



УРАЛЬСКИЙ
МЕДИЦИНСКИЙ
ИНСТИТУТ

**Автономная некоммерческая организация
высшего образования
«Уральский медицинский институт»**

**Дополнительное образование.
Дополнительная общеобразовательная программа.
Дополнительная общеразвивающая программа дополнительного
образования детей и взрослых
«Химия»**

Форма обучения очная
64 часа

1. Общая характеристика

Дополнительная общеобразовательная программа, дополнительная общеразвивающая программа дополнительного образования детей и взрослых «Химия» (далее – Программа) разработана АНО ВО «Уральский медицинский институт» (далее – Институт)

Обучение по дополнительной общеобразовательной программе, дополнительной общеразвивающей программе дополнительного образования детей и взрослых в АНО ВО «Уральский медицинский институт» осуществляется на государственном языке Российской Федерации.

Настоящая дополнительная общеобразовательная программа, дополнительная общеразвивающая программа дополнительного образования детей и взрослых «Химия», представляет собой совокупность требований, разработанных и утвержденных в Институте.

Программа направлена на:

- создание и обеспечение необходимых условий для личностного развития, профессионального самоопределения обучающихся;
- удовлетворение потребностей обучающихся в интеллектуальном, нравственном развитии;
- профессиональную ориентацию обучающихся.

Структура программы включает:

- общую характеристику (с описанием актуальности, цели, задач, сроков и формы обучения);
- планируемые результаты обучения;
- учебный план;
- календарный учебный график;
- рабочие программы учебных дисциплин (модулей);
- организационно-педагогические условия реализации программы;
- форму аттестации;
- оценочные материалы.

Цель Программы «Химия»: расширение, углубление, обобщение предметных знаний, умений и навыков по химии, необходимых для поступления и дальнейшего обучения в высших учебных заведениях по направлениям подготовки естественно-научного, медицинского и фармацевтического профиля.

Задачи Программы:

- расширение, углубление и обобщение знаний по теоретической, неорганической и органической химии;
- овладение умениями характеризовать вещества, материалы и химические реакции; проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- применение полученных знаний и умений для безопасной работы с веществами;
- развитие умений самостоятельно работать с дополнительной литературой, использовать различные источники информации, в том числе компьютерные;

– формирование умений анализировать, сопоставлять, применять теоретические знания по химии на практике.

Актуальность программы определяется необходимостью профессиональных качеств будущего специалиста, умеющего выявлять взаимосвязи состава, строения и свойств веществ сущность и классификационные признаки веществ и реакций, в том числе лежащих в основенормальных и патологических процессов в организме.

Срок освоения образовательной программы составляет 64 академических часа при продолжительности академического часа для всех видов аудиторных занятий 45 минут.

Срок освоения образовательной программы «Химия» обеспечивает возможность достижения планируемых результатов, и совершенствование компетенций, заявленных в Программе.

Программа реализуется в очной форме (возможно с применением дистанционных образовательных технологий (при необходимости)).

К освоению программы допускаются любые лица без предъявления требований к уровню образования.

Содержание программы направлено на достижение целей программы, планируемых результатов ее освоения.

Учебный план определяет перечень, трудоемкость, последовательность и распределение модулей (разделов), устанавливает формы организации учебного процесса и их соотношение (занятий лекционного типа и занятия семинарского типа), формы контроля знаний и умений обучающихся. Программа содержит требования к аттестации обучающихся. Итоговая аттестация осуществляется посредством проведения зачета, выявляет теоретическую и практическую подготовку обучающегося в соответствии с целями и содержанием Программы.

Организационно-педагогические условия реализации Программы включают:

- а) учебно-методическую документацию, определяющую тематику учебных занятий и их содержание для совершенствования компетенций;
- б) учебно-методическое и информационное обеспечение;
- в) материально-техническое обеспечение;
- г) кадровое обеспечение.

2. Планируемые результаты обучения

Результаты обучения по Программе направлены на совершенствование компетенций обучающихся, необходимых для развития умения анализировать, сопоставлять, применять теоретические знания по химии на практике.

Характеристика компетенций, подлежащих совершенствованию в результате освоения Программы.

Компетенции

– готовность к саморазвитию, самореализации, самообразованию, использованию творческого потенциала;

– готовность к использованию знаний по химии для поступления и дальнейшего обучения в медицинских высших учебных заведениях.

Перечень знаний, умений, навыков, обеспечивающих совершенствование компетенций.

В результате освоения Программы обучающийся должен

знать:

– важнейшие химические понятия: нуклиды и изотопы, s-, p-, d- атомные орбитали, гибридизация орбиталей, электроотрицательность, энергия ионизация, сродство к электрону, валентность, степень окисления, типы химических связей, геометрия молекул, катионы и анионы, вещества молекулярного и немолекулярного строения, истинные растворы, гидратация, электролиты и их диссоциация, гидролиз, электролиз, скорость химической реакции, катализ гомогенный, гетерогенный и ферментативный, энтальпия, стандартная теплота образования, тепловой эффект реакции, химическое равновесие и его динамический характер, аллотропия, мономер, изомер, полимер;

– классификацию и номенклатуру неорганических и органических соединений;

– основные принципы и законы химии: принцип наименьшей энергии, запрет (закон) Паули, правило Гунда, закон действующих масс (Гульдберга и Вааге), принцип Ле Шателье (динамического равновесия), закон Авогадро, закон сохранения массы и энергии, закон кратных отношений и объемных отношений, закон постоянства состава, правило Вант-Гоффа, правило В.М. Ключковского, правило А.М. Зайцева, правило В.В. Марковикова, периодический закон;

– основы фундаментальных теорий химии: строения атома, химической связи, электролитической диссоциации, теории А.М. Бутлерова, структуры органических соединений (включая стереохимию), кинетики и катализа, квантово-механической теории;

– химические и физические свойства веществ и материалов, широко используемых в практике: основные металлы и сплавы, серная, соляная, азотная, фосфорная, муравьиная, уксусная, акриловая, молочная, щавелевая, стеариновая, олеиновая, пальмитиновая и бензойная кислоты, щелочи, аммиак, метан, этен, бутадиев, этин, бензол, толуол, стирол, фенол, анилин, аминокислоты, метанол, этанол, этиленгликоль, глицерин, метаналь, этаналь, ацетон, глюкоза, сахароза, крахмал, клетчатка, белки, искусственные волокна, каучуки, пластмассы, графит, кварц, стекло, цемент, минеральные удобрения, бензин, жиры, мыла и моющие средства;

уметь:

– называть: неорганические и органические вещества по «тривиальной» международной номенклатуре;

– определять: валентность и степень окисления химических элементов, заряд иона, вид химической связи в соединениях; изомеры и гомологи различных классов органических соединений; реакцию среды растворов различных солей; окислитель и восстановитель в окислительно-

восстановительных реакциях, молярную массу химических соединений известного состава, электронную конфигурацию атома по его положению в периодической системе элементов; нуклонный состав ядра атома, количественный состав раствора, представленный в виде молярной концентрации или массовой доли (процентной концентрации) растворенного вещества;

– характеризовать: общие химические свойства металлов и неметаллов и их важнейших соединений; химическое строение и свойства органических соединений (углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов и кетонов, моно- и дикарбоновых кислот, алифатических и ароматических аминов, углеводов – моно- и полисахаридов, аминокислот);

– объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; физический смысл информации, содержащейся в периодической таблице химических элементов Д.И. Менделеева; природу и способы образования химической связи (ионной, ковалентной, металлической, водородной); зависимость скорости химической реакции от различных факторов; смещение химического равновесия под воздействием внешних факторов; растворимость веществ различного агрегатного состояния в растворителях различной природы, зависимость протекания окислительно-восстановительных реакций от реакции среды; зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов от степени окисления металла;

– использовать для количественной характеристики химических процессов табличные значения стандартных электродных потенциалов металлов (электрохимических ряд напряжений металлов), констант диссоциации, значений относительной электроотрицательности элементов, относительной атомной массы элементов, коэффициента растворимости, стандартной энтальпии образования вещества.

владеть:

- навыками использования теоретических положений химии при рассмотрении основных классов неорганических и органических веществ;
- навыками применения теоретических знаний в решении задач.

3. Учебный план

Дополнительная общеобразовательная программа. Дополнительная общеразвивающая программа дополнительного образования детей и взрослых «Химия»

Срок обучения: 64 академических часа.

Форма обучения – очная.

№	Наименование разделов и дисциплин (модулей)	Всего часов	В том числе	
			Занятия лекционного типа	Занятия семинарского типа
1	Теоретические основы химии			

1.1	Основные законы и понятия химии.	3	1	2
1.2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов.	3	1	2
1.3.	Химическая связь. Строение вещества	3	1	2
1.4.	Основные классы неорганических соединений.	3	1	2
1.5.	Растворы.	3	1	2
1.6.	Теория электролитической диссоциации	3	1	2
1.7.	Окислительно-восстановительные реакции.	3	1	2
1.8.	Закономерности протекания химических реакций	3	1	2
2	Химия неорганических соединений			
2.1	Водород. Подгруппа галогенов.	3	1	2
2.2	Подгруппа кислорода.	3	1	2
2.3	Подгруппа азота	3	1	2
2.4	Подгруппа углерода	3	1	2
2.5	Общие свойства металлов.	3	1	2
2.6	Элементы главных подгрупп I-III групп	3	1	2
2.7	Металлы побочных подгрупп (переходные металлы)	3	1	2
3	Химия органических соединений			
3.1	Теоретические основы органической химии	3	2	1
3.2	Предельные и непредельные углеводороды.	2	1	1
3.3	Ароматические углеводороды.	2	1	1
3.4	Гидроксильные органические соединения	2	1	1
3.5.	Карбонильные органические соединения	2	1	1
3.6.	Карбоксильные органические соединения и их производные	2	1	1
3.7.	Углеводы	2	1	1
3.8.	Азотсодержащие органические соединения	2	1	1
Итоговая аттестация		2		2
Всего		64	24	40

4. Календарный учебный график

Продолжительность занятий 11 недель

Неделя	Количество часов	Итоговая аттестация
1 неделя	6 часа	
2 неделя	6 часа	
3 неделя	6 часа	
4 неделя	6 часа	
5 неделя	6 часа	
6 неделя	6 часа	
7 неделя	6 часа	
8 неделя	6 часа	
9 неделя	6 часа	
10 неделя	6 часа	
11 неделя	4 часа	зачет

5 Рабочие программы тематических разделов учебного плана программы «Химия»

Раздел 1: Теоретические основы химии

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии

1.1.1. Химический элемент, формы его существования, знаки химических элементов, химические формулы. Простые и сложные вещества. Химические вещества и смеси. Причины многообразия веществ: аллотропия, изомерия, гомология, изотопия. Полимеры.

1.1.2. Абсолютная масса атома и молекулы. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса.

1.1.3. Основные количественные законы химии: сохранение массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава.

1.1.4. Важнейшие газовые законы (простых объёмных отношений, закон Авогадро и его следствия). Применение основных законов химии для проведения расчетов.

Тема 1.2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов

1.2.1. Основы современных представлений о составе и строении вещества. Доказательства сложного строения атома. Основные модели строения атома (Резерфорда, Н. Бора, квантово-механическая) и их развитие. Ядро и электроны. Нуклоны: протоны и нейтроны. Нуклиды и изотопы. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа.

1.2.2. Заполнение электронами атомных орбиталей. Принцип минимума энергии. Закон (запрет) Паули. Правило Гунда. Правило В.М. Клечковского. Основное и возбужденные состояния атомов. Представление строения атома в виде электронных и электронно-графических формул для элементов первого-четвертого периодов.

1.2.3. Развитие знаний о периодическом законе и периодической системе химических элементов. Структура периодической системы элементов: периоды (большие, малые), группы (главные, побочные). Особое положение водорода, лантаноидов и актиноидов в периодической системе Д.И. Менделеева. Особенности строения электронных оболочек атомов s-, p-, d-элементов. Семейства элементов. Физический смысл номера периода и группы. Сходство и различие в строении атомов элементов одного периода, группы, подгруппы.

1.2.4. Периодический закон в современной трактовке. Периодическое изменение свойств оксидов, гидроксидов, водородных соединений химических элементов. Свойства атомов (сродство к электрону и энергии ионизации, относительная электроотрицательность, радиус) и их периодическое изменение.

Тема 1.3. Химическая связь. Строение вещества

1.3.1. Валентное состояние атомов в свете теории электронного строения. Валентные электроны. Химическая связь. Классификация химических связей.

1.3.2. Ковалентная связь и механизмы её образования. неполярная и полярная ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: насыщенность, длина, направленность, энергия, полярность. Электронные и структурные формулы веществ. Гибридизация орбиталей в молекуле. Геометрия молекул. Полярность молекул и полярность связи. Валентность кислорода в ионе гидроксония и азота в ионе аммония.

1.3.3. Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи. Ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи. Катионы и анионы.

1.3.4. Металлическая связь. Её особенности.

1.3.5. Внутримолекулярные и межмолекулярные водородные связи.

1.3.6. Типы кристаллических решеток: атомная, молекулярная, ионная, металлическая. Зависимость свойств веществ от их строения. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Современные представления о строении твердых, жидких и газообразных веществ.

1.3.7. Валентность и степень окисления. Единая природа химических связей.

Тема 1.4. Основные классы неорганических соединений

1.4.1. Классификация и номенклатура неорганических веществ.

1.4.2. Оксиды, кислоты, основания, соли: определение, классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства.

1.4.3. Комплексные, двойные, смешанные соли: особенности строения, номенклатуры, диссоциации.

1.4.4. Характерные химические свойства простых веществ – металлов и неметаллов.

Тема 1.5. Растворы

1.5.1. Представления о дисперсных системах. Дисперсные и коллоидные системы. Растворы: определение, классификация. Растворитель и растворенное вещество.

1.5.2. Истинные растворы: газовые, жидкие, твердые. Растворимость. Коэффициент растворимости. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Теории растворов: физическая и физико-химическая (сольватная). Тепловой эффект растворения.

1.5.3. Способы выражения концентрации растворов и содержания компонентов в смеси: массовая доля (процентная концентрация), молярная концентрация.

1.5.4. Зависимость растворимости от природы растворяемого вещества и растворителя, их агрегатного состояния, температуры, давления.

Тема 1.6. Теория электролитической диссоциации

1.6.1. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Механизм электролитической диссоциации на примере сильных электролитов – солей, щелочей, кислот. Ион гидроксония.

1.6.2. Константа и степень диссоциации. Равновесие в растворах слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Амфотерность. Диссоциация воды и её амфотерные свойства. Ионное произведение воды. Водородный показатель

(рН среды). Оценка реакции среды с помощью показателя рН.

1.6.3. Реакция обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения. Кислотно-основное взаимодействие в растворах. Гидролиз солей.

Тема 1.7. Окислительно-восстановительные реакции

1.7.1. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители.

1.7.2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

1.7.3. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса.

1.7.4. Ряд стандартных электродных потенциалов. Электролиз водных растворов и расплавов. Особенности реакций, протекающих у катода и анода.

Тема 1.8. Закономерности протекания химических реакций.

1.8.1. Явления физические и химические. Химические реакции, их классификация в неорганической и органической химии. Уравнения химических реакций.

1.8.2. Закономерности протекания химических реакций. Тепловые эффекты реакций. Термохимические уравнения. Понятие об энтальпии реакции. Стандартные энтальпии реакции образования вещества.

1.8.3. Скорость реакции, ее зависимость от природы, концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора. Энергетическая диаграмма химической реакции. Понятие о переходном (активированном) комплексе. Энергия активации. Катализ: гомогенный, гетерогенный, ферментативный.

1.8.4. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия при изменении температуры, давления или концентрации. Принцип Ле Шателье.

Раздел 2: Химия неорганических соединений

Тема 2.1. Водород. Подгруппа галогенов

2.1.1. Общая характеристика неметаллов. Водород, расположение в периодической системе элементов. Изотопы водорода. Получение водорода в лаборатории и технике. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Применение водорода.

2.1.2. Общая характеристика элементов главной подгруппы VII группы периодической системы элементов (галогенов).

2.1.3. Галогены в природе. Строение молекул. Сравнение энергии химических связей в молекулах.

2.1.4. Физические свойства галогенов. Получение. Химические свойства: взаимодействие с металлами и водородом, взаимодействие со сложными веществами, последовательное вытеснение галогенов друг другом из растворов галогеноводородных кислот и их солей. Взаимодействие фтора и хлора с водой.

2.1.5. Галогеноводороды. Строение молекул, их полярность, водородная связь во фтороводороде. Диссоциация галогеноводородных кислот, сравнение их силы. Общие и специфические свойства галогеноводородных кислот. Качественные реакции на галогенид-ионы.

2.1.6. Кислородные соединения хлора. Взаимодействие хлора с водой и

щелочами как примеры реакции диспропорционирования. Кислородные кислоты хлора, их кислотные и окислительные свойства. Гипохлорит кальция и хлорат калия, их получение и применение.

2.1.7. Биологическая роль галогенов и их соединений.

Тема 2.2. Подгруппа кислорода

2.2.1. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы элементов (халькогены).

2.2.2. Кислород и сера в природе. Электронные конфигурации атомов, электроотрицательность, валентные возможности атомов.

2.2.3. Строение молекул кислорода и серы. Физические свойства кислорода и серы, аллотропные модификации. Получение.

2.2.4. Химические свойства кислорода: взаимодействие с металлами, с неметаллами и сложными веществами. Оксиды, пероксиды и супероксиды металлов.

2.2.5. Озон, его роль в природе. Физические свойства и физиологическое действие. Различие в окислительных свойствах озона и кислорода.

2.2.6. Вода. Строение молекулы, полярность. Водородная связь и ее влияние на свойства воды. Двойственные свойства воды. Окислительно-восстановительные свойства воды: реакции с металлами и фтором.

2.2.7. Пероксид водорода: особенности строения молекулы и степени окисления кислорода. Физические свойства. Диспропорционирование пероксида. Применение пероксида водорода, его бактерицидные свойства.

2.2.8. Биологическая роль кислорода и его соединений.

2.2.9. Химические свойства серы: взаимодействие с металлами, кислородом и водородом. Применение серы.

2.2.10. Сероводород. Физические свойства и физиологическое действие. Получение. Химические свойства: взаимодействие с растворами щелочей. Сульфиды и гидросульфиды. Восстановительные свойства: горение на воздухе, взаимодействие с хлором (бромом). Взаимодействие водного раствора сероводорода с кислородом, бромом, пероксидом водорода. Качественные реакции на сероводород и сульфиды.

2.2.11. Оксид серы (IV). Строение. Получение. Физические свойства. Кислотные свойства. Двойственные окислительно-восстановительные свойства оксида серы (IV). Сернистая кислота. Получение. Химические свойства: взаимодействие со щелочами. Сульфиты и гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства.

2.2.12. Оксид серы (VI). Строение молекулы. Получение. Свойства оксида серы (VI): взаимодействие с водой; окислительные свойства по отношению к сере, водороду, углероду.

2.2.13. Серная кислота. Строение ее молекулы. Получение. Физические свойства. Общие и специфические свойства концентрированной серной кислоты и ее раствора. Влияние активности восстановителя на глубину восстановления концентрированной серной кислоты. Сульфаты и гидросульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион. Биологическая роль серы и её соединений.

Тема 2.3. Подгруппа азота

2.3.1. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы элементов.

2.3.2. Азот и фосфор в природе. Строение атомов азота и фосфора, электронные конфигурации, валентные возможности атомов азота и фосфора. Строение молекулы азота, энергия связи в молекуле, физические свойства азота. Получение. Химические свойства: взаимодействие с металлами, водородом и кислородом.

2.3.3. Аммиак, строение его молекулы, полярность. Физические свойства. Основные, восстановительные свойства аммиака. Строение комплексного иона аммония. Термолиз солей аммония. Применение и производство аммиака. Качественная реакция на ион аммония.

2.3.4. Оксид азота (II). Двойственные окислительно-восстановительные свойства оксида азота (II). Получение.

2.3.5. Оксид азота (IV). Получение. Димеризация. Диспропорционирование в реакциях со щелочами и водой. Окисление оксида азота (IV) в водной среде кислородом и бромом, восстановление сероводородом и сернистой кислотой. Горение в оксиде азота (IV) водорода, серы, фосфора, магния.

2.3.6. Азотистая кислота, её особенности. Нитриты.

2.3.7. Азотная кислота. Строение молекулы, координационное число азота по кислороду. Получение. Общие и специфические свойства азотной кислоты в свете теории электролитической диссоциации. Влияние восстановительной способности металлов и концентрации кислоты на глубину ее восстановления. Нитраты, их свойства, распознавание. Термическое разложение нитратов.

2.3.8. Фосфор. Аллотропия. Получение. Химические свойства фосфора: взаимодействие с металлами, водородом, кислородом. Восстановительные свойства фосфора. Взаимодействие фосфора с азотной и концентрированной серной кислотами.

2.3.9. Оксиды фосфора. Ортофосфорная, метафосфорная, пирофосфорная и фосфористая кислоты. Средние и кислые соли фосфорной кислоты. Применение фосфора и его соединений.

2.3.10. Фосфин как водородное соединение фосфора.

2.3.11. Биологическая роль азота и фосфора и их соединений.

Тема 2.4. Подгруппа углерода

2.4.1. Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы элементов.

2.4.2. Углерод и кремний в природе. Строение их атомов, электронные конфигурации.

2.4.3. Физические свойства аллотропных модификаций углерода. Получение. Химические свойства: взаимодействие с металлами (карбиды), взаимодействие с водородом и кислородом. Восстановительные свойства углерода по отношению к сложным веществам. Взаимодействие с азотной и концентрированной серной кислотами.

2.4.4. Оксид углерода (II). Важнейшие свойства: диспропорционирование, горение в кислороде, восстановление оксидов тяжелых металлов. Промышленное применение.

2.4.5. Оксид углерода (IV). Получение в лаборатории. Физические свойства. Химические свойства. Восстановление оксида углерода (IV) углем, магнием.

2.4.6. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, их взаимопревращения в природе. Качественная реакция на карбонат-ион. Применение карбонатов.

2.4.7. Кремний. Химические свойства кремния: взаимодействие с некоторыми металлами, фтором, углеродом. Силициды. Восстановительные свойства кремния по отношению к растворам щелочей.

2.4.8. Оксид кремния (IV). Кремниевая кислота, силикаты. Биологическая роль углерода и кремния и их соединений.

Тема 2.5. Общая характеристика металлов

2.5.1. Общая характеристика металлов. Электронное строение. Положение в периодической системе. Физические и химические свойства металлов.

2.5.2. Основные способы промышленного получения металлов: восстановление коксом, оксидом углерода (II), водородом, металлами, электролизом. Химические реакции, лежащие в основе доменного производства чугуна, производства стали, электролитического получения алюминия.

2.5.3. Понятие о коррозии.

Тема 2.6. Элементы главных подгрупп I-III групп

2.6.1. Элементы главной подгруппы I группы периодической системы (щелочные металлы). Электронные конфигурации атомов. Энергия ионизации. Физические свойства.

2.6.2. Химические свойства щелочных металлов: взаимодействие с неметаллами, водой, растворами кислот.

2.6.3. Оксиды щелочных металлов, их свойства. Пероксиды, супероксиды.

2.6.4. Щелочи. Химические свойства щелочей. Применение щелочных металлов и их соединений.

2.6.5. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы элементов (щелочноземельные металлы, отличительные свойства бериллия и магния). Электронные конфигурации атомов.

2.6.6. Кальций. Сходство и различие в восстановительных свойствах кальция и щелочных металлов по отношению к неметаллам, воде, кислотам, оксидам металлов. Оксид и гидроксид кальция, их свойства. Соли кальция в природе. Жесткость воды и способы ее устранения. Применение кальция и его соединений.

2.6.7. Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы периодической системы элементов. Электронные конфигурации. Алюминий.

Характеристика восстановительных свойств алюминия по отношению к простым и сложным веществам. Объяснение различия в восстановительных свойствах алюминия, щелочных металлов и кальция. Взаимодействие алюминия с растворами щелочей. Образование комплексных соединений. Оксид алюминия, его важнейшие физические и химические свойства. Получение гидроксида алюминия, амфотерные свойства гидроксида алюминия. Применение алюминия и его сплавов.

2.6.8. Бор. Сравнительная характеристика бора с другими элементами главной подгруппы III группы периодической системы элементов. Получение. Физические и химические свойства.

2.6.9. Биологическая роль металлов главных подгрупп I-III групп периодической системы элементов.

Тема 2.7. Металлы побочных подгрупп (переходные металлы)

2.7.1. Понятие о переходных элементах. Общая характеристика d-элементов: их положение в периодической системе, особенность заполнения энергетических уровней оболочек атомов.

2.7.2. Ионы и диапазон степеней окисления, d-элементы – комплексообразователи. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов от степени окисления атома металла на примере соединений хрома, марганца и железа. Особенности взаимодействия металлов с кислотами-окислителями.

2.7.3. Медь, серебро. Оксиды меди (I) и (II), оксид серебра (I). Гидроксиды меди (II) и (I). Соли серебра и меди. Комплексные соединения серебра и меди.

2.7.4. Цинк, ртуть. Оксиды цинка и ртути. Гидроксид и соли цинка.

2.7.5. Хром. Оксиды хрома (III) и (VI). Гидроксиды и соли хрома (II) и (III). Хроматы и дихроматы (VI). Комплексные соединения хрома (III).

2.7.6. Марганец. Оксиды марганца (II) и (IV). Гидроксид и соли марганца (II). Перманганат и манганат как окислители.

2.7.7. Железо. Оксиды железа (II), (II)-(III) и (III). Гидроксиды и соли железа (II) и (III). Комплексные соединения железа.

2.7.8. Биологическая роль переходных металлов.

Раздел 3: Химия органических соединений

Тема 3.1. Теоретические основы органической химии

3.1.1. Структурная теория – основа органической химии. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Углеродный скелет. Радикал. Функциональная группа. Взаимное влияние атомов в органических молекулах и их реакционная способность.

3.1.2. Классификация органических соединений. Гомологи и гомологический ряд. Изомерия: структурная (углеродного скелета, положения кратной связи, функциональной группы, межклассовая) и пространственная (геометрическая, оптическая). Типы связей в молекулах органических веществ (сигма- и пи-связи) и способы их разрыва (гомолитический и гетеролитический). Понятия о частицах: электрофилы, нуклеофилы, радикалы, карбо-катионы, карбоанионы. Ионный и радикальный механизмы химических

превращений в органической химии.

3.1.3. Типы химических реакций в органической химии (замещения, присоединения, отщепления, изомеризации) и их особенности.

Тема 3.2. Предельные и непредельные углеводороды

3.2.1. Качественный состав углеводородов. Классификация и номенклатура углеводородов. Общие формулы алканов, алкенов, алкинов, аренов, алкодиенов. Характерный тип гибридизации атомов углерода в молекуле sp^3 , sp^2 , sp . Виды ковалентной связи. Угол между связями. Длина связи С-С, С-Н. Характерные виды изомерии. Растворимость углеводородов в воде. Отношение к раствору $KMnO_4$. Отношение к бромной воде. Горение на воздухе (полное сгорание). Отношение к нагреванию (разрушение). Реакции присоединения. Замещение. Отщепление (дегидрирование). Возможность получения полимеров. Существование в природе.

3.2.2. Состав и строение алканов. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства алканов и закономерности их изменения в гомологическом ряду. Химические свойства (реакции замещения: нитрование, галогенирование, сульфохлорирование, окисление, горение; разложения: пиролиз, крекинг; изомеризации; циклизации) и их изменение в гомологическом ряду. Механизм радикального замещения на примере хлорирования метана. Нахождение алканов в природе. Промышленные и лабораторные синтезы алканов. Применение алканов.

3.2.3. Состав и особенности строения циклоалканов. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства циклоалканов: закономерности изменения их в гомологическом ряду, сравнение с физическими свойствами алканов. Химические свойства циклоалканов (реакции замещения, присоединения, горения), их изменения в гомологическом ряду. Нахождение в природе. Промышленные и лабораторные синтезы. Применение циклоалканов. Биологическая роль и токсическое действие.

3.2.4. Состав и строение алкенов. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства: закономерности изменения в гомологическом ряду. Механизм электрофильного присоединения на примере бромирования этилена. Правило Марковникова и его объяснение. Получение и применение алкенов. Токсичность в ряду алкенов.

3.2.5. Особенности строения алкадиенов с сопряженными связями. Гомологический ряд. Физические свойства алкадиенов и их сравнение со свойствами алканов и алкенов. Химические свойства: присоединение, окисление, полимеризация, горение. Получение и применение алкадиенов.

3.2.6. Особенности строения алкинов. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства: закономерности их изменения в гомологическом ряду, сравнение с алканами и алкенами. Химические свойства: реакции присоединения, замещения, окисления, горения, полимеризации и их изменение в гомологическом ряду. Нахождение в природе. Получение и применение алкинов. Токсичность в ряду гомологов ацетилена.

Тема 3.3. Ароматические углеводороды

3.3.1. Особенности строения аренов. Гомологический ряд. Изомерия.

Сравнительная характеристика физических свойств бензола и его гомологов. Химические свойства бензола (реакции замещения, присоединения, горения) и его гомологов.

3.3.2. Механизм электрофильного замещения в аренах на примере бромирования бензола.

3.3.3. Заместителей I и II-го рода. Орто-, мета-, параположения двузамещенных производных бензола. Получение и применение аренов.

3.3.4. Взаимосвязь между различными классами углеводородов.

Тема 3.4. Гидроксильные органические соединения

3.4.1. Предельные одноатомные спирты. Особенности строения алканолов. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства: закономерности их изменения в гомологическом ряду, сравнение со свойствами углеводородов. Межмолекулярная водородная связь в спиртах и ее влияние на свойства.

3.4.2. Химические свойства спиртов: замещение H, замещение -OH, дегидратация, окисление. Механизм реакции отщепления на примере дегидратации спиртов. Сравнение реакционной способности первичных, вторичных, третичных спиртов. Идентификация спиртов. Нахождение спиртов в природе. Основные способы получения спиртов и их применение.

3.4.3. Предельные многоатомные спирты. Этиленгликоль, глицерин: строение, свойства, получение, применение. Биологическая роль многоатомных спиртов: глицерина, фитола.

3.4.4. Фенолы. Особенности строения. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства фенолов, сравнение их со свойствами бензола и спиртов. Химические свойства: обусловленные -OH группой, обусловленные бензольным ядром. Орто-, пара- ориентирующее действие -OH группы.

3.4.5. Механизм электронного замещения в ароматическом ядре на примере бромирования фенола. Идентификация фенолов. Способы получения, применение фенолов. Токсичность фенолов.

Тема 3.5. Карбонильные органические соединения

3.5.1. Особенности строения карбонильных соединений. Гомологические ряды альдегидов и кетонов. Изомерия. Физические свойства альдегидов и кетонов. Изомерия. Физические свойства альдегидов и кетонов: их сравнение между собой и со свойствами спиртов.

3.5.2. Химические свойства: реакции присоединения, окисления, конденсации. Механизм нуклеофильного присоединения на примере присоединения этилового спирта к альдегиду. Механизм нуклеофильного замещения на примере галогенирования альдегидов.

3.5.3. Способы получения, применения карбонильных соединений. Биологическая роль. Токсичность альдегидов и кетонов.

Тема 3.6. Карбоксильные органические соединения и их производные

3.6.1. Предельные монокарбоновые кислоты. Особенности строения. Гомологический ряд. Изомерия. Физические свойства и их сравнение со свойствами спиртов и альдегидов.

3.6.2. Химические свойства: реакции замещения, этерификация, дегидротация. Механизм реакции этерификации. Сравнение свойств со свойствами минеральных кислот.

3.6.3. Способы получения и применение. Биологическая роль.

3.6.4. Непредельные монокарбоновые кислоты. Акриловая, олеиновая кислоты: строение, свойства, получение, применение.

3.6.5. Мыла. СМС. Защита окружающей среды от СМС. Способы нейтрализации СМС в природе.

3.6.6. Понятия о двухосновных кислотах, ароматических кислотах и их биологической роли.

3.6.7. Сложные эфиры - производные карбоновых кислот. Особенности строения. Гомологический ряд. Изомерия. Особенности физических свойств. Химические свойства: реакции омыления, гидролиз, переэтерификации. Нахождение в природе. Получение и применение.

3.6.8. Понятие о липидах. Воски и их биологическая роль. Жиры: строение, свойства, получение, применение. Проблемы замены пищевых жиров в технике непищевым сырьем. Понятие о обмене жиров в организме.

Тема 3.7. Углеводы

3.7.1. Классификация. Моносахариды. Гомологический ряд. Номенклатура. Изомерия. Формулы Фишера, Хеурса. Особенности физических свойств. Муторотация.

3.7.2. Химические свойства: окисление, метилирования, ацетилирования, восстановления. Способы получения. Важнейшие представители: глюкоза, фруктоза, рибоза, дезоксирибоза. Основные этапы распада глюкозы в организме.

3.7.3. Два типа дисахаридов: восстанавливающие и невосстанавливающие, различие в их строении и химических свойствах. Распространение в природе и биологическое значение. Важнейшие представители: сахароза, мальтоза, лактоза. Производство сахара.

3.7.4. Полисахариды (гетерополисахариды и гомополисахариды). Нахождение в природе. Состав. Особенности строения. Свойства (гидролиз: кислотный, щелочной, основной). Применение.

Тема 3.8. Азотсодержащие органические соединения

3.8.1. Амины. Алифатические и ароматические амины. Первичные, вторичные и третичные амины. Оснóвность аминов.

3.8.2. Аминокислоты. Природные альфа-аминокислоты и их основные представители.

3.8.3. Пептиды. Структура белков. Свойства белков: цветные реакции, гидролиз, денатурация.

3.8.4. Пиррол. Пиридин. Пиримидиновые и пуриновые основания, входящие в состав нуклеиновых кислот.

6. Организационно-педагогические условия реализации программы

Тематика учебных занятий и их содержание для совершенствования

компетенций:

Тематика занятий лекционного типа

№	Наименование тем	Содержание
1.	Основные законы и понятия химии.	1.1.1-1.1.4
2.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов.	1.2.1-1.2.4
3.	Химическая связь. Строение вещества	1.3.1. -1.3.7.
4.	Основные классы неорганических соединений.	1.4.1. -1.4.4.
5.	Растворы.	1.5.1. -1.5.4.
6.	Теория электролитической диссоциации	1.6.1. -1.6.3
7.	Окислительно-восстановительные реакции.	1.7.1 -1.7.4.
8.	Закономерности протекания химических реакций	1.8.1.- 1.8.4.
9.	Водород. Подгруппа галогенов.	2.1.1.- 2.1.7.
10.	Подгруппа кислорода.	2.2.1.-2.2.12.
11.	Подгруппа азота	2.3.1.- 2.3.11
12.	Подгруппа углерода	2.4.1.- 2.4.8.
13.	Общие свойства металлов.	2.5.1.- 2.5.5.
14.	Элементы главных подгрупп I-III групп	2.6.1.- 2.6.9.
15.	Металлы побочных подгрупп (переходные металлы)	2.7.1.- 2.7.7.
16.	Теоретические основы органической химии	3.1.1. – 3.1.3.
17.	Предельные и непредельные углеводороды.	3.2.1. - 3.2.6.
18.	Ароматические углеводороды.	3.3.1. -3.3.4.
19.	Гидроксильные органические соединения	3.4.1. -3.4.5.
20.	Карбонильные органические соединения	3.5.1. -3.5.3.
21.	Карбоксильные органические соединения и их производные	3.6.1. -3.6.8.
22.	Углеводы	3.7.1. -3.7.4.
23.	Азотсодержащие органические соединения	3.8.1. -3.8.4.

Тематика занятий семинарского типа:

№	Наименование тем	Содержание
1.	Основные законы и понятия химии.	1.1.1-1.1.4
2.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов.	1.2.1-1.2.4
3.	Химическая связь. Строение вещества	1.3.1.-1.3.7.
4.	Основные классы неорганических соединений.	1.4.1.-1.4.4.
5.	Растворы.	1.5.1.-1.5.4.
6.	Теория электролитической диссоциации.	1.6.1.-1.6.3
7.	Окислительно-восстановительные реакции.	1.7.1-1.7.4.
8.	Закономерности протекания химических реакций.	1.8.1.-1.8.4.
9.	Водород. Подгруппа галогенов.	2.1.1.-2.1.7.
10.	Подгруппа кислорода.	2.2.1.-2.2.12.
11.	Подгруппа азота.	2.3.1.-2.3.11
12.	Подгруппа углерода.	2.4.1.-2.4.8.
13.	Общие свойства металлов.	2.5.1.-2.5.5.
14.	Элементы главных подгрупп I-III групп.	2.6.1.-2.6.9.
15.	Металлы побочных подгрупп (переходные металлы).	2.7.1.-2.7.7.
16.	Теоретические основы органической химии.	3.1.1. – 3.1.3.
17.	Предельные и непредельные углеводороды.	3.2.1. - 3.2.6.
18.	Ароматические углеводороды.	3.3.1.-3.3.4.
19.	Гидроксильные органические соединения.	3.4.1.-3.4.5.
20.	Карбонильные органические соединения.	3.5.1.-3.5.3.
21.	Карбоксильные органические соединения и их производные.	3.6.1.-3.6.8.
21.	Углеводы.	3.7.1.-3.7.4.
23.	Азотсодержащие органические соединения.	3.8.1.-3.8.4.

Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса:

Занятия лекционного типа и занятия семинарского типа, итоговая аттестация проводятся в аудиториях, укомплектованных специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации и учебно-наглядными пособиями, аудитории, оборудованные мультимедийными и иными средствами обучения, позволяющими использовать симуляционные технологии.

Для самостоятельной работы обучающихся используются помещения для самостоятельной работы, оснащенные компьютерной техникой с подключением к сети «Интернет»

Кадровое обеспечение.

Реализация программы осуществляется лицами, имеющими среднее профессиональное или высшее образование (в том числе по направлениям, соответствующим направлениям дополнительных общеобразовательных программ, реализуемых организацией, осуществляющей образовательную деятельность) и отвечающими квалификационным требованиям, указанным в квалификационных справочниках, и (или) профессиональным стандартам

Учебно-методическое и информационное обеспечение.

Основная литература

1. Егоров А.С. Химия: Современный курс для подготовки к ЕГЭ. – Ростов н/Д: Феникс, 2020.- 760 с.
2. Егоров А.С., Аминова Г.Х. Химия: Экспресс-репетитор для подготовки к ЕГЭ.– Ростов н/Д: Феникс, 2020.- 279 с.
3. Каверина А.А., Свириденкова Н.В., Снастина М. Г., Стаханова С.В. ЕГЭ - 2022. Химия. Типовые экзаменационные варианты: 10 вариантов - М.: Издательство «Национальное образование», 2021. - 128 с.
4. Медведев Ю. Н. ЕГЭ - 2022. Химия. Типовые тестовые задания, М.: 2021. – 112с.
5. Репетитор по химии / под ред. А.С. Егорова.- Изд.54-е.- Ростов н/Д: Феникс, 2020.-762, [1] с.: ил. – (Абитуриент)
6. ЕГЭ. Химия: типовые экзаменационные варианты:30 вариантов/ под ред. А.А. Кавериной.- М.: Издательство «Национальное образование», 2021. - 352 с. – (ЕГЭ. ФИПИ-школе)

Дополнительная литература

1. Доронькин В. Н., Бережная А. Г., Сажнева Т. В., Февралева В.А. Химия. ЕГЭ -2022. 10-11 классы. Тематический тренинг. Задания базового и повышенного уровня сложности. - Ростов н/Д: Легион, 2021. - 640 с.
2. Доронькин В.Н, Бережная А.Г., Сажнева Т.В. Химия. 10-11 классы. Подготовка к ЕГЭ. Тематические тесты базового и повышенного уровней. - Ростов н/Д: Легион, 2021. - 592 с.
3. Доронькин В.Н., Бережная А.Г., Сажнева Т.В., Февралева В.А.ЕГЭ-2022 Химия Задания высокого уровня 10-11 классы. - Ростов н/Д: Легион, 2021. - 456 с.
4. Доронькин В.Н., Бережная А.Г., Сажнева Т.В., Февралева В.А. ЕГЭ-2022 Химия 30 тренировочных вариантов по демоверсии 2022 года. - Ростов н/Д: Легион, 2021. - 356 с.
5. Доронькин В. Н., Бережная А. Г., Сажнева Т. В, Февралева В.А. Химия. ЕГЭ-2022. Большой справочник для подготовки к ЕГЭ. - Ростов н/Д: Легион, 2021. - 544 с.
6. Савинкина Е.ВЕГЭ. Химия. Новый полный справочник для подготовки к ЕГЭ. – М: Издательство "["АКТ"](https://www.akt.ru)", 2021- 257 с.

Интернет-ресурсы:

1. ФИПИ. Открытый банк заданий. Режим доступа: <https://fipi.ru/ege/demoversii-specifikacii-kodifikatory#!/tab/151883967-4>
2. ЕГЭ в 2023 году. Режим доступа: <http://www.ctege.info>

7. Форма аттестации

Итоговая аттестация осуществляется посредством проведения зачета и должна выявлять теоретическую и практическую подготовку обучающегося.

Обучающийся допускается к итоговой аттестации после изучения

дисциплины в объеме, предусмотренном учебным планом образовательной программы.

Итоговая аттестация проходит в два этапа. 1-й этап - аттестационное тестирование;

2-й этап (при условии получения от 70% и более правильных ответов при тестовом контроле) и демонстрации практических навыков (решении ситуационных задач (кейсов)).

Критерии оценки тестирования:

0-69% - неудовлетворительно

70-80% - удовлетворительно

81-90% - хорошо

91-100% - отлично

Критерии оценки практических навыков (решения ситуационных задач (кейсов)):

«Зачёт» обучающийся получает, если необходимые практические навыки, предусмотренные в рамках изучения дисциплины, сформированы полностью и подкреплены теоретическими знаниями.

«Незачёт» обучающийся получает, если необходимые практические навыки, предусмотренные в рамках изучения дисциплины, не сформированы и теоретическое содержание дисциплины не освоено.

8. Оценочные материалы

Вопросы к промежуточной аттестации

Раздел: Теоретические основы химии

Основные законы и понятия химии.

Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов.

Химическая связь. Строение вещества.

Основные классы неорганических соединений.

Растворы. Теория электролитической диссоциации.

Окислительно-восстановительные реакции.

Закономерности протекания химических реакций.

Раздел: Химия неорганических соединений

Водород. Подгруппа галогенов.

Подгруппа кислорода.

Подгруппа азота.

Подгруппа углерода.

Общие свойства металлов.

Элементы главных подгрупп I-III групп.

Металлы побочных подгрупп (переходные металлы).

Раздел: Химия органических соединений

Теоретические основы органической химии.

Предельные и непредельные углеводороды.

Ароматические углеводороды.

Гидроксильные органические соединения.
Карбонильные органические соединения.
Карбоксильные органические соединения и их производные.
Углеводы.
Азотсодержащие органические соединения.

Примеры тестовых заданий для итоговой аттестации

1. Число энергетических уровней и число внешних электронов атома азота равны соответственно:

- 1) 2 и 3 2) 2 и 5 3) 3 и 7 4) 3 и 5

2. Атом химического элемента, высший оксид которого RO_3 , имеет конфигурацию внешнего энергетического уровня:

- 1) ns^2np^4 2) ns^2np^3 3) ns^2np^2 4) ns^2np^6

3. Ионный характер связи наиболее выражен в соединении:

- 1) CCl_4 2) SiO_2 3) $CaBr_2$ 4) NH_3

4. Степень окисления хлора в $Ca(ClO_2)_2$ равна:

- 1) 0 2) -3 3) +3 4) +5

5. Ионы являются структурными частицами:

- 1) кислорода 3) оксида углерода (IV)
2) воды 4) хлорида натрия

6. Бутадиен принадлежит к гомологическому ряду с общей формулой:

- 1) C_nH_{2n+2} 2) C_nH_{2n} 3) C_nH_{2n-6} 4) C_nH_{2n-2}

7. Верны ли следующие суждения о щелочных металлах?

А. Во всех соединениях они имеют степень окисления +1.

Б. С неметаллами они образуют соединения в основном с ионной связью.

- 1) верно только А 3) верны оба суждения
2) верно только Б 4) оба суждения неверны

8. Среди перечисленных элементов V группы типичным неметаллом является:

- 1) фосфор 2) мышьяк 3) сурьма 4) висмут

9. Углерод выступает в качестве восстановителя в реакции с:

- 1) водородом 3) кальцием
2) алюминием 4) оксидом меди

10. Оксид серы (IV) не взаимодействует с:

- 1) O₂ 2) H₂O 3) CO₂ 4) NaOH

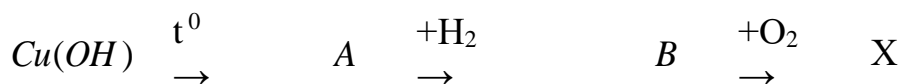
11. Реакция нейтрализации происходит между:

- 1) цинком и соляной кислотой
 2) серной кислотой и хлоридом бария
 3) гидроксидом кальция и азотной кислотой
 4) гидроксидом натрия и сульфатом меди

12. С гидроксидом натрия, хлороводородной кислотой и хлоридом бария может реагировать:

- 1) Cr(OH)₂ 2) CuSO₃ 3) CO₂ 4) Zn

13. В схеме превращений



веществом «X» является:

- 1) CuO 2) Cu 3) Cu(OH)₂ 4) CuCl₂

14. У циклоалканов не может быть изомеров:

- 1) положения двойной связи
 2) углеродного скелета
 3) положения радикалов
 4) межклассовых

15. Атом кислорода в молекуле фенола образует:

- 1) одну σ-связь 3) одну σ и одну π-связи
 2) две σ-связи 4) две π-связи

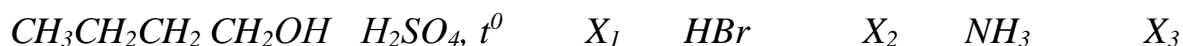
16. При окислении пропанола-1 образуется:

- 1) пропилен 3) пропаналь
 2) пропанон 4) пропан

17. Уксусная кислота не взаимодействует с веществом, формула которого:

- 1) Mg 2) Cu(OH)₂ 3) Cu 4) NaOH

18. Конечным продуктом «X₃» в схеме превращений:



→

→

→

является:

- | | |
|-----------------|------------------------|
| 1) 1-бромбутан | 3) 2-аминобутан |
| 2) 1-аминобутан | 4) бромид бутиламмония |

19. Какое из приведенных уравнений соответствует реакции нейтрализации?

- 1) $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$
- 3) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
- 4) $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

20. Для увеличения скорости химической реакции $\text{Mg}(\text{тв}) + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2(\text{г}) + 462 \text{ кДж}$ необходимо:

- 1) уменьшить концентрацию ионов водорода
- 2) увеличить концентрацию ионов водорода
- 3) повысить температуру
- 4) повысить давление

21. При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится вправо в системе:

- 1) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{Q}$
- 2) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{тв}) + \text{Q}$
- 3) $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - \text{Q}$
- 4) $2\text{HCl}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) - \text{Q}$

22. Наиболее слабым электролитом является:

- 1) HF
- 2) HCl
- 3) HBr
- 4) HI

23. Осадок выпадает при взаимодействии растворов:

- 1) H_3PO_4 и KOH
- 2) Na_2SO_3 и H_2SO_4
- 3) FeCl_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и MgSO_4

24. Хлор является и окислителем, и восстановителем в реакции, уравнение которой:

- 1) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- 2) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- 3) $2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

25. Среда водного раствора хлорида алюминия:

- 1) щелочная

- 2) кислая
- 3) нейтральная
- 4) слабощелочная

26. При действии водного раствора щелочи на монобромалканы преимущественно образуются:

- 1) алканы
- 2) алкены
- 3) спирты
- 4) альдегиды

27. Этанол можно получить из этилена в результате реакции:

- 1) гидратации
- 2) гидрирования
- 3) галогенирования
- 4) гидрогалогенирования

28. Соли аммония можно обнаружить с помощью:

- 1) гидроксида натрия
- 2) серной кислоты
- 3) хлорида бария
- 4) нитрата серебра

29. Слабым электролитом является:

- 1) хлороводородная кислота
- 2) сульфат натрия
- 3) сероводородная кислота
- 4) гидроксид лития

30. При образовании аммиака согласно уравнению реакции $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3 + 92 \text{ кДж}$ выделилось 230 кДж теплоты. При этом объем (н.у.) вступившего в реакцию водорода составил:

- 1) 44,8 л
- 2) 56 л
- 3) 112 л
- 4) 168 л

31. Установите соответствие между названием соединения и его функциональной группой:

Название соединения	Функциональная группа
А) анилин	1) карбоксильная группа
Б) пропионовая кислота	2) нитрогруппа
В) этаналь	3) аминогруппа
Г) этиленгликоль	4) альдегидная группа
	5) гидроксильная группа

32. Установите соответствие между схемой химической реакции и

изменением степени окисления восстановителя:

Схема реакции	Изменение степени окисления восстановителя
А) $\text{FeCl}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{HCl}$	1) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$
Б) $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$	2) $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0$
В) $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	3) $2\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}_2^0$
Г) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{FeI}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$	4) $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
	5) $\text{Cl}^{+7} \rightarrow \text{Cl}^-$
	6) $\text{Cl}^0 \rightarrow 2\text{Cl}^-$

33. Установите соответствие между формулой соли и типом гидролиза этой соли:

Формула соли	Тип гидролиза
А) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	1) по катиону
Б) NH_4Cl	2) по аниону
В) Na_2CO_3	3) по катиону и аниону
Г) NaNO_2	

34. Установите соответствие между простым веществом и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать:

Название вещества	Реагенты
А) алюминий	1) $\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{HNO}_3$ (р-р), NaOH (р-р)
Б) кислород	2) $\text{Fe}, \text{HNO}_3, \text{H}_2$
В) сера	3) $\text{HI}, \text{Fe}, \text{P}_2\text{O}_3$
Г) натрий	4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{H}_2\text{O}, \text{Cl}_2$
	5) $\text{CaCl}_2, \text{KOH}, \text{HCl}$

35. Установите соответствие между формулами органических веществ и качественными реакциями на эти вещества.

Вещество	Качественная реакция
А) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	1) Водный раствор окрашивает лакмус в синий цвет
Б) CH_3COOH	2) Потемнение бромной воды
В) CH_3NH_2	3) Водный раствор окрашивает лакмус в красный цвет
Г) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{O}$	4) Фиолетовое окрашивание с раствором FeCl_3
	5) Красный осадок с $\text{Cu}(\text{OH})_2$
	6) Белый осадок с аммиачным раствором Ag_2O

36. Алкены взаимодействуют с:

- А) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ Г) KMnO_4 (H^+)

18.	3	38.	А,Г
19.	4	39.	210
20.	2	40.	476

Вопросы для итоговой аттестации.

1. Основные законы и понятия химии.
2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов.
3. Химическая связь. Строение вещества.
4. Основные классы неорганических соединений.
5. Растворы. Теория электролитической диссоциации.
6. Окислительно-восстановительные реакции.
7. Закономерности протекания химических реакций.
8. Водород. Подгруппа галогенов.
9. Подгруппа кислорода.
10. Подгруппа азота.
11. Подгруппа углерода.
12. Общие свойства металлов.
13. Элементы главных подгрупп I-III групп.
14. Металлы побочных подгрупп (переходные металлы).
15. Теоретические основы органической химии.
16. Предельные и непредельные углеводороды.
17. Ароматические углеводороды.
18. Гидроксильные органические соединения.
19. Карбонильные органические соединения.
20. Карбоксильные органические соединения и их производные.
21. Углеводы.
22. Азотсодержащие органические соединения.

Решение кейсов (ситуационных задач)

1. Карбид кальция обработан избытком воды. Выделившийся газ занял объем 4,48 л (н.у.). Рассчитайте, какой объем 20%-ной соляной кислоты плотностью 1,10 г/мл пойдет на полную нейтрализацию щелочи, образовавшейся из карбида кальция.

Ответ:

Составлены уравнения реакций: $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
 $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Рассчитаны количества вещества ацетилена и щелочи:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = n(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

Рассчитаны количество вещества и масса хлороводорода:

$$n(\text{HCl}) = 2 \cdot n(\text{Ca(OH)}_2) = 0,4 \text{ моль}$$

$$m(\text{HCl}) = 0,4 \cdot 36,5 = 14,6 \text{ г}$$

Определены масса и объем раствора кислоты:

$$m(\text{раствора HCl}) = 14,6 / 0,2 = 73 \text{ г}$$

$$V(\text{раствора HCl}) = 73 / 1,10 = 66,4 \text{ мл}$$

2. При сгорании 9 г первичного амина выделилось 2,24 л азота (н.у.).
Определите молекулярную формулу амина, приведите его название.

Элементы ответа:

1) Составлена стехиометрическая схема реакции горения амина:
 $2\text{RNH}_2 \rightarrow \text{N}_2$

2) Определено количество вещества амина и его молярная масса:
 $n(\text{RNH}_2) = 2n(\text{N}_2) = 2 \cdot 2,24 / 22,4 = 0,2 \text{ моль.}$

$$M = m/n = 9 / 0,2 = 45 \text{ г/моль.}$$

3) Установлена молекулярная формула амина и приведено его название:

на радикал R приходится $45 - (14 + 2) = 29$. Таким радикалом может быть только этил C_2H_5 . Молекулярная формула амина $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, его название – этиламин.