрическая форма молекулы CO_2
а) линейная б) треугольная в) тетраэдрическая г) октаэдрическая
- Вещество с металлической связью – это
а) поваренная соль б) железо в) железный купорос г) сахараза
- Водородные связи присутствуют
а) в молекуле воды б) между молекулами метана

- в) в молекуле водорода г) между молекулами уксусной кислоты
10. Молекула NF_3 имеет _____ пространственную конфигурацию
а) треугольную б) угловую в) пирамидальную г) линейную

Важнейшие классы неорганических соединений

1. Составьте по названию формулу вещества, укажите, к какому классу неорганических веществ оно относится: азотная кислота, тетрагидроксоалюминат(III) натрия, нитрид лития, гидроксид кадмия, гидрокарбонат натрия, триоксид серы.
2. С какими из перечисленных веществ будет реагировать оксид алюминия: углекислый газ, гидроксид натрия, оксид углерода(II), хлорид алюминия, оксид калия, оксид меди(II), вода? Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия.

Термодинамика

1. Что такое «энтропия»? Какие закономерности изменения энтропии вещества Вам известны?
2. Сколько теплоты требуется на разложение 185 г гидроксида кальция по реакции: $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} = \text{CaO}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} - 108 \text{ кДж}$?
3. Рассчитайте стандартную энтальпию реакции, предварительно подобрав коэффициенты $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{т})} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{SO}_{3(\text{г})}$. Стандартные энтальпии образования веществ составляют $\text{Fe}_2\text{O}_3 - -824 \text{ кДж/моль}$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 - -2581 \text{ кДж/моль}$; $\text{SO}_2 - -396 \text{ кДж/моль}$.
4. Установите, будет ли протекать при 20°C реакция $\text{Cu} + 2\text{HCl}_{(\text{разб.})} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ($\Delta H^0 = 66 \text{ кДж}$; $\Delta S^0 = 2 \text{ Дж/К}$).

Химическая кинетика и химическое равновесие

1. Чем определяется скорость химической реакции? Запишите кинетическое уравнение для процесса $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$.
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$, если давление в системе увеличить в 3 раза?
3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
4. Как увеличить выход продуктов реакции $\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, $\Delta H^0 > 0$?

Общие свойства растворов

1. От каких факторов и как зависит растворимость твердых веществ в воде?
2. Температура кипения ацетона 56°C . Рассчитайте температуру кипения раствора, состоящего из 6,4 г метанола ($M = 32 \text{ г/моль}$) и 250 г ацетона ($E = 1,5 \text{ град}\cdot\text{кг/моль}$).
3. Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы при 25°C ?

Теория электролитической диссоциации

1. Что произойдет с ионным произведением воды и степенью её диссоциации при добавлении сильной кислоты или сильного основания? Как это отразится на концентрациях ионов H^+ и OH^- ?
2. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и pH растворов, если концентрация OH^- -ионов (в моль/л) равна: а) 10^{-6} ; б) 10^{-11} .
3. Определите pH при 25°C в растворе 0,005М серной кислоты.

Гидролиз солей в водных растворах

1. Как усилить гидролиз соли в воде?
2. Какие из указанных солей подвергаются гидролизу: сульфид натрия, нитрат аммония, сульфат натрия, сульфат железа(II)? Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, укажите реакцию среды.

3. При некоторой температуре насыщенный раствор сульфида олова(II) имеет молярную концентрацию $1,1 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Вычислите ПР(SnS_2).

Окислительно-восстановительные реакции

1. Определите степени окисления атомов в следующих молекулах и ионах: PbO_2 , HNO_2 , HClO , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, SO_4^{2-} , NO_3^- , MnO_4^- .
- а) В каких из веществ элемент может проявлять только окислительные свойства, только восстановительные или те и другие: сера в молекулах SO_2 , S , H_2S , H_2SO_3 , SO_3 , H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
2. Подберите коэффициенты в уравнениях, укажите окислители и восстановители:
 $\text{HCl} + \text{CrO}_3 = \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Электролиз. Гальванический элемент

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, вычислите значения стандартных ЭДС.
2. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи следующих гальванических элементов: а) $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$; б) $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$; в) $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$, если все растворы одномолярные? Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев?
3. Составьте уравнения электродных процессов при электролизе расплавов (с инертными электродами): хлорида никеля(II); бромида бария; гидроксида калия.

Коррозия металлов

1. Какое покрытие металла называется анодным? катодным? Какие металлы можно использовать для анодного и катодного покрытия железа во влажном воздухе и сильноокислой среде?
2. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодной и катодной реакции.
3. Алюминиевая проволока разрушилась на месте скрепления её с медной проволокой. Объясните данное явление.

2) Контрольные работы

Образцы контрольной работы

Вариант 1

1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции? Поясните графиком. В каких единицах может измеряться скорость реакции?
2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Какие факторы способствуют смещению равновесия в сторону образования продуктов в реакциях:
а) $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + \text{Q}$; б) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв.}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) - \text{Q}$?
3. Дайте определение понятиям энтальпия, тепловой эффект реакции.
4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры от 22 до 62 °С, если температурный коэффициент γ реакции равен 3?
5. Установите, будет ли протекать при 20°C реакция:
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ ($\Delta H_{\text{x.p.}}^0 = -154$ кДж, $S_{\text{x.p.}}^0 = -22$ Дж/К)

Вариант 2

1. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Дайте определение понятию «химическое равновесие».
3. Что такое энергия Гиббса? Приведите формулу для расчета.

4. При концентрации газообразных компонентов 0,01 и 0,5 моль/л соответственно скорость реакции $\text{NO} + \text{O} = \text{NO}_2$ составила $2 \cdot 10^{-4}$ моль/(л·с). Найдите значение константы скорости реакции.
5. Рассчитайте массу продукта реакции $3 \text{Fe}(\text{т}) + 2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + 1118 \text{ кДж}$, соответствующую выделению 500 кДж теплоты.

3) Вопросы к экзамену

1. Основные химические понятия: атом, молекула, размеры атомов и молекул; эквивалент простого и сложного вещества. Количество вещества. Моль. Атомная и молекулярная масса, молярная масса, молярная масса эквивалента вещества.
2. Законы стехиометрии.
3. Современные представления о строении атома. Субатомные частицы. Изотопы. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа. Атомные орбитали.
4. Атомные орбитали. Принципы заполнения атомных орбиталей. Электронные конфигурации атомов и ионов. Основные свойства атомов (радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность).
5. Химическая связь, её основные типы. Характеристика связей: ионной, ковалентной, металлической, водородной (энергия, длины, валентные углы, поляризуемость, направленность, насыщаемость).
6. Гибридизация АО. Форма молекул с различным типом связей.
7. Агрегатные состояния вещества. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая) и связь её структуры со свойствами вещества.
8. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ.
9. Оксиды: несолеобразующие, основные, кислотные, амфотерные. Гидроксиды: кислотные, основные, амфотерные. Представители. Свойства.
10. Соли: средние, кислые, основные. Бинарные соединения. Комплексные соединения.
11. Положение металлов в периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Металлическая связь, металлическая кристаллическая решетка. Физические свойства металлов. Формы нахождения металлов в природе. Металлические руды. Общие способы получения металлов.
12. Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия системы. Энтальпия. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические уравнения, тепловые эффекты химических реакций.
13. Энтропия; факторы, влияющие на её величину. Энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания реакций.
14. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.
15. Химическое равновесие. Константа равновесия как выражение закона действующих масс для положения химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
16. Дисперсные системы их классификация. Краткая характеристика грубых дисперсий, коллоидных растворов, истинных растворов. Механизм и термодинамика растворения.
17. Способы выражения концентрации растворов. Расчеты для приготовления растворов.
18. Общие свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
19. Строение молекул воды, ассоциация молекул воды. Структура льда и жидкой воды. Аномальные свойства воды. Жесткость воды, способы её устранения.
20. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов.

21. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Реакции обмена в водных растворах электролитов.
22. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения рН. Расчеты по вычислению рН.
23. Гидролиз солей в водных растворах. Случаи гидролиза.
24. Количественные характеристики гидролиза. Смещение равновесия реакций гидролиза.
25. Понятие о буферных системах.
26. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков.
27. Окислительно-восстановительные реакции. Степени окисления, окислители, восстановители, вещества с двойственными свойствами.
28. Типы ОВР. Составление уравнений ОВР.
29. Количественные характеристики ОВР. Электродные потенциалы. Ряд напряжения металлов.
30. Гальванические элементы. ЭДС гальванических элементов. Уравнение Нернста. Аккумуляторы.
31. Коррозия металлов. Виды коррозионных процессов. Способы защиты металлов от коррозии.
32. Электролиз. Последовательность разрядки ионов при электролизе растворов и расплавов. Законы Фарадея.

Оценивание ответов студента

"Отлично" выставляется студенту, который демонстрирует при ответе всестороннее, систематическое и глубокое знание учебно-программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой. Свободно ориентируется в основной и дополнительной литературе, рекомендованной программой, а так же показывает усвоение взаимосвязи основных понятий дисциплины и их значений для приобретаемой профессии, проявляет творческие способности в понимании, изложении и использовании учебно-программного материала.

"Хорошо" выставляется студенту, который демонстрирует при ответе хорошее знание учебно-программного материала, успешно выполнил предусмотренные задания, усвоил основную литературу, рекомендованную в программе. Показывает систематический характер знаний по дисциплине и способен к их самостоятельному пополнению и обновлению в ходе дальнейшей учебной работы и профессиональной деятельности.

"Удовлетворительно" выставляется студенту, обнаружившему знание основного учебного материала в объёме, необходимом для дальнейшей учёбы и предстоящей работы по профессии, справляющимся с выполнением заданий, предусмотренных программой, знакомый с основной литературой, рекомендованной программой, допустившим погрешности в ответе, но обладающим необходимыми знаниями для их устранения под руководством преподавателя.

"Неудовлетворительно" выставляется студенту, обнаружившему пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, допустившему принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных программой заданий, не ознакомившемуся с основной литературой, предусмотренной программой, и не овладевшему базовыми знаниями, предусмотренными по данной дисциплине и определёнными предметными умениями.

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

Основная литература

Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1 : учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и

доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 215 с.

<https://biblio-online.ru/book/9EF62046-E896-40EA-A19D-ABFAD1260476>

Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2 : учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 360 с.

<https://biblio-online.ru/book/D1023147-B5F3-4C9F-85FA-1E57F4C31AB7>

Химия: учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 431 с.

<https://biblio-online.ru/book/AEEECDC5-270E-4DBA-AB95-E23595FCAC39>

Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 507 с.

<https://biblio-online.ru/book/C4D01935-4A48-4DB9-A395-7147D6103087>

Мартынова, Т. В. Химия : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов ; под ред. Т. В. Мартыновой. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 393 с.

<https://biblio-online.ru/book/805D8EA6-640E-4F5D-A2EC-224B50427E63>

Зайцев, О. С. Химия : учебник для академического бакалавриата / О. С. Зайцев. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 470 с.

<https://biblio-online.ru/book/8727BC11-36C7-4F97-B8A1-EAA7BA10FE15>

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Юрайт, 2010.
2. Коровин В.И. Общая химия. – М.: Высш. школа, 2005
3. Миренкова Е.В. Лабораторный практикум по химии. – Смоленск, СмолГУ, 2010.
Дополнительная литература
1. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. - С-Пб: Химиздат, 2001.

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

- 1) <http://www.ru/text/database/chemy/START.html> (электронный справочник informika)
- 2) <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/> (Электронная библиотека учебных материалов по химии портала “ChemNet”)
- 3) <http://www.chem.msu.ru/rus/weldept.html> (Сайт химического факультета МГУ)
- 4) <http://www.chemistry.narod.ru/> (Мир химии)
- 5) <http://rusacademedu.ru/> (Сайт Российская академия образования)
- 6) <http://www-windows-1251.edu.yar.ru/russian/courses/chem/> (Химическая страничка)
- 7) [www.chem.msu.ru;](http://www.chem.msu.ru/)
- 8) [www.alhimik.ru.](http://www.alhimik.ru)

8. Перечень информационных технологий

Microsoft Open License (Windows XP, 7, 8, 10, Server, Office 2003-2016), лицензия 66975477 от 03.06.2016 (бессрочно).

Обучающимся обеспечен доступ к ЭБС «Юрайт», ЭБС «IPRbooks», доступ в

электронную информационно-образовательную среду университета, а также доступ к современным профессиональным базам данных и информационным справочным системам.

9. Материально-техническая база

В учебном процессе для освоения дисциплины используются следующие технические средства:

- химическая лаборатория (ауд.1, корпус 1), химические реактивы;
- приборы и оборудование учебного назначения (при выполнении лабораторных работ);
- компьютерное и мультимедийное оборудование (на лекциях – ауд. 65, корпус 1, для самоконтроля знаний студентов, для обеспечения студентов методическими рекомендациями в электронной форме).

**ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ**

Сертификат: 6314D932A1EC8352F4BBFDEFD0AA3F30

Владелец: Артеменков Михаил Николаевич

Действителен: с 21.09.2022 до 15.12.2023