

Министерство здравоохранения Российской Федерации
федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
**ПЕРВЫЙ МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ И.М.
СЕЧЕНОВА**
(СЕЧЕНОВСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)
Ресурсный центр «Медицинский Сеченовский Предуниверсарий»

УТВЕРЖДЕНО

Ученый совет ФГАОУ ВО Первый
МГМУ им. И.М. Сеченова
Минздрава России
(Сеченовский Университет)
«04» сентября 2023 протокол №7

**ПРОГРАММА КУРСА
ВНЕУРОЧНОЙ
ДЕЯТЕЛЬНОСТИ
«Практикум ЕГЭ по химии»
среднее общее образование
(продвинутый уровень подготовки)**

Оглавление

Пояснительная записка	3
Основное содержание курса	5
Тематический практикум «Окислительно-восстановительные процессы в органической и неорганической химии»	5
Модуль 1 «Окислительно-восстановительные реакции»	5
Модуль 2 «Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ»	10
Модуль 3 «Окислительно-восстановительные реакции в неорганической химии»	19
Общий практикум	42
Общая химия	42
Неорганическая химия	51
Органическая химия	56
Химия и жизнь	62
Типы расчётных задач	65
Тематическое планирование	70

Пояснительная записка

Данный учебный курс направлен на подготовку учащихся 11 классов с высоким уровнем подготовки к сдаче ЕГЭ по химии в 2023-2024 году. Курс предлагается к реализации в объёме 56 часов.

Практикум состоит из двух частей. В первой части «Тематический практикум» рассматривается тема «Окислительно-восстановительные процессы в органической и неорганической химии», задания которой вызывают наибольшие затруднения у выпускников при сдаче ЕГЭ. Данная тема включает в себя три модуля, выстроенных в логике изучения предмета и с учётом содержания контрольно-измерительных материалов ЕГЭ по химии 2023 года. Первый модуль посвящён основным понятиям и общим сведениям об окислительно-восстановительных процессах. Во втором модуле рассматриваются окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ различных классов. Данный модуль направлен на подготовку к выполнению задания № 32 ЕГЭ. В третьем модуле рассматриваются окислительно-восстановительные реакции в неорганической химии. Занятия данного модуля рассчитаны на повторение и закрепление знаний об окислительно-восстановительных свойствах неорганических веществ. Этот модуль направлен на подготовку обучающихся к выполнению заданий №№ 29, 31 ЕГЭ.

Вторая часть «Общий практикум» направлена на обобщение и систематизацию изученного материала в рамках школьного курса химии за 10 и 11 классы и полностью охватывает задания, предлагаемые в контрольно-измерительных материалах ЕГЭ по химии 2023-2024 года. Темы общего практикума соответствуют тематическим блокам кодификатора ЕГЭ2024 года.

В тематическом планировании указано примерное количество часов, отводимое на изучение каждого модуля, поэтому учитель может перераспределить часы между темами занятий первой и второй частей практикума в зависимости от степени подготовки обучающихся.

Личностные результаты

- осознание дефицитов собственных знаний;
- критичное отношение к общему уровню знаний и готовности к аттестации;
- способность оценивать результаты собственной деятельности;
- способность оценивать ситуацию, корректировать принимаемые решения и действия;
- способность к формированию новых знаний, в том числе формулированию идей, гипотез о свойствах веществ и явлениях;
- стремление преодолевать затруднения в учебе;
- планирование учебного времени, эффективное распределение нагрузки при подготовке к экзаменам;
- проявление интереса к решению нестандартных задач, готовность осваивать новые задания и формы деятельности;
- самостоятельно критически мыслить, распознавать возникающие в реальном мире трудности и искать пути рационального их преодоления.
- способность концентрироваться, самостоятельно работать с информацией и письменно излагать ответы;
- умение работать с большим объёмом информации;
- способность контролировать эмоции и управлять ими.

Метапредметные результаты

- самостоятельно определять цели, задавать параметры и критерии, по которым можно определить, что цель достигнута;

- оценивать возможные последствия достижения поставленной цели в деятельности, собственной жизни и жизни окружающих людей, основываясь на соображениях этики и морали;
- ставить и формулировать собственные задачи в образовательной деятельности и жизненных ситуациях;
- оценивать ресурсы, в том числе время и другие нематериальные ресурсы, необходимые для достижения поставленной цели;
- выбирать путь достижения цели, планировать решение поставленных задач, оптимизируя материальные и нематериальные затраты;
- организовывать эффективный поиск ресурсов, необходимых для достижения поставленной цели;
- сопоставлять полученный результат деятельности с поставленной заранее целью;
- систематизировать и обобщать информацию;
- владеть навыками анализа познавательной, учебно-исследовательской деятельности;
- самостоятельно осуществлять поиск методов решения практических задач, применять различные методы познания для изучения окружающего мира;
- искать необходимые источники информации;
- критически оценивать и интерпретировать информацию с разных позиций, распознавать и фиксировать противоречия в информационных источниках;
- осуществлять деловую коммуникацию как со сверстниками, так и со взрослыми (как внутри образовательной организации, так и за её пределами), подбирать партнёров для деловой коммуникации исходя из соображений результативности взаимодействия, а не личных симпатий;
- развёрнуто, логично и точно излагать свою точку зрения с использованием адекватных (устных и письменных) языковых средств.

Предметные результаты освоения курса представлены в основном содержании программы.

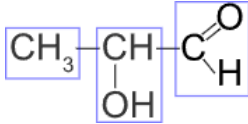
Основное содержание курса

Тематический практикум «Окислительно-восстановительные процессы в органической и неорганической химии»

Модуль 1 «Окислительно-восстановительные реакции»		
Содержание заданий ЕГЭ	Предметные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
<p>Задание № 3 ЕГЭ Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов</p>	<p>Определять степень окисления атомов химических элементов</p>	<p>Задания на определение степени окисления атомов химических элементов в молекулах (фрагментах молекул) органических и неорганических соединений Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Пример задания №3 ЕГЭ</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 5</p>
<p>Задание № 17 ЕГЭ Классификация химических реакций в неорганической и органической химии</p>	<p>Определять окислительно-восстановительные реакции</p>	<p>Задания на определение веществ, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Пример задания №17 ЕГЭ</p>

		<p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 5</p>
<p>Задание № 19 ЕГЭ Реакции окислительно-восстановительные</p>	<p>Определять окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления</p>	<p>Задания на определение окислителя/восстановителя среди участников химической реакции, процессов окисления/восстановления</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Пример задания №19 ЕГЭ</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 5</p>

Поурочное планирование

Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся
<p>Занятие 1. <i>Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции</i></p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у школьников при:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) определении степени окисления атомов углерода в органических веществах; 2) установлении окислителя/восстановителя среди участников химической реакции, процессов окисления/восстановления. <p>Успешное выполнение различных заданий ЕГЭ, связанных с окислительно-восстановительными процессами, невозможно без владения ключевыми понятиями: степень окисления, окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Таким образом, необходимо регулярно использовать перечисленные понятия в ходе уроков по этой и другим темам данного модуля.</p> <p>Для формирования навыков определения степеней окисления атомов углерода в органических соединениях учащимся можно предложить подход, предполагающий написание структурной формулы вещества, а затем разделение её на блоки, включающие по одному атому углерода. Поскольку степень окисления водорода и кислорода постоянна, то степень окисления углерода можно рассчитать алгебраически, приравнявая сумму всех степеней окисления элементов в блоке к нулю.</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Выполнение практических заданий:</p> <ul style="list-style-type: none"> – определение степеней окисления элементов в структурных формулах веществ или их фрагментах; – составление структурных формул органических веществ с заданной степенью окисления атомов углерода
<p>Занятие 2. <i>Типичные окислители и восстановители. Влияние кислотности среды на</i></p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) выборе окислителя;

продукты окислительно-восстановительных реакций

2) определении продукта восстановления окислителя.

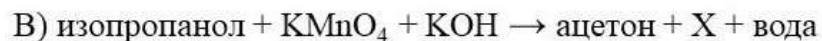
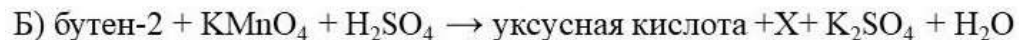
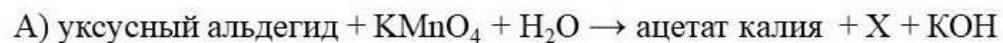
Перманганаты и дихроматы образуют разные продукты восстановления в кислотной, нейтральной и щелочной средах. При рассмотрении этой темы следует обсудить схему восстановления Mn^{+7} в разных средах и составить её совместно с обучающимися. Необходимо обратить внимание на внешние признаки этих реакций, так как их используют для качественного обнаружения веществ, а эти знания необходимы для решения качественных задач.

При объяснении материала надо отметить, что продукт восстановления перманганата калия определяется, в основном, характером среды, повышение температуры также влияет на продукты окисления.

При выборе в качестве окислителя дихромата калия нужно использовать кислотную среду, так как в щелочной среде образующийся гидроксид хрома(III) переходит в комплексное соединение, и при составлении уравнения обучающиеся допускают ошибки.

Для закрепления изученного на уроке материала эффективно использовать задания на соответствие в формате ЕГЭ (задание 14). Например:

СХЕМА РЕАКЦИИ



ВЕЩЕСТВО X

1. MnO_2

2. MnO

3. $MnSO_4$

4. K_2MnO_4

5. $Mn(OH)_2$

При решении органических цепочек, часто перед обучающимся стоит задача выбора окислителя, поэтому в ходе обсуждения материала можно их классифицировать по отношению к восстановителю. Например, перманганат калия и дихромат калия являются универсальными лабораторными окислителями, но для окисления функциональных групп лучше использовать специфические окислители. Для окисления спиртовой группы – оксид меди(II), для окисления альдегидной группы – гидроксид меди(II), продукты их восстановления будут разного состава и разного цвета.

	<p>Молекулярный кислород используется для окисления веществ в промышленности, к примеру, при получении уксусной кислоты или фенола.</p> <p>Для отработки полученных в ходе урока знаний можно использовать двухстадийные схемы превращения, в которых скрыты вещества (задание 16 в вариантах ЕГЭ), или другие задания, в которых необходимо подобрать окислитель. Например:</p> $\text{Этанол} \xrightarrow{\text{CuO, t}} \text{X} \xrightarrow{\text{y}} \text{уксусная кислота}$ <p>При выполнении заданий следует не просто определить окислитель, а прописать уравнения. Такая практика способствует более сильной подготовке учеников</p>
<p>Занятие 3. Метод электронного баланса</p>	<p>При использовании метода электронного баланса в органической химии часто возникает сложность в определении коэффициентов в уравнениях реакций. Для тренировки целесообразно использовать задания на составление электронного баланса для реакций, в которых несколько атомов углерода участвуют в окислительных процессах.</p> <p>Примеры.</p> <p>1) При окислении бутана кислородом воздуха степень окисления изменяют два атома углерода, поэтому количество отданных электронов удваивается.</p> $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{—COOH}$ $2\text{C}^{-2} - 5e \cdot 2 \rightarrow 2\text{C}^{+3}$ <p>2) При окислении органического вещества с концевой кратной связью, например, бутена-1 протекают два независимых процесса окисления атомов углерода. В электронном балансе количество отданных электронов суммируется.</p> $\text{CH}_2=\text{CH—CH}_2\text{—CH}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$ $\text{C}^{-2} - 6e \rightarrow 2\text{C}^{+4}$ $\text{C}^{-1} - 4e \rightarrow 2\text{C}^{+3}$ <p>В процессах окисления всего отдано 10 электронов.</p>

При составлении электронного баланса нужно помнить, что водород уравнивают, как правило, с помощью воды. Воду можно при необходимости добавлять как в левую, так и в правую часть уравнения, так как реакция протекает в водной среде. Правильность выставления коэффициентов проверяют в конце подсчётом атомов кислорода

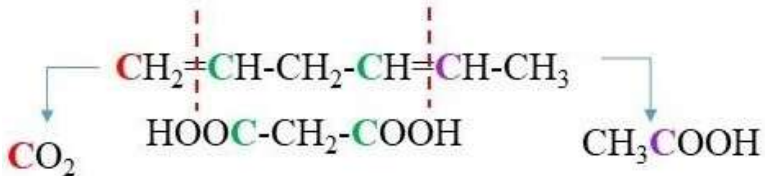
Модуль 2 «Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ»

Содержание заданий ЕГЭ	Предметные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
<p>Задание № 32 ЕГЭ Реакции, подтверждающие взаимосвязь органических соединений</p>	<p>Составлять в общем виде уравнения реакций горения органических веществ.</p> <p>Различать мягкие и жёсткие условия окисления органических веществ.</p> <p>Определять продукты окислительно-восстановительной реакции в зависимости от условий её протекания.</p> <p>Составлять уравнения химических реакций в соответствии со схемой превращений, используя метод электронного или электронно-ионного баланса</p>	<p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тестовое задание № 1 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 1</p> <p>Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 2</p> <p>Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 3</p> <p>Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 4</p> <p>Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 5</p>

Поурочное планирование

Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся
Занятие 1. Алканы	<p>Необходимо обратить внимание учащихся, что в органической химии понятия «окисление» и «восстановление» применяют по отношению к веществу. Под окислением в органической химии понимают процесс присоединения кислорода к органической молекуле и отщепление водорода, а под восстановлением – отрыв от органической молекулы кислорода и присоединение к ней водорода. Для отработки базовых понятий «восстановитель», «окислитель», «восстановление», «окисление» можно предложить учащимся тестовые задания с выбором ответа на установление соответствия между понятием и схемой или уравнением.</p> <p>На данном занятии предполагается рассмотреть трудности, которые возникают у обучающихся при:</p> <ol style="list-style-type: none">1) написании продуктов бромирования и нитрования разветвлённых углеводородов;2) определении продуктов реакций окисления алканов;3) выявлении реакций, протекающих с изменением углеродного скелета. <p>При изучении реакций замещения нужно обратить внимание обучающихся на то, что:</p> <ul style="list-style-type: none">– уравнения реакций галогенирования записываем только для хлора и для брома;– атомы углерода в соединении могут быть разной степени замещённости (первичные, вторичные, третичные);– бромирование и нитрование протекают региоселективно всегда, а хлорирование – нет. <p>Для лучшего усвоения материала можно предложить написать уравнения реакций с разветвлёнными алканами, имеющими в структуре и вторичные, и третичные атомы углерода.</p> <p>Рассматривая свойства алканов, следует обратить внимание на то, что алканы устойчивы к лабораторным окислителям. Отсутствие внешних признаков реакций используется в качественных задачах. В качестве окислителя применяют молекулярный кислород. Каталитическое окисление алканов кислородом – материал для запоминания.</p> <p>В химии алканов много внимания уделяется реакциям замещения, а реакции, протекающие с изменением углеродного скелета (изомеризация, крекинг, дегидроциклизация) зачастую рассматриваются</p>

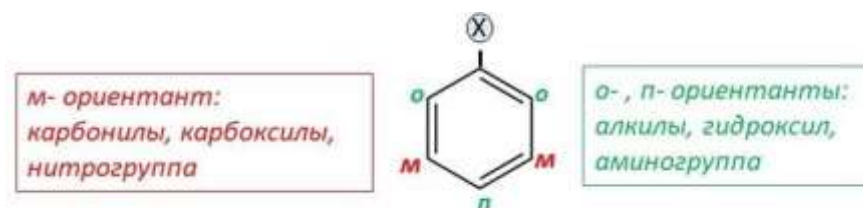
	<p>информативно. В этих реакциях нет второго реагента и при решении «схем превращений» возникают сложности с их узнаванием, особенно если скрыт один из участников реакции. Формула катализаторов изомеризации (хлорид алюминия), дегидроциклизации (платины) – важная информация. Следует контролировать, чтобы обучающиеся при написании этих реакций всегда указывали условия их протекания для лучшего запоминания.</p> <p>Уравнения реакций с участием алканов составляются без электронного баланса</p>
<p>Занятие 2-3. Непредельные углеводороды (алкены, алкадиены, алкины) Алкены</p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при определении продуктов окисления, соответствующих строению исходного алкена и условиям протекания реакций.</p> <p>Трудность в изучении этой темы обусловлена образованием разных продуктов окисления в зависимости от характера среды реакции, от температуры и от строения исходных алкенов. Для лучшего понимания темы нужно рассматривать все возможные случаи, иллюстрируя их примерами:</p> <ul style="list-style-type: none"> – окисление алкенов холодным нейтральным раствором перманганата калия приводит к гидроксильрованию (мягкое окисление); – окисление нейтральным горячим раствором перманганата калия приводит к окислительному расщеплению алкенов (жёсткое окисление); – окисление подкисленными растворами дихромата калия и перманганата калия приводит к окислительному расщеплению алкенов (жёсткое окисление). <p>Следует систематически напоминать обучающимся, что в щелочных средах, образующиеся в результате окисления алкенов кислоты и углекислый газ переходят в соответствующие соли. На занятиях следует прописать реакции окисления пропена, бутена, изобутена для того, чтобы разобрать все варианты окисления углерода: до карбоксильной группы, до карбонильной (в составе кетонов) и до углекислого газа.</p> <p>Жёсткое окисление циклических алкенов встречается в заданиях высокого уровня, поэтому важно разобрать особенности этой реакции: продукт окисления только один, но он бифункциональный, происходит раскрытие цикла без расщепления молекул на фрагменты. Для закрепления материала обучающимся можно предложить заполнить таблицу, в которой нужно определить продукт окисления, соответствующий строению исходного алкена и условиям протекания. Например:</p>

	Исходный алкен	Окислитель	Условия реакции (среда, температура)	Продукты окисления
	Учитель может вносить в таблицу либо исходный алкен, либо продукт окисления, остальное дополняет обучающийся			
Алкадиены	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием диенов с сопряжёнными и изолированными связями.</p> <p>Изучение химии алкадиенов фокусируется на реакциях присоединения по сопряжённым связям. В школьных учебниках окисление алкадиенов не рассматривается, но в заданиях высокого уровня сложности встречаются такие реакции. На занятии следует обратить внимание учащихся на то, что:</p> <ul style="list-style-type: none"> – окисление перманганатом калия в мягких условиях с образованием четырёхатомных спиртов проводят только для диенов с изолированными связями; – жёсткое окисление диенов с изолированными связями приводит к образованию трёх продуктов окисления. Одним из продуктов является бифункциональное соединение, состав и строение двух других зависит от строения исходного алкадиена. <p>Например, гексадиен-1,4 при окислительном расщеплении образует углекислый газ, малоновую и уксусную кислоты:</p> <div style="text-align: center;">  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$ </div> <ul style="list-style-type: none"> – при окислении диенов с сопряжёнными связями в жёстких условиях образующаяся щавелевая кислота чувствительна к окислителям, и продуктом реакции будет, вероятнее всего, только углекислый газ. 			

	<p>Для отработки пройденного материала можно использовать задания в формате ЕГЭ на вывод молекулярной формулы, где по простейшей формуле продукта окисления и другим предложенным характеристикам нужно определить структуру исходного диена и написать уравнение реакции.</p> <p>Восстановление алкадиенов с сопряжёнными связями молекулярным водородом не протекает как 1,4-присоединение, в этих условиях диены восстанавливаются до алканов, поэтому нельзя использовать это превращение в схемах синтеза</p>
Алкины	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при изучении реакций окисления алкинов с концевым расположением тройной связи и их производных.</p> <p>При изучении окислительно-восстановительных реакций алкинов нужно опираться на знания, полученные при изучении ОВР процессов с участием алкенов.</p> <p>Реакции окисления алкинов схожи с реакциями окисления алкенов в том, что:</p> <ul style="list-style-type: none"> – наблюдаем те же признаки реакции; – в жёстких условиях происходит окислительное расщепление молекулы; – в алкинах с концевой тройной связью образуется углекислый газ и карбоновая кислота; – замещённые алкины с одной кратной связью образуют два продукта окисления. <p>Реакции окисления алкинов отличаются от реакций окисления алкенов тем, что:</p> <ul style="list-style-type: none"> – при окислительном расщеплении никогда не образуется кетон; – способность к окислению у тройной связи выражена меньше, чем у двойной, поэтому мягкому окислению подвергается только ацетилен. <p>На этом занятии следует обобщить знания, полученные при изучении ОВР алкенов, диенов и алкинов. Обратить внимание на то, что при окислении непредельных углеводородов в нейтральной среде образуются не кислоты, а их соли.</p> <p>Для отработки пройденного материала используется тот же формат заданий, что и на предыдущих уроках. Для совершенствования навыков в написании уравнений ОВР учащимся самостоятельно нужно прогнозировать продукты реакции, составлять уравнения методом электронного баланса и анализировать допущенные ошибки</p>
Занятие 4. Бензол и его гомологи	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) изучении электрофильного замещения в ароматическом ряду;

2) определении продуктов ОВР с участием гомологов бензола.

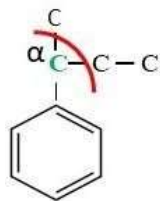
Классификация органических реакций не предполагает рассмотрение реакций электрофильного замещения в ароматическом ряду как окислительно-восстановительные. Но в рамках изучаемой темы будет полезно рассмотреть электрофильное замещение для гомологов бензола. На этапе подготовки к ЕГЭ можно не рассматривать механизм реакций, а сосредоточиться на отработке правил. Визуализация правила в виде схемы или таблицы улучшает его восприятие. Например:



Умение пользоваться правилом ориентации необходимо для верного определения очередности реакций окисления и алкилирования в схемах синтеза. Например, получение *мета*- и *пара*- дикарбоновых кислот из толуола.

При изучении окислительно-восстановительных реакций ароматических соединений нужно отметить устойчивость бензола к обычным окислителям, и для закрепления этой информации предложить качественную задачу. Задания на обнаружения веществ и на знание признаков реакции нужно предлагать ученикам на каждом уроке, поскольку процент выполнения таких заданий в ЕГЭ невысок (менее 50%).

Составление уравнений ОВР для гомологов бензола следует начинать с анализа строения углеводорода, выделить α -углеродный атом и определить побочные углеродсодержащие продукты окисления.



	<p>Например, в приведённой формуле образуются бензойная кислота, углекислый газ и уксусная кислота, либо их соли.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции с участием углеводородов одни из самых трудных реакций в материалах ЕГЭ. Для закрепления и коррекции знаний можно предложить задания на составление схемы синтеза. Например: составить схему получения бензойной кислоты из метана; получить из неорганических веществ этиленгликоль</p>
<p>Занятие 5. Спирты и фенолы</p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при составлении окислительно-восстановительных реакций с участием спиртов и фенолов.</p> <p>Изучение гидроксильных соединений начинают с их классификации. Для рассмотрения реакций спиртов удобно использовать общую схему их окисления. При обсуждении схемы следует отметить, что первичные спирты могут окисляться до альдегидов и далее до кислот, однако возможно окисление до кислот и в одну стадию. Вторичные спирты окисляются только до кетонов, третичные спирты в схожих условиях не окисляются.</p> <p>При восстановлении альдегидов и кетонов образуются первичные и вторичные спирты соответственно. Восстановление кислот затруднено и протекает только под действием сильных восстановителей (например, гидридов) и только до спиртов.</p> <p>Примерная схема окисления:</p> <div style="text-align: center;"> <pre> graph LR PS[Первичный спирт] -- "[O]" --> AL[Альдегид] AL -- "[O]" --> KA[Карбоновая кислота] PS -- "[H]" --> AL AL -- "[H]" --> PS VS[Вторичный спирт] -- "[O]" --> K[кетон] K -- "[H]" --> VS KA -- "[H]" --> PS </pre> </div> <p>Многоатомные спирты и фенолы также способны к окислению, и это знание может быть востребовано в заданиях базового и повышенного уровней сложности. Составление таких уравнений не предусмотрены кодификатором ЕГЭ 2023.</p> <p>При составлении реакций с участием гидроксильных соединений следует рассмотреть взаимодействие спиртов с натрием как способ установления наличия в молекуле вещества гидроксильной группы.</p> <p>Для закрепления пройденного материала полезно выполнять упражнения в формате задания № 12 ЕГЭ, в котором обучающийся из предложенного перечня должен выбрать все вещества, вступающие в реакцию</p>

	<p>со спиртами. Также следует совершенствовать навыки в составлении химических уравнений методом электронного баланса. Электронный баланс используется только для составления уравнений с участием перманганата и дихромата калия</p>
<p>Занятие 6. Альдегиды и кетоны</p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения обучающихся, связанные с:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) особенностями окисления формальдегида; 2) получением важных представителей карбонильных соединений. <p>Все альдегиды, кроме формальдегида, легко окисляются до карбоновых кислот как сильными (кислород, перманганаты и дихроматы), так и слабыми (гидроксид меди(II), аммиачный раствор оксида серебра(I) окислителями.</p> <p>При написании таких реакций нужно подчеркнуть, что:</p> <ul style="list-style-type: none"> – гидроксид меди(II) восстанавливается до оксида меди(I), и обозначить отличие от оксида меди(II) при взаимодействии со спиртами; – в реакции «серебряного зеркала» образуется не кислота, а её аммонийная соль. <p>Также следует отметить, что вышеуказанные реакции являются качественными, а при составлении уравнения реакции «серебряного зеркала» лучше использовать электронный баланс.</p> <p>Окисление формальдегида протекает с образованием углекислого газа, а в щелочном растворе – с образованием карбонатов. Для объяснения процесса можно использовать следующую схему:</p> $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{H}-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{H} \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{HO}-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{OH} \end{array} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} $ <p>Окисление альдегидов происходит за счёт окисления C-H связи, поэтому формальдегид окисляется до угольной кислоты.</p> <p>Для промышленного получения некоторых карбонильных соединений используют в качестве окислителя молекулярный кислород:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ацетальдегид получают каталитическим окислением этилена; – ацетон образуется как побочный продукт при кумольном способе получения фенола.

	<p>На данном этапе подготовки обучающиеся готовы выполнять задания, включающие свойства и способы получения кислородсодержащих соединений, поэтому для повторения материала им можно предлагать составлять уравнения химических реакций в соответствии со схемой превращений органических веществ</p>
<p>Занятие 7. Карбоновые кислоты и их соли</p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения обучающихся связанные с:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) особыми свойствами муравьиной и щавелевой кислот; 2) реакциями, протекающими с участием углеводородных радикалов в карбоновых кислотах; 3) особенностями электролиза солей карбоновых кислот (синтез Кольбе). <p>Сразу следует отметить, что все характерные свойства кислот также присущи и карбоновым кислотам. В школьном курсе органической химии наиболее важными свойствами карбоновых кислот считаются их способности образовывать соли и сложные эфиры. Восстановительные свойства проявляют лишь отдельные представители:</p> <ul style="list-style-type: none"> • муравьиная кислота в своей структуре имеет формильную группу, в которой, как и в альдегидах, происходит окисление по С-Н связи. Конечным продуктом реакции окисления формальдегида будет углекислый газ, а в реакции «серебряного зеркала» – карбонат аммония. • щавелевая кислота легко окисляется в кислой среде до углекислого газа. Расширение знаний о дикарбоновых кислотах полезно обучающимся с высокой мотивацией. <p>При хлорировании предельных карбоновых кислот происходит замещение водорода на хлор у α-углеродного атома, карбоксильная группа не участвует в реакции с хлором.</p> <p>Окислительно-восстановительной реакцией является синтез Кольбе (электролиз водных растворов солей карбоновых кислот). В реакции Кольбе происходит окисление карбоксилат-иона. Анодный продукт в данной реакции – углекислый газ и продукт димеризации алкильных радикалов; катодный продукт – молекулярный водород. Эта реакция подробно рассматривалась на занятии об алканах и сейчас только повторяется.</p> <p>На данном этапе подготовки учащимся предлагаются задания по разделам «Углеводороды» и «Кислородсодержащие соединения» в формате ЕГЭ повышенного и высокого уровня сложности. Необходимо самостоятельное выполнение заданий обучающимися с последующими анализом и коррекцией выполненных заданий</p>

<p>Занятия 8. Генетическая связь между классами органических соединений с позиций ОВР</p>	<p>На данном занятии предполагается рассмотреть затруднения, которые возникают у обучающихся при определении неизвестных веществ в предложенной схеме превращений.</p> <p>Задания на генетическую связь являются заданиями высокого уровня сложности, они требуют знания общих и специфических свойств веществ и способов их получения. Выполнение таких заданий затруднено тем, что половина веществ в схеме превращений скрыта. Для выполнения таких заданий есть общие рекомендации:</p> <ul style="list-style-type: none"> • для большей наглядности в схемах превращений следует заменить названия веществ на формулы; • иногда удобно использовать метод так называемого «ретросинтетического анализа», когда исходные вещества определяются по конечным продуктам; • при определении генетической связи и составлении химических уравнений необходимо тщательно анализировать условия протекания реакций и реагенты
--	---

<p align="center">Модуль 3 «Окислительно-восстановительные реакции в неорганической химии»</p>		
<p>Содержание заданий ЕГЭ</p>	<p>Предметные результаты</p>	<p>Цифровые тестовые ресурсы</p>
<p>Задание № 29 ЕГЭ Окислитель и восстановитель. Реакции окислительно-восстановительные</p>	<p>Определять окислитель/восстановитель среди участников химической реакции.</p> <p>Определять продукты окислительно-восстановительных реакций в зависимости от условий их протекания.</p> <p>Объяснять возможность/невозможность протекания окислительно-восстановительного процесса между предложенными веществами.</p>	<p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тестовое задание № 1 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 1</p> <p>Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 2</p> <p>Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 3</p> <p>Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 4</p> <p>Тестовое задание № 5</p>

	Составлять уравнения химических реакций, используя метод электронного или электронно-ионного баланса	Задание ЕГЭ № 29. Вариант 5
Задание № 31 ЕГЭ Реакции, подтверждающие взаимосвязь различных классов неорганических веществ	Объяснять возможность/невозможность протекания окислительно-восстановительного процесса между предложенными веществами. Составлять уравнения химических реакций, используя метод электронного или электронно-ионного баланса	Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тестовое задание № 1 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 1 Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 2 Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 3 Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 4 Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 5

Поурочное планирование	
Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся
Занятия 1–3. Галогены и их соединения Галогены	Теоретическая часть На данном занятии необходимо повторить характерные химические свойства и основные способы получения галогенов. При рассмотрении химических свойств галогенов следует обратить внимание обучающихся на следующие моменты: <ul style="list-style-type: none"> – валентные возможности атомов галогенов, опираясь на электронно-графические формулы, и особенности строения атома фтора; – закономерности изменения окислительной способности при переходе от фтора к иоду;

	<ul style="list-style-type: none"> – изменение степени окисления атомов галогенов в окислительно-восстановительных реакциях; – окислительные свойства хлора, брома, иода в реакциях с металлами (особенности реакций с железом и хромом); – окислительные свойства галогенов в реакциях с неметаллами (серой, фосфором, водородом; отсутствие реакции с кислородом); – окислительные свойства галогенов в реакциях с галогенидами и сульфидами; – реакции диспропорционирования хлора, брома и иода в горячих и холодных растворах щелочей; – окисление галогенидов элементов в промежуточной степени окисления, например по реакции: $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$. <p>При рассмотрении способов лабораторного и промышленного синтеза галогенов следует обратить внимание обучающихся на получение:</p> <ul style="list-style-type: none"> – хлора окислением хлорид-иона соединениями марганца и хрома; – брома окислением бромидов набором окислителей (перманганаты, дихроматы, концентрированная серная кислота, оксид марганца(IV)); – галогенов (кроме фтора!) при электролизе расплавов и растворов галогенидов. <p>Практическая часть</p> <ul style="list-style-type: none"> – Применение метода электронного баланса для составления уравнений, иллюстрирующих химические свойства галогенов; – выбор веществ из предложенного перечня соединений, с которыми реагируют галогены; – определение галогенсодержащих веществ, пропущенных в схеме превращений; – решение заданий на генетическую связь неорганических веществ, включающих реакции получения и превращения галогенов
Соединения галогенов	<p>Теоретическая часть</p> <p>Участие в химических процессах галогенидов не вызывает больших затруднений у обучающихся, поскольку все они являются восстановителями и в реакциях всегда окисляются до простых веществ. Необходимо только отметить, что у йодид-иона восстановительные свойства выражены настолько сильно, что он способен восстанавливать соединения Fe(III) до Fe(II), а Cu(II) до Cu(I). При рассмотрении окислительно-восстановительных реакций с участием галогенидов нужно обратить внимание обучающихся на то, что усиление их восстановительных свойств происходит при переходе от фтора к иоду,</p>

	<p>а также отметить различное отношение галогенидов к концентрированной серной кислоте. Также следует повторить окисление йодидов кислородом, ионами железа (+3) и меди (+2); окисление бромидов и иодидов типичными лабораторными окислителями (перманганатами и дихроматами).</p> <p>Особые затруднения у обучающихся вызывает химия кислородсодержащих соединений хлора, ввиду вариативности его степеней окисления, а следовательно, оксидов, соответствующих гидроксидов и их солей. Таким образом, начинать повторение свойств кислородсодержащих соединений хлора следует с рассмотрения их формул и номенклатуры. Обучающиеся должны понимать, что все кислородсодержащие соединения хлора являются сильными окислителями, независимо от степени окисления, и в химических реакциях восстанавливаются преимущественно до хлоридов, чаще в щелочной среде. При рассмотрении окислительно-восстановительных реакций с участием кислородсодержащих соединений хлора нужно повторить:</p> <ul style="list-style-type: none"> – состав и номенклатуру кислородсодержащих соединений хлора (оксиды, гидроксиды, соли); – преимущественные продукты восстановления; – окислительные свойства хлорноватистой кислоты и гипохлоритов; – окислительные свойства хлоратов; – реакции разложения хлората калия (бертолетовой соли) в присутствии катализатора и при нагревании без катализатора. <p>Практическая часть</p> <ul style="list-style-type: none"> – Прогнозирование продуктов окислительно-восстановительных реакций, протекающих с участием галогенов; – выбор окислителя и восстановителя из предложенного перечня веществ; – составление уравнений в соответствии с заданной схемой превращений галогенсодержащих веществ
<p>Занятия 4-5. Кислород, озон, пероксиды</p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных реакций с участием кислорода, озона и пероксидов</i></p> <p>Окислительные свойства кислорода</p> <p>Несмотря на то что окисление кислородом простых и сложных веществ широко изучается в курсе школьной химии, следует обратить внимание на некоторые особенности окислительно-восстановительных реакций с участием кислорода:</p> <ul style="list-style-type: none"> – образование пероксидов при окислении кислородом щелочных металлов (кроме Li) и бария;

- образование железной окалины при горении железа на воздухе;
- прямой синтез оксида азота(II), протекающий с поглощением энергии;
- горение сероводорода с образованием серы и оксида серы(IV);
- обжиг пирита и сульфида меди.

Реакции получения кислорода в лаборатории

Для получения кислорода в лаборатории используют реакции разложения сложных кислородсодержащих соединений (нитратов, пероксида водорода, хлората калия). Обычно вызывает затруднение написание уравнения разложения перманганата калия, так как в ходе протекания реакции образуются два продукта восстановления. Если такое уравнение встречается в заданиях, то обучающиеся стараются его воспроизвести по памяти и допускают ошибки.

Окислительно-восстановительные свойства пероксидов

При повторении химических свойств пероксидов важно зафиксировать внимание обучающихся на следующих моментах:

- степень окисления кислорода в пероксидах равна -1;
- двойственность окислительно-восстановительной природы пероксидов обусловлена промежуточным значением степени окисления кислорода.

Для определения степени окисления кислорода обучающимся можно порекомендовать воспользоваться графической формулой пероксида водорода, установить тип химической связи и количество электронов, смещённых к атому кислорода. Для иллюстрации окислительно-восстановительной природы пероксидов нужно рассмотреть взаимодействия с окислителями и восстановителями и отметить, что пероксид водорода окисляется до молекулярного кислорода, а восстанавливается до воды, например:

- проявление восстановительных свойств пероксида водорода в реакциях с перманганатом калия, оксидом марганца(IV), гипохлоритом кальция;
- проявление окислительных свойств пероксида водорода в реакциях с йодидом калия, сульфитом натрия, нитритом калия, сульфидом свинца;
- проявление двойственной окислительно-восстановительной природы в реакции разложения пероксида водорода (диспропорционирование до воды и кислорода).

Химия озона

	<p>В рамках подготовки к ЕГЭ изучение химии озона сводится к двум-трем реакциям. Однако на качественном уровне обучающиеся должны знать, что озон – сильнейший окислитель. Окислительная способность озона выражена настолько сильно, что он при обычной температуре окисляет серебро. При повторении химических свойств озона важно зафиксировать внимание обучающихся на следующих моментах:</p> <ul style="list-style-type: none"> – озон может использоваться как реагент для определения иодида (реакция между иодидом калия и озоном протекает с образованием иода, кислорода и щелочи); – озон может восстанавливаться до молекулярного кислорода или до кислорода в степени окисления -2; – озон образуется из кислорода в озонаторе. <p>Практическая часть</p> <ul style="list-style-type: none"> – Определение окислительно-восстановительной роли кислорода в предложенных реакциях (задание № 19 ЕГЭ); – составление уравнений реакций окисления неметаллов (серы, фосфора, азота) кислородом; – составление уравнений реакций окисления металлов (лития, натрия, алюминия, железа, меди) кислородом; – прогнозирование продуктов окислительно-восстановительных реакций с участием пероксидов и составление уравнений этих реакций методом электронного баланса
<p>Занятия 6-7. Сера и её соединения</p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных свойств серы и её соединений</i></p> <p>Окислительно-восстановительные свойства серы</p> <p>Повторение свойств серы можно начать с обсуждения валентных возможностей её атома и возможных степеней окисления. Двойственная окислительно-восстановительная роль серы обусловлена способностью атома отдавать и принимать электроны. Так восстановительная роль серы проявляется в реакциях с кислородом, фтором, концентрированными кислотами (серной и азотной). С хлором и бромом сера образует галогениды разного состава. Окислительная роль серы проявляется в реакциях с металлами, водородом, фосфором. Железо окисляется серой до сульфида железа(II) (FeS), медь – до сульфида меди(II)</p>

(CuS), а металлическая ртуть – до сульфида ртути(II) (HgS). В растворах щелочей сера диспропорционирует.

Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов

Повторение свойств сероводорода следует начинать с обсуждения возможных продуктов его восстановления при действии на него различными окислителями:

- типичные окислители – бром, йод, дихроматы и перманганаты окисляют сероводород до серы;
- кислород и концентрированная серная кислота окисляют сероводород и сульфиды до оксида серы(IV);
- хлор и концентрированная азотная кислота окисляют сероводород до серной кислоты;
- при окислении сульфида меди(I) и сульфида железа(II) концентрированной азотной кислотой или кислородом металлы также повышают степень окисления, образуя соединения Cu(II) и Fe(III).

Для закрепления знаний о восстановительных свойствах сероводорода и сульфидов составляют и записывают уравнения следующих реакций:

- окисление сероводорода бромом, раствором дихромата калия в кислой среде, водным раствором перманганата калия;
- окисление сульфида железа(II) кислородом;
- окисление пирита (FeS_2) кислородом (сера в пирите проявляет степень окисления -1);
- окисление сероводорода концентрированной серной кислотой;
- окисление сероводорода концентрированной азотной кислотой;
- окисление сульфида меди(I) концентрированной азотной кислотой.

Окислительно-восстановительные свойства оксида серы(IV) и сульфитов

При обсуждении окислительно-восстановительной природы следует отметить, что S (+4) может повышать степень окисления до S (+6) под воздействием ряда окислителей, например: кислорода, перманганатов, дихроматов, хлорной воды. В то же время S (+4) может понижать степень окисления до нуля, образуя простое вещество, в реакциях контрдиспропорционирования. Таким образом, сернистый газ и сульфиты имеют двойственную окислительно-восстановительную природу. Для повторения и закрепления знаний о восстановительных свойствах оксида серы(IV) и сульфитов составляют и записывают уравнения следующих реакций:

- каталитическое окисление сернистого газа кислородом;

- окисление сернистого газа хлором в водном растворе;
- окисление сульфита калия перманганатом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах;
- окисление сернистого газа пероксидом водорода.

Для повторения и закрепления знаний об окислительных свойствах оксида серы(IV) записывают реакции:

- взаимодействие сернистого газа с сероводородом;
- взаимодействие сульфита калия с сероводородом в присутствии соляной кислоты.

Окислительные свойства серной кислоты

Свойства разбавленной серной кислоты и её реакции с металлами до водорода рассматриваются при изучении общих свойств кислот. В рамках данного занятия нужно повторить специфические свойства концентрированной серной кислоты.

Основные затруднения у обучающихся вызывают реакции с металлами, поэтому при их составлении нужно опираться на электрохимический ряд напряжений металлов. В реакциях с неактивными металлами, например: медь, ртуть, серебро и др., серная кислота восстанавливается до сернистого газа. Активные металлы, стоящие в ряду активности левее цинка и сам цинк, восстанавливают серную кислоту до сероводорода. Металлы средней активности, следуя химическому смыслу, могут восстанавливать серную кислоту до S. На практике такие металлы, как алюминий, хром и железо, окисляются только горячей кислотой, и продуктом её восстановления является сернистый газ. Металлы концентрированной серной кислотой окисляются до устойчивой степени окисления. Например, железо и хром превращаются в трёхвалентные сульфаты, медь и ртуть – в двухвалентные.

В рамках урока полезно будет повторить окисление серной кислотой бромидов и йодидов, в ходе этих реакций серная кислота восстанавливается до серы и сероводорода соответственно.

Для повторения и закрепления знаний об окислительных свойствах серной кислоты рассматривают:

- окисление Fe, Cu, Ag концентрированной серной кислотой;
- взаимодействие оксида железа(II) и оксида железа(III) с концентрированной серной кислотой;
- взаимодействие оксида меди(I) и оксида меди(II) с концентрированной серной кислотой;
- окисление йодида калия, углерода, фосфора и серы концентрированной серной кислотой;

Практическая часть

- определение веществ в схемах превращений соединений серы (задание № 9 ЕГЭ);

	<ul style="list-style-type: none"> – установление соответствия между реагирующими веществами, содержащими серу и продуктами реакций (задание № 8 ЕГЭ); – установление возможности взаимодействия между соединением серы и предложенными веществами (задание № 7 ЕГЭ); – составление уравнений реакций, соответствующих описанным превращениям с участием серосодержащих веществ (задание № 31 ЕГЭ)
<p>Занятия 8–10. Азот, фосфор. <i>Соединения азота и фосфора</i></p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных свойств азота, фосфора и их соединений</i></p> <p>Изучение окислительно-восстановительных свойств соединений азота вызывает затруднения у обучающихся, поскольку одна из особенностей азота – это проявление всех промежуточных степеней окисления. У азота пять положительных степеней окисления, и в каждой из них азот образует устойчивое соединение, способное вступать в окислительно-восстановительные реакции. Задача учителя систематизировать материал и акцентировать внимание обучающихся на практически важных соединениях и реакциях.</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства азота</p> <p>Способность азота к окислению и восстановлению определяется, с одной стороны, высокой электроотрицательностью, с другой – инертностью, обусловленной строением молекулы азота. Вследствие этого азот практически не реагирует со сложными веществами. С простыми веществами азот взаимодействует только при нагревании (кроме лития).</p> <p>Окислительные свойства азота иллюстрируются уравнениями реакций его взаимодействия с:</p> <ul style="list-style-type: none"> – активными металлами (Li, Mg, Al) с образованием нитридов; – водородом (синтез аммиака). <p>Восстановительные свойства азота можно продемонстрировать уравнением реакции его взаимодействия с кислородом.</p> <p>Химические свойства аммиака и солей аммония</p>

Окислительно-восстановительная природа аммиака определяется низкой степенью окисления атома азота, способного к окислению. Степень окисления атома азота в ходе реакции изменяется от -3 до 0, исключение составляет каталитическое окисление аммиака, в котором азот окисляется до степени окисления +2. Аммиак окисляется перманганатом калия в щелочной среде и мягкими окислителями, но с кислотами-окислителями образует соли без изменения степени окисления.

Восстановительные свойства аммиака и солей аммония следует рассмотреть на примере реакций:

- взаимодействие аммиака с кислородом в присутствии катализатора и горение аммиака в кислороде;
- окисление аммиака перманганатом калия, хлором, бромом, пероксидом водорода, оксидом меди(II);
- разложение нитрита аммония, нитрата аммония и дихромата аммония за счёт внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции.

Окислительно-восстановительные свойства оксидов азота

Обычно при изучении химических свойств оксидов их рассматривают по степеням окисления. Такой подход оправдан, потому что совпадает химическая природа оксидов и соответствующих гидроксидов.

Почти все оксиды азота, кроме оксида азота(V), могут проявлять окислительную или восстановительную способность в зависимости от условий. При изучении свойств оксидов азота лучше сосредоточиться на тех реакциях, которые имеют практическую значимость.

Окислительно-восстановительная роль оксидов азота.

1. У оксида азота(I) очень выражены окислительные свойства. Он окисляет металлы и неметаллы до соответствующих оксидов, восстанавливаясь до азота. Его окислительные свойства рассматривают на примере реакций с фосфором, углеродом, магнием и аммиаком. Восстановительные свойства оксида азота(I) проявляются только при действии на него сильных окислителей.
2. Оксид азота(II) – хороший восстановитель, легко окисляется кислородом до оксида азота(IV), окислительная способность лучше проявляется при нагревании. Например, оксид азота(II) окисляет водород до воды, восстанавливаясь до азота.
3. Оксид азота(III) диспропорционирует на оксид азота(II) и оксид азота(IV), неустойчив.
4. Оксид азота(IV) – сильный окислитель, в реакциях восстанавливается до азота. Для иллюстрации окислительных свойств диоксида азота записываются уравнения реакций окисления фосфора и углерода. Восстановительные свойства проявляются в реакции с кислородом, азот (+4) окисляется до азота (+5). Реакция окисления диоксида азота кислородом лежит в основе промышленного получения азотной кислоты.

5. Оксид азота(V) – сильный окислитель, но легко разлагается, поэтому не используется в промышленности и лаборатории.

Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты и нитритов

Двойственную окислительно-восстановительную природу азотистой кислоты и нитритов рассматривают на следующих примерах:

- восстановительные свойства проявляются в реакции с перманганатом калия в кислой среде и в реакции с пероксидом водорода;
- окислительные свойства проявляются в реакции с иодидами в кислой среде.

Окислительные свойства азотной кислоты и нитратов

В ходе изучения окислительных свойств азотной кислоты особое внимание уделяют реакциям с металлами. Для систематизации реакций составляют схемы для разбавленной и концентрированной азотной кислоты. Продукты восстановления азотной кислоты зависят от её концентрации, вследствие чего некоторые окислительно-восстановительные процессы могут протекать одновременно, поэтому существует небольшой «люфт» в определении продуктов восстановления. Однако разбавленная кислота даже с самыми активными металлами не образует оксид азота(IV), только оксид азота(II).

Концентрированная азотная кислота максимально восстанавливается до азота даже самыми активными металлами, разбавленная – до аммиака, который образует в ходе реакции нитрат аммония. Для окисления неметаллов, сульфидов, оксидов d-металлов в низкой степени окисления лучше использовать концентрированную кислоту, которая восстанавливается в этих реакциях до оксида азота(I).

Рассмотрение окислительных свойств азотной кислоты осуществляют на примере химических реакций:

- взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью, магнием и железом при нагревании;
- взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью, алюминием, железом;
- взаимодействие концентрированной азотной кислоты с фосфором, серой (неметаллы окисляются до соответствующих кислот);
- взаимодействие концентрированной азотной кислоты с сульфидом меди(I), оксидом железа(II).

Нитраты также проявляют окислительную способность в твёрдом виде при сплавлении, восстанавливаясь до нитритов. В кислом растворе нитраты способны окислять металлы аналогично разбавленной азотной кислоте.

Повторение окислительных свойств нитратов изучают на примере химических реакций:

- взаимодействие расплава нитрата калия с серой и углеродом;
- взаимодействие меди с раствором нитрата калия в присутствии серной кислоты.

Важным свойством нитратов является их термическая нестойкость. Разложение нитратов очень хорошо описано во всех учебниках, поэтому обучающиеся знакомятся с правилами и составляют уравнения реакций разложения нитрата натрия, нитрата магния, нитрата железа(III) и нитрата серебра. Важно обратить внимание учеников на то, что при разложении нитрата железа(II) выделяющийся кислород окисляет железо до оксида железа(III).

Окислительно-восстановительные свойства фосфора и его соединений

При изучении химии фосфора обучающиеся не сталкиваются с трудностями, подобными реакциям с участием соединений азота. Соединения фосфора в низшей степени окисления – хорошие восстановители. Для простого вещества фосфора в большей мере характерны восстановительные свойства. Для соединений, в которых фосфор находится в степени окисления +3 или +5, окислительные свойства нехарактерны. Окислительно-восстановительной является реакция получения фосфора из фосфата кальция при высокой температуре.

Окислительно-восстановительные свойства фосфора можно повторить на примере реакций:

- горение фосфора с образованием оксида фосфора(V) и воды;
- окисление фосфина (PH_3) концентрированной азотной кислотой;
- окисления фосфора кислородом, серой, хлором и бромом. Продуктами окисления могут быть бинарные соединения фосфора (+3) и фосфора (+5). Окисление йодом приводит к образованию одного продукта – иодида фосфора(III);
- восстановление фосфора активными металлами (Na, Ca);
- диспропорционирование фосфора в растворах щелочей (продуктом восстановления будет фосфин, а продуктом окисления – гипофосфиты).
- окисление хлорида фосфора(III) до хлорида фосфора(V); оксида фосфора(III) до оксида фосфора(V);
- получение фосфора из фосфата кальция.

Практическая часть

- установление соответствия между уравнением реакции и свойством элемента азота (задание № 19 ЕГЭ);
- определение возможности взаимодействия между соединениями азота или фосфора и предложенными веществами (задание № 7 ЕГЭ);

	<ul style="list-style-type: none"> – установление соответствия между реагирующими веществами, содержащими азот, и продуктами этой реакции (задание № 8 ЕГЭ); – определение веществ, содержащих азот или фосфор в схемах превращений (задание № 9 ЕГЭ); – составление уравнений реакций, соответствующих описанным превращениям с участием азотсодержащих веществ (задание № 31 ЕГЭ)
<p>Занятия 11-12. Углерод, кремний и их соединения</p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных свойств углерода, кремния и их соединений</i></p> <p>Окислительно-восстановительные свойства углерода и его соединений</p> <p>Большая часть окислительно-восстановительных реакций с участием соединений углерода изучается в органической химии. В неорганической химии рассматриваются окислительно-восстановительные свойства углерода как простого вещества, оксидов углерода (II и IV). Для угарного газа преимущественно выражены восстановительные свойства. Углекислый газ проявляет очень слабые окислительные свойства.</p> <p>Для повторения окислительно-восстановительных свойств можно составить схемы окисления и восстановления углерода, обозначив изменение его степени окисления.</p> <p>Окислительные и восстановительные свойства углерода рассматривают на примере реакций:</p> <ul style="list-style-type: none"> – образование карбида алюминия при окислении алюминия углеродом; – образование карбида кальция при взаимодействии оксида кальция с углеродом; – сгорание углерода на воздухе до углекислого и угарного газов; – восстановление коксом меди, железа, цинка из их оксидов; – окисление углерода до углекислого газа концентрированными серной и азотной кислотами. <p>Восстановительные свойства угарного газа рассматривают на примере реакций:</p> <ul style="list-style-type: none"> – окисление угарного газа кислородом; – восстановление меди и железа угарным газом из их оксидов; – окисление угарного газа хлором. <p>Окислительные свойства оксида углерода(IV) рассматривают на примере реакций:</p> <ul style="list-style-type: none"> – восстановление углекислого газа до угарного на раскалённом угле; – горение магния в углекислом газе с образованием сажи.

	<p>Окислительно-восстановительные свойства кремния и его соединений</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства кремния и его соединений аналогичны свойствам углерода и его соединений. Исключением является реакция аморфного кремния со щелочами, при этом восстанавливается водород, а кремний превращается в соответствующий силикат.</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства кремния и его соединений изучаются на примере реакций:</p> <ul style="list-style-type: none"> – горение силана (SiH_4) с образованием оксида кремния и воды; – окисление кремния кислородом, углеродом, фтором; – образование силицида магния из простых веществ; – взаимодействие кремния с фтороводородом; – взаимодействие кремния с растворами щелочей; – восстановление кремния углеродом и магнием из его оксидов. <p>Практическая часть</p> <ul style="list-style-type: none"> – установление возможности протекания химической реакции между соединением углерода/кремния и предложенными веществами (задание № 7 ЕГЭ); – установление соответствия между реагирующими веществами, содержащими углерод/кремний и продуктами реакций (задание № 8 ЕГЭ); – определение веществ, содержащих углерод или кремний в схемах превращений (задание № 9 ЕГЭ); – составление уравнений химических реакций, соответствующих описанным превращениям с участием углеродсодержащих (кремнийсодержащих) веществ (задание № 31 ЕГЭ)
<p>Занятия 13-14. Железо и его соединения</p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных свойств железа и его соединений</i></p> <p>Приступая к рассмотрению окислительно-восстановительных свойств d-элементов, обучающиеся должны знать их положение в Периодической системе, уметь записывать электронные формулы, а также иметь представление о возможных степенях окисления.</p> <p>Повторение химии железа начинают с обсуждения общих характеристик: его положение в ряду активности металлов, возможные степени окисления в соединениях. Затем составляются формулы соединений, в которых железо проявляет степени окисления +2, +3 и +6. При повторении свойств железа и</p>

его соединений следует рассмотреть широкий спектр различных реакций, поскольку они очень часто встречаются в различных заданиях ЕГЭ.

Восстановительные свойства железа

Металлическое железо во всех химических реакциях повышает степень окисления, проявляя свойства восстановителя. Для лучшего усвоения и запоминания можно все реагенты, взаимодействующие с железом, разделить на две группы по их способности окислять железо до степени окисления +2 или +3. Исключением будет кислород, поскольку при горении железа образуется смешанный оксид. Следует напомнить, что железо пассивируется холодными концентрированными серной и азотной кислотами.

Типичные примеры, на которых рассматриваются свойства железа (таблица):

Таблица. Окисление железа

Степени окисления		
+2	+2, +3	+3
Реагенты-окислители		
S, I ₂ , HCl(р-р), H ₂ SO ₄ (р-р), растворы солей менее активных металлов	O ₂ , H ₂ O(пар)	Cl ₂ , Br ₂ , кислоты-окислители

Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (+2)

Оксиды, гидроксиды и соли железа в степени окисления +2 легко окисляются до степени окисления +3, их восстановительные свойства выражены сильно, окислительные свойства имеют место, но в гораздо меньшей степени. На данном занятии обязательно нужно обсудить реакции железной окарины с разбавленными кислотами и кислотами-окислителями.

Типичные примеры, на которых рассматриваются восстановительные свойства соединений железа (+2) – окисление:

- гидроксида железа(II) до гидроксида железа(III) кислородом в водном растворе;
- гидроксида железа(II) пероксидом водорода;
- оксида железа(II) концентрированными серной и азотной кислотами;
- сульфида железа(II) концентрированной азотной кислотой;

	<ul style="list-style-type: none"> – хлорида железа(II) хлором. <p>Окислительные свойства соединений железа (+2) выражены слабо, их можно продемонстрировать реакцией оксида железа(II) с углеродом или угарным газом.</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (+3)</p> <p>Для соединений, в которых железо находится в степени окисления (+3) выражены окислительные свойства, но соли железа (+3) способны окисляться до ферратов. Для иллюстрации окислительно-восстановительных свойств соединений железа (+3) необходимо составить следующие уравнения реакций:</p> <ul style="list-style-type: none"> – восстановление железа из хлорида железа(III) сульфидом калия, иодидом калия, металлическим железом; – восстановление сульфата железа(III) медью с образованием сульфата меди(II) и сульфата железа(II); – восстановление сульфата железа(III) оксидом серы(IV); – восстановление оксида железа(III) оксидом углерода(II); – окисление гидроксида железа(III) бромом в щелочной среде с образованием феррата. <p>Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (+2,+3) иллюстрируют на примере взаимодействия железной окалины с концентрированной серной кислотой.</p> <p>Практическая часть</p> <ul style="list-style-type: none"> – прогнозирование продуктов реакций с участием соединений железа; – составление генетических рядов железа (+2 и +3) и выполнение заданий на определение соединений железа (задание №9 ЕГЭ); – составление уравнений химических реакций, соответствующих описанным превращениям с участием железосодержащих веществ (задание № 31 ЕГЭ)
<p>Занятия 15-16. Хром и его соединения</p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных свойств хрома и его соединений</i></p> <p>Повторение химии хрома, как и других элементов, начинают с рассмотрения строения атома хрома, его валентных возможностей и положения в ряду активности металлов. Необходимо обсудить устойчивость степеней окисления хрома (+2, +3, +6) и определить окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в устойчивых степенях окисления.</p>

Восстановительные свойства металлического хрома

Анализ положения хрома в ряду активности металлов показывает, что его восстановительные свойства выражены сильнее, чем у железа. Однако проявление этих свойств затруднено образованием оксидной плёнки на поверхности металла. Хром пассивируется концентрированными кислотами-окислителями и разбавленной азотной кислотой. При повторении восстановительных свойств хрома следует рассмотреть воздействие на него различных окислителей, акцентировать внимание обучающихся на степени окисления хрома в продуктах окисления следующих реакций:

- окисление хрома растворами соляной и серной кислот с образованием солей хрома (+2);
- окисление хрома кислородом, серой, хлором, бромом, водой до соединений хрома (+3).

Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (+2)

Соединения хрома (+2) – сильнейшие восстановители. Гидроксид хрома(II) способен окисляться кислородом, растворённым в воде. Для повторения восстановительных свойств соединений, в которых хром проявляет степень окисления (+2), рассматривают следующие реакции:

- взаимодействие хлорида хрома(II) с соляной кислотой в присутствии кислорода с образованием хлорида хрома(III);
- окисление гидроксида хрома(II) кислородом в присутствии воды с образованием гидроксида хрома(III).

Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (+3)

Соединения хрома (+3) могут проявлять окислительные свойства с сильными восстановителями, а при взаимодействии с сильными окислителями – восстановительные. При определении продуктов реакции следует учитывать среду раствора. Для изучения окислительно-восстановительных свойств соединений хрома (+3) рассматриваются реакции:

- окисление оксида хрома(III) хлоратом (перхлоратом, гипохлоритом) калия в щелочной среде до хромата;
- окисление гидроксида хрома(III) пероксидом водорода в щелочной среде с образованием хромата;
- сплавление оксида хрома(III) с твёрдым нитратом калия и твёрдой щелочью с образованием хромата;
- восстановление цинком хлорида хрома(III) до хлорида хрома(II).

Окислительные свойства соединений хрома (+6)

	<p>При повторении окислительно-восстановительных переходов хрома из степени окисления (+3) в степень окисления (+6) и наоборот, удобно составить схему, в которой указывается среда реакции и формулы продуктов превращений. В кислой среде хром существует в виде иона (+3), в щелочной – в виде гидроксида хрома или комплексного хромата. В кислой среде Cr (+6) существует в виде дихроматов, в щелочной – хроматов.</p> <p>Реакции, иллюстрирующие окислительные свойства соединений хрома:</p> <ul style="list-style-type: none"> – восстановление дихромата калия типичными восстановителями в кислой среде; – взаимодействие дихромата калия с соляной кислотой. <p>Практическая часть</p> <ul style="list-style-type: none"> – прогнозирование продуктов реакций, протекающих с участием соединений хрома; – определение веществ, содержащих хром в схемах превращений (задание № 9 ЕГЭ); – составление уравнений химических реакций, соответствующих описанным превращениям с участием веществ, содержащих хром (задание № 31 ЕГЭ)
<p>Занятия 17-18. Марганец и его соединения</p>	<p>Теоретическая часть</p> <p><i>Повторение окислительно-восстановительных свойств марганца и его соединений</i></p> <p>У марганца более широкий спектр степеней окисления, которые он может проявлять в соединениях, по сравнению с железом и хромом, поэтому его соединений рассматривается больше. В рамках подготовки к ЕГЭ можно сосредоточиться на повторении свойств самых важных соединений марганца – это оксид марганца (IV) и перманганат калия. Поскольку манганаты неустойчивы в нейтральных и кислых средах, то их можно рассмотреть только как продукт восстановления перманганата в щелочной среде или продукт окисления диоксида марганца в щелочной среде.</p> <p>Восстановительные свойства металлического марганца</p> <p>В школьных учебниках уделяется очень мало внимания химии марганца, и обучающиеся не обладают всей полнотой фактического материала. Поэтому важно, чтобы обучающиеся при выполнении заданий опирались на понимание этих закономерностей. Например, при окислении марганца кислородом воздуха образуется смешанный оксид состава Mn_2O_3. При окислении марганца разбавленными и концентрированными кислотами всегда образуются соли марганца (+2).</p> <p>Восстановительные свойства марганца рекомендуется рассмотреть на следующих примерах его окисления:</p>

- водой с образованием оксида марганца(II);
- растворами серной и соляной кислот;
- концентрированной азотной кислотой.

Окислительно-восстановительные свойства оксида марганца(IV).

Оксид марганца(IV) сам является сильным окислителем, но при действии на него более сильных окислителей может окисляться до манганата в щелочной среде. Окислительно-восстановительные свойства оксида марганца(IV) можно проиллюстрировать реакциями его взаимодействия с:

- соляной кислотой;
- сернистым газом с образованием сульфата марганца(II);
- хлоратом калия в щелочной среде;
- нитратом калия в щелочной среде.

Окислительные свойства перманганата калия

Для составления химических уравнений реакций окисления перманганата калия у обучающихся уже имеется схема, в которой указаны продукты восстановления перманганата калия в кислой, щелочной и нейтральной средах. Окислительная природа перманганата обусловлена максимальной степенью окисления марганца (+7).

Окислительные свойства перманганата калия можно проиллюстрировать следующими реакциями его взаимодействия с:

- сульфитом и сульфидом калия в кислой, щелочной и нейтральной средах;
- пероксидом водорода в кислой среде;
- нитритом калия в нейтральной среде.

Практическая часть

- составление уравнений реакций, иллюстрирующих химические свойства соединений марганца;
- прогнозирование продуктов химических реакций, протекающих с участием соединения марганца;
- установление соответствия между реагирующими веществами, содержащими марганец, и продуктами этой реакции (задание № 8 ЕГЭ);
- составление уравнений химических реакций, соответствующих описанным превращениям с участием соединений марганца (задание № 31 ЕГЭ)

Занятие 19. Медь, серебро, ртуть и их соединения

Теоретическая часть

Повторение окислительно-восстановительных свойств меди, серебра, ртути и их соединений

Медь, ртуть, серебро относятся к числу малоактивных металлов. Ионы этих металлов проявляют окислительные свойства, которые возрастают по мере снижения активности металлов: от ионов меди к ионам серебра. Окислительные свойства ионов меди (2+) и серебра (1+) подробно изучаются в курсе органической химии.

Медь и соединения меди

Медь, как и все металлы, является восстановителем, а при нагревании окисляется различными окислителями: кислородом, хлором, бромом, серой, кислотами-окислителями, ионом железа (+3), – образуя соединения двухвалентной меди. При взаимодействии с иодом медь превращается в иодид меди(I). Медь не окисляется водой, раствором серной кислоты даже при нагревании.

Восстановительные свойства меди рекомендуется рассмотреть на следующих примерах её окисления:

- хлором, бромом, серой, кислородом, иодом;
- хлоридом железа(III);
- концентрированной и разбавленной азотной кислотой;
- концентрированной серной кислотой;
- раствором нитрата серебра.

В соединениях медь проявляет степени окисления +1 и +2. Наиболее устойчивы и распространены соединения меди (+2), которые проявляют слабые окислительные свойства. В зависимости от условий и восстановителя они могут восстанавливаться до металлической меди и меди (+1). Медь (+2) восстанавливается до простого вещества при действии на оксид меди(II) водородом, коксом, угарным газом. Из растворов солей медь восстанавливается более активным металлом. Соединения меди (+1) образуются при действии иодид-иона на соли меди (+2), а также при нагревании $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с альдегидами. Окислительные свойства соединений меди (+2) рекомендуется рассмотреть на примерах реакций:

- взаимодействия солей меди (+2) с иодидом калия;
- взаимодействия оксида меди(II) с водородом и угарным газом;
- взаимодействие растворов солей меди (+2) с железом;
- взаимодействие гидроксида меди(II) с уксусным альдегидом;

– взаимодействие оксида меди(II) с этанолом.

Соединения меди (+1) проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства. Для иллюстрации восстановительных свойств меди (+1) записывают уравнения реакций:

- оксида меди(I) с кислородом;
- оксида меди(I) с азотной кислотой;
- сульфида меди(I) с азотной кислотой.

Соединения меди окрашены, поэтому при изучении реакций следует обращать внимание на изменение цвета реакционной смеси.

Серебро и соединения серебра

Металлическое серебро так же, как и медь, и ртуть, окисляется кислотами-окислителями. Но в отличие от этих металлов серебро не окисляется кислородом даже при нагревании. Перевести серебро в оксид можно только озоном. Несмотря на малую активность, металлическое серебро во влажном воздухе темнеет, так как в присутствии сульфидов и сероводорода на его поверхности образуются сульфиды серебра. В соединениях серебро проявляет только одну устойчивую степень окисления +1. Соединения серебра достаточно легко разлагаются с образованием металлического серебра за счёт внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции.

Восстановительные свойства серебра рекомендуется рассмотреть на примерах реакций его окисления:

- серой;
- азотной кислотой;
- концентрированной серной кислотой.

Окислительные свойства ионов серебра (+1) рекомендуется рассмотреть на примерах реакций:

- разложения хлорида, бромида и иодида серебра(I) на свету;
- разложения оксида серебра(I) при нагревании;
- термического разложения нитрата серебра;
- взаимодействия раствора нитрата серебра с металлической ртутью и медью;
- взаимодействия альдегида с аммиачным раствором оксида серебра(I) (реакция «серебряного зеркала»).

Ртуть и соединения ртути

При изучении химии ртути следует исходить из общих представлений о малоактивных металлах. Металлическая ртуть – восстановитель, ион ртути – окислитель. Ртуть, как и медь, окисляется кислородом при нагревании до оксида ртути(II). Окислительные свойства иона ртути (+2) рассматриваются на примере нескольких реакций с участием ртутной окалины и одной из растворимых солей ртути. Соединения ртути в степени окисления +1 в рамках подготовки к ЕГЭ изучать нецелесообразно.

Восстановительные свойства ртути рекомендуется рассмотреть на примерах реакций:

- окисление металлической ртути кислотами-окислителями с образованием солей ртути (+2);
- окисление металлической ртути кислородом при нагревании с образованием ртутной окалины;
- окисление металлической ртути серой при нагревании с образованием сульфида ртути(II);

Окислительные свойства ионов ртути (+2) рекомендуется рассмотреть на примерах реакций:

- взаимодействие раствора нитрата ртути(II) с металлической медью;
- разложения оксида ртути(II) при нагревании;
- разложение нитрата ртути(II) при нагревании.

Практическая часть

- составление уравнений реакций, иллюстрирующих химические свойства соединений меди, ртути, серебра;
- прогнозирование продуктов химических реакций, протекающих с участием соединений меди, ртути, серебра;
- установление соответствия между реагирующими веществами, содержащими медь, ртуть, серебро, и продуктами этой реакции (задание № 8 ЕГЭ);
- составление уравнений химических реакций, соответствующих описанным превращениям с участием соединений меди, ртути, серебра (задание № 31 ЕГЭ)

Общий практикум

Общая химия		
Содержание заданий ЕГЭ	Образовательные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
<p>Задание № 1 ЕГЭ</p> <p>Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырёх периодов: s-, p- и d-элементы. Электронная конфигурация атомов и ионов. Основное и возбуждённое состояния атомов</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Применять основные положения теории строения атома для анализа строения и свойств веществ; • характеризовать s-, p- и d-элементы по их положению в Периодической системе Д. И. Менделеева 	<p>Задания на определение строения электронных оболочек атомов и ионов химических элементов</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 1. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 1. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 1. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 1. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 1. Вариант 5</p>
<p>Задание № 2 ЕГЭ</p> <p>Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам. Общая характеристика металлов IA–IIIA групп в связи с их положением в Периодической</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Понимать смысл периодического закона Д. И. Менделеева и использовать его для качественного анализа и обоснования основных закономерностей строения атомов, свойств химических элементов и их соединений; 	<p>Задания на определение зависимости изменения периодических функций, а также свойств элементов и их соединений по периодам и группам Периодической системы Д. И. Менделеева</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 2. Вариант 1</p>

<p>системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов. Характеристика переходных элементов – меди, цинка, хрома, железа – по их положению в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностям строения их атомов. Общая характеристика неметаллов IVA–VIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов</p>	<ul style="list-style-type: none"> • объяснять зависимость свойств химических элементов и их соединений от положения элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева; • характеризовать s-, p- и d-элементы по их положению в Периодической системе Д. И. Менделеева 	<p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 2. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 2. Вариант 3 Тест № 4 Задание ЕГЭ № 2. Вариант 4 Тест № 5 Задание ЕГЭ № 2. Вариант 5</p>
<p>Задание № 3 ЕГЭ Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Понимать смысл важнейших понятий: электроотрицательность, валентность, степень окисления и выделять их характерные признаки; • определять валентность, степень окисления химических элементов, заряды ионов 	<p>Задания на определение степени окисления (валентности, электроотрицательности) атомов химических элементов в молекулах органических и неорганических соединений Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 1 Тест № 2 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 3. Вариант 3 Тест № 4</p>

		<p>Задание ЕГЭ № 3. Вариант 4</p> <p>Тест № 5</p> <p>Задание ЕГЭ № 3. Вариант 5</p>
<p>Задание № 4 ЕГЭ Ковалентная химическая связь, её разновидности и механизмы образования. Характеристики ковалентной связи (полярность и энергия связи). Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решётки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Определять вид химических связей в соединениях и тип кристаллической решётки; • объяснять зависимость свойств неорганических и органических веществ от их состава и строения 	<p>Задания на определение типа химической связи (кристаллической решётки) в указанном соединении</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1</p> <p>Задание ЕГЭ № 4. Вариант 1</p> <p>Тест № 2</p> <p>Задание ЕГЭ № 4. Вариант 5</p> <p>Тест № 3</p> <p>Задание ЕГЭ № 4. Вариант 6</p> <p>Тест № 4</p> <p>Задание ЕГЭ № 4. Вариант 7</p> <p>Тест № 5</p> <p>Задание ЕГЭ № 4. Вариант 8</p> <p>Тест № 6</p> <p>Задание ЕГЭ № 4. Вариант 9</p>
<p>Задание № 17 ЕГЭ Классификация химических реакций в неорганической и органической химии</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Определять химические реакции в неорганической и органической химии (по изученным классификационным признакам) 	<p>Задания на определение типа химической реакции</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1</p> <p>Задание ЕГЭ № 17. Вариант 1</p> <p>Тест № 2</p> <p>Задание ЕГЭ № 17. Вариант 2</p>

		<p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 17. Вариант 5</p>
<p>Задание № 18 ЕГЭ Скорость реакции, её зависимость от различных факторов</p>	<ul style="list-style-type: none"> Объяснять влияние различных факторов на скорость химической реакции 	<p>Задания на определение влияния различных факторов на скорость химической реакции</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 18. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 18. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 18. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 18. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 18. Вариант 5</p>
<p>Задание № 19 ЕГЭ Реакции окислительно-восстановительные</p>	<ul style="list-style-type: none"> Объяснять смысл понятий: степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление; определять степень окисления химических элементов, заряды ионов; 	<p>Задания на определение элемента-окислителя/элемента-восстановителя по уравнению химической реакции</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 1</p>

	<ul style="list-style-type: none"> определять окислитель и восстановитель 	<p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 19. Вариант 5</p>
<p>Задание № 20 ЕГЭ Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)</p>	<ul style="list-style-type: none"> Объяснять смысл понятия электролиз; использовать понятия электролиза для объяснения отдельных фактов и явлений; определять продукты электролиза раствора (расплава) вещества; характеризовать анодный/катодный процессы при электролизе расплава/раствора вещества; составлять суммарное уравнение электролиза 	<p>Задания на определение продуктов электролиза, анодного/катодного процессов при электролизе расплавов и растворов веществ, установление исходных компонентов и условий для получения заданного вещества путём электролиза</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 20. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 20. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 20. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 20. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 20. Вариант 5</p>

<p>Задание № 21 ЕГЭ</p> <p>Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Объяснять смысл понятия гидролиз; • определять характер среды водных растворов веществ; • объяснять сущность реакций ионного обмена и составлять их уравнения 	<p>Задания на определение кислотности среды водных растворов солей</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 21. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 21. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 21. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 21. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 21. Вариант 5</p>
<p>Задание № 22 ЕГЭ</p> <p>Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение равновесия под действием различных факторов</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Объяснять влияние различных факторов на смещение химического равновесия 	<p>Задания на установление влияния различных факторов на смещение химического равновесия</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 22. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 22. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 22. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 22. Вариант 4</p> <p>Тест № 5</p>

		Задание ЕГЭ № 22. Вариант 5
Задание № 23 ЕГЭ Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Расчёты количества вещества, массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ	<ul style="list-style-type: none"> • Объяснять смысл понятий: скорость химической реакции, химическое равновесие; • проводить вычисления по химическим формулам и уравнениям 	Задания, связанные с расчётом концентраций веществ в системе, находящейся в состоянии химического равновесия Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 23. Вариант 1 Тест № 2 Задание ЕГЭ № 23. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 23. Вариант 3 Тест № 4 Задание ЕГЭ № 23. Вариант 4 Тест № 5 Задание ЕГЭ № 23. Вариант 5
Задание № 29 ЕГЭ Окислитель и восстановитель. Реакции окислительно-восстановительные	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать общие химические свойства основных классов неорганических соединений, свойства отдельных представителей этих классов; • объяснять сущность окислительно-восстановительных реакций (и составлять их уравнения) 	Каждое задание включает: – определение веществ, вступающих в окислительно-восстановительную реакцию с учётом указанных признаков её протекания; – составление уравнения окислительно-восстановительной реакции между выбранными веществами с применением метода электронного баланса; – определение окислителя и восстановителя Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тестовое задание № 1

		<p>Задание ЕГЭ № 29. Вариант 1 Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 2 Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 3 Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 4 Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 29. Вариант 5</p>
<p>Задание № 30 ЕГЭ Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Принадлежность веществ к различным классам неорганических соединений; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: электролитической диссоциации, ионного обмена (и составлять их уравнения) 	<p>Каждое задание включает:</p> <ul style="list-style-type: none"> – определение веществ, вступающих в реакцию ионного обмена с учётом указанных признаков её протекания; – составление молекулярного и ионного (полного и сокращённого) уравнений реакции с участием выбранных веществ <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тестовое задание № 1 Задание ЕГЭ № 30. Вариант 1 Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 30. Вариант 2 Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 30. Вариант 3 Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 30. Вариант 4 Тестовое задание № 5</p>

Поурочное планирование

Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся
<p>Занятие 1. <i>Строение атома. Закономерности изменения свойств химических элементов по периодам и группам Периодической системы Д. И. Менделеева. Строение вещества. Химическая связь</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – электронная конфигурация атомов и ионов; – закономерности изменения периодических функций, свойств элементов и их соединений по периодам и группам Периодической системы Д. И. Менделеева; – химическая связь (ковалентная, ионная, металлическая, водородная); – зависимость свойств веществ от их состава и строения. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – составление электронно-графических формул атомов и ионов; – определение зависимости изменения периодических функций, а также свойств элементов и их соединений по периодам и группам Периодической системы Д. И. Менделеева; – определение вида химической связи в соединениях и типа кристаллической решётки
<p>Занятия 2–4. <i>Кинетика химических реакций. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – классификация химических реакций; – скорость реакции, её зависимость от различных факторов; – химическое равновесие и условия его смещения; – электролитическая диссоциация кислот, щелочей, солей; – реакции ионного обмена. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение типа химической реакции; – определение влияния различных факторов на скорость химической реакции; – определение влияния различных факторов на смещение химического равновесия; – решение задач на химическое равновесие;

	<ul style="list-style-type: none"> – составление уравнений диссоциации электролитов; – определение веществ, между которыми возможна реакция ионного обмена
Занятия 5-6. Электролиз. <i>Гидролиз</i>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – электролиз расплавов; – электролиз растворов; – гидролиз солей. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение анодных и катодных процессов при электролизе расплавов и растворов веществ; – составление уравнений процесса электролиза веществ на инертных электродах; – определение кислотности среды водных растворов солей; – составление химических уравнений гидролиза солей

Неорганическая химия		
Содержание заданий ЕГЭ	Образовательные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
Задание № 5 ЕГЭ Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)	<ul style="list-style-type: none"> • Классифицировать неорганические вещества по всем известным классификационным признакам; • определять принадлежность веществ к различным классам неорганических соединений 	Задания на определение принадлежности веществ к различным классам неорганических соединений Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 5. Вариант 1 Тест № 2 Задание ЕГЭ № 5. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 5. Вариант 3 Тест № 4

		<p>Задание ЕГЭ № 5. Вариант 4</p> <p>Тест № 5</p> <p>Задание ЕГЭ № 5. Вариант 5</p>
<p>Задание № 6 ЕГЭ Характерные химические свойства простых веществ – металлов: щелочных, щёлочноземельных, магния, алюминия; переходных металлов: меди, цинка, хрома, железа. Характерные химические свойства простых веществ – неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных. Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов. Характерные химические свойства кислот. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере гидроксо соединений алюминия</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Объяснять смысл важнейших понятий: растворы, растворимость, электролиты и неэлектролиты, электролитическая диссоциация, гидролиз; • выявлять взаимосвязи понятий; • применять основные положения теории электролитической диссоциации, кислот и оснований для анализа строения и свойств веществ; • характеризовать общие химические свойства основных классов неорганических соединений, свойства отдельных представителей этих классов; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: электролитической диссоциации, ионного обмена (и составлять их уравнения) 	<p>Задания на определение веществ, вступающих в описанные химические реакции</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1</p> <p>Задание ЕГЭ № 6. Вариант 1</p> <p>Тест № 2</p> <p>Задание ЕГЭ № 6. Вариант 2</p> <p>Тест № 3</p> <p>Задание ЕГЭ № 6. Вариант 3</p> <p>Тест № 4</p> <p>Задание ЕГЭ № 6. Вариант 4</p> <p>Тест № 5</p> <p>Задание ЕГЭ № 6. Вариант 5</p>

<p>и цинка). Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена</p>		
<p>Задания №№ 7, 8 ЕГЭ Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная). Характерные химические свойства неорганических веществ: – простых веществ-металлов: щелочных, щёлочноземельных, магния, алюминия, переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа); – простых веществ-неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния; – оксидов: основных, амфотерных, кислотных; – оснований и амфотерных гидроксидов; – кислот; – солей: средних, кислых, основных; комплексных (на</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Классифицировать неорганические вещества по всем известным классификационным признакам; • определять принадлежность веществ к различным классам неорганических и органических соединений; • характеризовать общие химические свойства простых веществ – металлов и неметаллов; • характеризовать общие химические свойства основных классов неорганических соединений, свойства отдельных представителей этих классов; • объяснять зависимость свойств неорганических и органических веществ от их состава и строения; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: электролитической диссоциации, ионного обмена, окислительно-восстановительных (и составлять их уравнения) 	<p>Задания на определение:</p> <ul style="list-style-type: none"> – продуктов реакции по указанным исходным веществам; – реагентов, которые могут вступать в реакцию с заданным веществом <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 7. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 7. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 7. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 7. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 7. Вариант 5</p> <p>Тест № 6 Задание ЕГЭ № 8. Вариант 1</p> <p>Тест № 7 Задание ЕГЭ № 8. Вариант 2</p>

<p>примере гидроксосоединений алюминия и цинка)</p>		<p>Тест № 8 Задание ЕГЭ № 8. Вариант 3</p> <p>Тест № 9 Задание ЕГЭ № 8. Вариант 4</p> <p>Тест № 10 Задание ЕГЭ № 8. Вариант 5</p>
<p>Задание № 9 ЕГЭ Взаимосвязь различных классов неорганических веществ</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать общие химические свойства основных классов неорганических соединений, свойства отдельных представителей этих классов; • объяснять зависимость свойств неорганических и органических веществ от их состава и строения 	<p>Задания на определение неорганических веществ, участвующих в реакциях по предложенной схеме превращений</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 9. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 9. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 9. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 9. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 9. Вариант 5</p>
<p>Задание № 31 ЕГЭ Реакции, подтверждающие взаимосвязь различных классов неорганических веществ</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать общие химические свойства простых веществ – металлов и неметаллов; • характеризовать общие химические свойства основных классов неорганических соединений, свойства 	<p>Задания на составление молекулярных уравнений химических реакций по их текстовому описанию</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тестовое задание № 1</p>

	<p>отдельных представителей этих классов;</p> <ul style="list-style-type: none"> • объяснять сущность изученных видов химических реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных (и составлять их уравнения) 	<p>Задание ЕГЭ № 31. Вариант 1 Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 2 Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 3 Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 4 Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 31. Вариант 5</p>
Поурочное планирование		
Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся	
Занятие 1. <i>Неорганические вещества: классификация и номенклатура, химические свойства простых веществ</i>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – классификация и номенклатура неорганических веществ; – характерные химические свойства простых веществ-неметаллов; – характерные химические свойства простых веществ-металлов; – <i>качественные реакции на неорганические соединения.</i> • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение принадлежности вещества к определённому классу неорганических соединений; – определение названия неорганического соединения по его химической формуле (составление формулы вещества по его названию); – определение возможности протекания химической реакции, если одно из реагирующих веществ является простым. 	
Занятия 2–4. <i>Химические свойства и взаимосвязь</i>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – характерные химические свойства сложных веществ (оксиды, кислоты, основания, соли); 	

<p><i>различных классов неорганических соединений</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> – генетическая связь между классами неорганических веществ; – <i>качественные реакции на неорганические соединения.</i> • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – выбор сложных веществ, между которыми возможна химическая реакция; – составление уравнений химических реакций по их текстовому описанию (в соответствии с форматом задания №31 ЕГЭ)
---	--

Органическая химия		
Содержание заданий ЕГЭ	Образовательные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
<p>Задание № 10 ЕГЭ Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Определять принадлежность веществ к различным классам неорганических и органических соединений; • называть изученные вещества по тривиальной или международной номенклатуре 	<p>Задания на определение принадлежности веществ к различным классам/группам органических соединений</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 10. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 10. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 10. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 10. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 10. Вариант 5</p>

<p>Задание № 11 ЕГЭ Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Применять основные положения химических теорий (строения атома, химической связи, электролитической диссоциации, кислот и оснований, строения органических соединений, химической кинетики) для анализа строения и свойств веществ; • определять вид химических связей в соединениях и тип кристаллической решётки; • определять пространственное строение молекул; • определять гомологи и изомеры 	<p>Задания на определение: изомеров и гомологов; типа гибридизации атома углерода; типа химической связи в молекулах органических соединений</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 11. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 11. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 11. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 11. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 11. Вариант 5</p>
<p>Задание № 12 ЕГЭ Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и гомологов бензола, стирила). Основные способы получения углеводородов (в лаборатории). Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Объяснять общие способы и принципы получения наиболее важных веществ; • характеризовать строение и химические свойства изученных органических соединений; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных (и составлять их уравнения); • планировать эксперимент по получению и распознаванию важнейших неорганических и 	<p>Задания на определение продуктов реакций, участниками которых являются углеводороды и кислородсодержащие органические вещества</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 12. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 12. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 12. Вариант 3</p> <p>Тест № 4</p>

<p>Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров. Основные способы получения кислородсодержащих органических соединений (в лаборатории)</p>	<p>органических соединений с учётом приобретённых знаний о правилах безопасной работы с веществами в лаборатории и в быту</p>	<p>Задание ЕГЭ № 12. Вариант 4 Тест № 5 Задание ЕГЭ № 12. Вариант 5</p>
<p>Задание № 13 ЕГЭ Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот. Важнейшие способы получения аминов и аминокислот. Биологически важные вещества: жиры, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды), белки</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать строение и химические свойства изученных органических соединений 	<p>Задания на определение продуктов реакций, участниками которых являются азотсодержащие органические вещества Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 13. Вариант 1 Тест № 2 Задание ЕГЭ № 13. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 13. Вариант 3 Тест № 4 Задание ЕГЭ № 13. Вариант 4 Тест № 5 Задание ЕГЭ № 13. Вариант 5</p>
<p>Задание № 14 ЕГЭ Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать строение и химические свойства изученных органических соединений; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: ионного обмена, 	<p>Задания на определение веществ, участвующих в реакции, в соответствии с заданной схемой Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 14. Вариант 1</p>

<p>(бензола и гомологов бензола, стирола). Важнейшие способы получения углеводов. Ионный (правило В. В. Марковникова) и радикальные механизмы реакций в органической химии</p>	<p>окислительно-восстановительных (и составлять их уравнения);</p> <ul style="list-style-type: none"> • объяснять общие способы и принципы получения наиболее важных веществ 	<p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 14. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 14. Вариант 3 Тест № 4 Задание ЕГЭ № 14. Вариант 4 Тест № 5 Задание ЕГЭ № 14. Вариант 5</p>
<p>Задание № 15 ЕГЭ Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола, альдегидов, карбоновых кислот, сложных эфиров. Важнейшие способы получения кислородсодержащих органических соединений</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать строение и химические свойства изученных органических соединений; • объяснять общие способы и принципы получения наиболее важных веществ 	<p>Задания на определение соединения (продукта реакции), которое образуется при взаимодействии указанных веществ Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 15. Вариант 1 Тест № 2 Задание ЕГЭ № 15. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 15. Вариант 3 Тест № 4 Задание ЕГЭ № 15. Вариант 4 Тест № 5 Задание ЕГЭ № 15. Вариант 5</p>
<p>Задание № 16 ЕГЭ Взаимосвязь углеводов, кислородсодержащих и</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать строение и химические свойства изученных органических соединений; 	<p>Задания на определение органических веществ, участвующих в реакциях, в соответствии с предложенной схемой</p>

азотсодержащих органических соединений	<ul style="list-style-type: none"> • объяснять зависимость свойств органических веществ от их состава и строения 	<p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 16. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 16. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 16. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 16. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 16. Вариант 5</p>
<p>Задание № 32 ЕГЭ Реакции, подтверждающие взаимосвязь органических соединений</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Характеризовать строение и химические свойства изученных органических соединений; • объяснять зависимость свойств органических веществ от их состава и строения; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных (и составлять их уравнения) 	<p>Задания на составление уравнений реакций с участием органических веществ в соответствии с заданной схемой</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тестовое задание № 1 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 1</p> <p>Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 2</p> <p>Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 3</p> <p>Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 4</p> <p>Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 32. Вариант 5</p>
Поурочное планирование		

Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся
<p>Занятие 1. <i>Органические вещества: классификация и номенклатура, характерные химические свойства углеводов. Способы получения углеводов</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – классификация и номенклатура (систематическая, тривиальная) органических веществ; – характерные химические свойства алканов, циклоалканов; – характерные химические свойства непредельных углеводов; – характерные химические свойства ароматических углеводов; – способы получения углеводов; – качественные реакции на углеводороды. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение принадлежности вещества к определённому классу органических веществ; – определение химической формулы углеводорода по его названию; – составление уравнений химических реакций с участием углеводов
<p>Занятие 2. <i>Органические вещества: классификация и номенклатура, характерные химические свойства кислородсодержащих соединений. Способы получения кислородсодержащих соединений</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – характерные химические свойства спиртов и фенолов; – характерные химические свойства карбонильных соединений; – характерные химические свойства карбоновых кислот и сложных эфиров; – качественные реакции на органические кислородсодержащие соединения; – способы получения важнейших кислородсодержащих органических веществ. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение химической формулы органического вещества по его названию; – составление уравнений химических реакций с участием кислородсодержащих органических веществ
<p>Занятие 3. <i>Органические вещества: характерные химические свойства азотсодержащих соединений. Биологически важные вещества: жиры, углеводы</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – характерные химические свойства аминов и аминокислот; – характерные химические свойства углеводов; – характерные химические свойства белков и жиров; – гетероциклические азотсодержащие соединения;

<i>(моносахариды, дисахариды, полисахариды), белки</i>	<ul style="list-style-type: none"> – качественные реакции на азотсодержащие соединения. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – составление уравнений химических реакций с участием аминов и аминокислот; – определение веществ, с которыми могут вступать в реакцию углеводы, белки, жиры
Занятия 4-5. Генетическая связь органических веществ различных классов	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – взаимосвязь органических соединений; – влияние условий протекания химической реакции на состав образующихся веществ. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – составление уравнений химических реакций в соответствии со схемой превращений органических веществ; – определение продуктов реакции по указанным условиям её протекания

Химия и жизнь		
Содержание заданий ЕГЭ	Образовательные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
Задание № 24 ЕГЭ Качественные реакции на неорганические вещества и ионы. Качественные реакции органических соединений	<ul style="list-style-type: none"> • Планировать и проводить эксперимент по получению и распознаванию важнейших неорганических и органических соединений с учётом приобретённых знаний о правилах безопасной работы с веществами в лаборатории и в быту; • объяснять сущность изученных видов химических реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных (и составлять их уравнения) 	Задания на определение реактива, с помощью которого можно различить предложенные вещества, или на установление признака реакции, протекающей между предложенными веществами Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тест № 1 Задание ЕГЭ № 24. Вариант 1 Тест № 2 Задание ЕГЭ № 24. Вариант 2 Тест № 3 Задание ЕГЭ № 24. Вариант 3

		<p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 24. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 24. Вариант 5</p>
<p>Задание № 25 ЕГЭ Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии. Научные методы исследования химических веществ и превращений. Методы разделения смесей и очистки веществ.</p> <p>Понятие о металлургии: общие способы получения металлов. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола).</p> <p>Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия. Природные источники углеводородов, их переработка.</p> <p>Высокомолекулярные</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Понимать, что практическое применение веществ обусловлено их составом, строением и свойствами; • иметь представление о роли и значении данного вещества в практике; • объяснять общие способы и принципы получения наиболее важных веществ; • зависимость свойств неорганических и органических веществ от их состава и строения 	<p>Задания на определение области применения предложенных веществ или установление процесса, протекающего в аппарате химического производства</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 25. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 25. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 25. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 25. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 25. Вариант 5</p>

соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна, каучуки		
Поурочное планирование		
Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся	
Занятие 1. Идентификация неорганических и органических соединений	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – качественные реакции на неорганические соединения и ионы; – качественные реакции на органические соединения. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение реагента для идентификации соединений (группы однотипных соединений) и ионов 	
Занятие 2. Химия в повседневной жизни. Химическая промышленность	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – правила безопасного обращения с реактивами и лабораторным оборудованием; – технология получения и области применения важнейших неорганических и органических веществ; – высокомолекулярные соединения (реакции полимеризации, поликонденсации). • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – определение области применения указанного вещества; – определение назначения аппарата технологического процесса производства (переработки) химического продукта; – определение исходных веществ для производства высокомолекулярных соединений 	

Типы расчётных задач		
Содержание заданий ЕГЭ	Образовательные результаты	Цифровые тестовые ресурсы
<p>Задание № 26 ЕГЭ Расчёты с использованием понятий «растворимость», «массовая доля вещества в растворе»</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Объяснять смысл понятия «растворимость»; • проводить вычисления по химическим формулам 	<p>Расчёты с использованием понятий «растворимость», «массовая доля вещества в растворе»</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 26. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 26. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 26. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 26. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 26. Вариант 5</p>
<p>Задание № 27 ЕГЭ Расчёты теплового эффекта (по термохимическим уравнениям)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Понимать смысл понятия «тепловой эффект реакции»; • проводить вычисления по химическим формулам 	<p>Расчёты с использованием понятия «тепловой эффект химической реакции»</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 27. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 27. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 27. Вариант 3</p>

		<p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 27. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 27. Вариант 5</p>
<p>Задание № 28 ЕГЭ Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ. Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного. Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси</p>	<ul style="list-style-type: none"> Проводить вычисления по химическим формулам и уравнениям 	<p>Расчёты с использованием понятия «выход продукта реакции».</p> <p>Расчёты с использованием понятия «массовая доля примесей».</p> <p>Расчёт массы/объёма вещества по заданным величинам одного из участвующих в реакции веществ</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тест № 1 Задание ЕГЭ № 28. Вариант 1</p> <p>Тест № 2 Задание ЕГЭ № 28. Вариант 2</p> <p>Тест № 3 Задание ЕГЭ № 28. Вариант 3</p> <p>Тест № 4 Задание ЕГЭ № 28. Вариант 4</p> <p>Тест № 5 Задание ЕГЭ № 28. Вариант 5</p>
<p>Задание № 33 ЕГЭ Установление молекулярной и</p>	<ul style="list-style-type: none"> Проводить вычисления по химическим формулам и уравнениям 	<p>Расчёты на установление молекулярной формулы вещества</p> <p>Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия</p> <p>Тестовое задание № 1</p>

<p>структурной формул вещества</p>		<p>Задание ЕГЭ № 33. Вариант 1 Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 33. Вариант 2 Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 33. Вариант 3 Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 33. Вариант 4 Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 33. Вариант 5</p>
<p>Задание № 34 ЕГЭ Расчёты с использованием понятий «растворимость», «массовая доля вещества в растворе». Расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси). Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определённой массовой долей растворённого вещества. Расчёты массовой доли</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Проводить вычисления по химическим формулам и уравнениям 	<p>Комбинированные расчётные задачи Открытый банк заданий ЕГЭ / Химия Тестовое задание № 1 Задание ЕГЭ № 34. Вариант 1 Тестовое задание № 2 Задание ЕГЭ № 34. Вариант 2 Тестовое задание № 3 Задание ЕГЭ № 34. Вариант 3 Тестовое задание № 4 Задание ЕГЭ № 34. Вариант 4 Тестовое задание № 5 Задание ЕГЭ № 34. Вариант 5</p>

(массы) химического соединения в смеси		
Поурочное планирование		
Тематика занятий	Рекомендации по организации деятельности обучающихся	
Занятия 1-2. <i>Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций</i>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – понятия «растворимость», «массовая доля вещества в растворе», «тепловой эффект», «выход продукта реакции от теоретически возможного», «объёмная доля»; – расчётные формулы; – постоянные величины и их значения. • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – расчёты с использованием понятий «растворимость», «массовая доля вещества в растворе»; – расчёты теплового эффекта по термохимическим уравнениям; – расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ; – расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного; – расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси; – расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси) 	
Занятия 3-4. <i>Алгоритмы установления молекулярной и структурной формул органического вещества</i>	<ul style="list-style-type: none"> • Повторение и обобщение теоретического материала: <ul style="list-style-type: none"> – алгоритм установления формулы органического вещества по массовым долям элементов; – алгоритм установления формулы органического вещества по продуктам сгорания; – алгоритм установления формулы органического вещества по химическому уравнению, записанному в общем виде. 	

	<ul style="list-style-type: none"> • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – расчёты для определения формулы органического вещества по массовым долям элементов; – расчёты для определения формулы органического вещества по продуктам сгорания; – расчёты для определения формулы органического вещества по химическому уравнению, записанному в общем виде
<p>Занятия 5–9. Решение комбинированных задач</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Выполнение практических заданий: <ul style="list-style-type: none"> – расчёты по уравнению химической реакции с учётом потерь в производстве, степени превращения реагента в продукт; – расчёты по уравнению химической реакции при избытке одного из реагентов, который может взаимодействовать с одним из продуктов реакции; – расчёты с образованием кислых и средних солей (продуктов разной степени замещения); – расчёты на установление последовательности превращений веществ; – расчёты, связанные с параллельно протекающими процессами

Тематическое планирование

Тематический практикум	
Тема	Примерное количество часов
«Окислительно-восстановительные процессы в органической и неорганической химии»	
Модуль 1. «Окислительно-восстановительные реакции»	3
Модуль 2. «Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ»	8
Модуль 3. «Окислительно-восстановительные реакции в неорганической химии»	19
Общий практикум	
Тема	Примерное количество часов
Общая химия	6
Неорганическая химия	4
Органическая химия	5
Химия и жизнь	2
Типы расчётных задач	9

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 00EA9DFE6E7A3E9C2A8E572F171C0E8031
Владелец: Глыбочко Петр Витальевич
Действителен: с 08.11.2023 до 31.01.2025