



Федеральная служба по надзору в сфере образования и
науки

ФГБНУ «Федеральный институт педагогических
измерений»

А.А. Каверина, М.Г. Снастина

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
для учителей
по преподаванию учебных предметов в
образовательных организациях с высокой
долей обучающихся с рисками учебной
неуспешности

ХИМИЯ

Москва, 2020

Введение

Частой причиной учебной неуспешности обучающихся является слабая сформированность метапредметных умений и/или существенные пробелы в базовой предметной подготовке.

Диагностика обучающихся с трудностями в учебной деятельности и позволит выявить причины затруднений, например:

- слабая сформированность читательских навыков и навыков работы с информацией;
- слабая сформированность элементарных математических представлений (чувства числа, пространственных представлений, навыков счета и т.п.);
- слабая сформированность навыков самоорганизации, самокоррекции;
- конкретные проблемы в предметной подготовке (неосвоенные системообразующие элементы содержания, без владения которыми невозможно понимание следующих тем; слабо сформированные предметные умения, навыки и способы деятельности).

По итогам диагностики складывается содержательная картина проблем в обучении каждого класса, которая может быть взята за основу адресной корректировки методики работы учителя и образовательных программ.

В зависимости от распространенности среди учеников класса конкретной проблемы в обучении выбираются индивидуальные или групповые формы организации учебной работы.

В случае выявления проблем с грамотностью чтения и информационной грамотностью целесообразно больше внимания уделять работе с текстом учебника, детальному разбору содержания выдаваемых обучающимся заданий.

Система работы учителя может быть акцентирована на развитие у обучающихся навыков самоорганизации, контроля и коррекции результатов своей деятельности (например, посредством последовательно реализуемой совокупности требований к организации различных видов учебной деятельности, проверке результатов выполнения заданий).

Индивидуальные пробелы в предметной подготовке обучающихся могут быть компенсированы за счет дополнительных занятий во внеурочное время, выдачи обучающимся индивидуальных заданий по повторению конкретного учебного материала к определенному уроку и обращения к ранее изученному в процессе освоения нового материала.

Наличие одинаковых существенных пробелов в предметной подготовке у значительного числа обучающихся класса требует определенной корректировки основной образовательной программы вплоть до формирования образовательной программы компенсирующего уровня.

Методические рекомендации по преподаванию химии в образовательных организациях с высокой долей обучающихся с рисками учебной неуспешности выстроены на основе анализа проблем подготовки участников ЕГЭ, балансирующих на грани преодоления минимального балла. Рекомендации ориентированы на организацию преподавания учебных предметов в 10-11 классах и учитывают специфику учебного предмета. Рекомендации содержат в себе подходы к корректировке образовательных программ, изменению методики работы учителя-предметника, советы по организации подготовки к ЕГЭ.

1. Описание проблем в образовательной подготовке обучающихся, балансирующих на грани преодоления минимального балла

Химия для сдачи единого государственного экзамена является предметом по выбору обучающихся, поэтому результаты ЕГЭ не отражают уровня подготовки всех обучающихся средней школы. Однако выявленные проблемы в подготовке, несомненно, характерны для всех обучающихся с низкими образовательными результатами, хотя и не исчерпывают всех дефицитов в обученности конкретного ученика. В связи с этим рекомендуется проведение детальной диагностики химической подготовки каждого обучающегося в целях построения для него индивидуальной образовательной траектории.

На основе многолетнего анализа результатов участников экзамена удалось выявить наиболее характерные пробелы в знаниях экзаменуемых с низким уровнем подготовки. Так оказалось, что общая недостаточность сформированности знаний у этих выпускников чаще всего проявляется в том, что они смешивают разные понятия, применяя признаки одного понятия к другому, затрудняются в переносе знаний на новые факты и в установлении логических связей между отдельными элементами содержания, недостаточно владеют химическим языком [1, 2].

Результаты экзамена показали также, что не все ключевые темы/разделы курса усвоены этими обучающимися с одинаковой степенью успешности. Например, обучающиеся, не набравшие минимального балла ЕГЭ, показывают элементарные знания содержательного блока «Теоретические основы химии». При выполнении заданий они опираются преимущественно на умения, сформированные в основной школе, например: *характеризовать* строение атомов, *определять* степени окисления элементов по формулам веществ, *определять* принадлежность веществ к классам/группам, *характеризовать* взаимосвязь неорганических веществ, *составлять* уравнения хорошо изученных реакций.

Обучающимися с низким уровнем подготовки практически не освоена органическая химия (процент выполнения такими обучающимися самых простых заданий базового уровня не превышает в среднем 10). Даже задания, ориентированные на проверку знаний классификации и номенклатуры органических веществ, имеют в данной группе обучающихся средний процент выполнения 13 (2019 г.). Отметим также, что у этой группы обучающихся слабо сформированы навыки проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям химических реакций, это может быть в определенной степени связано с серьезными дефицитами в их математической подготовке. Приведенные факты свидетельствуют о том, что теоретическая подготовка этой группы обучающихся по предмету не отвечает требованиям образовательного стандарта к усвоению основных общеобразовательных программ по химии для средней школы даже на базовом уровне [6].

2. Основные направления работы со слабо успевающими обучающимися

Обобщение знаний по курсу химии своей главной задачей имеет освоение и/или приведение в систему достаточно обширного теоретического и фактологического материала. Поэтому целесообразно начинать эту работу с выяснения того, какие элементы содержания курса химии – ведущие понятия, основные закономерности, сведения о веществах и реакциях между ними – будут обязательно проверяться при итоговом контроле знаний (на экзамене). Ответ на эти вопросы можно найти в кодификаторе проверяемых элементов содержания, который опубликован на официальном сайте ФИПИ.

Важно помнить, что при повторении и обобщении изученного материала целесообразно систематизировать знания постепенно, выделяя в содержании каждого раздела или темы курса главное и устанавливая причинно-следственные связи между отдельными элементами знаний. Особого внимания потребует обобщение материала таких разделов курса, как «Химическая связь и строение вещества», «Закономерности протекания химических реакций», «Методы познания в химии», «Правила безопасности при работе с химическими веществами», «Способы

лабораторного и промышленного получения важнейших неорганических и органических веществ».

Важным условием закрепления полученных знаний и умений является постоянная тренировка в выполнении заданий различного типа. Успешность выполнения подобных заданий во многом определяется осознанным пониманием соответствующего учебного материала, владением обширным объемом теоретических сведений, а также умением применять полученные знания в различных взаимосвязях.

Использование такого методического приема, как комментирование обучающимся своих мыслительных операций в процессе выполнения заданий, позволит выявить проблемы, с которыми он сталкивается. А также при организации работы по закреплению полученных знаний и умений полезно ознакомить обучающихся с рядом общих рекомендаций, которым важно следовать в ходе тренировки в выполнении заданий [3]. Суть этих рекомендаций состоит в следующем.

Прежде всего необходимо обратить внимание на особенности формулировки условия задания и тщательно его проанализировать: найти ключевые слова; уяснить, на какие вопросы нужно будет ответить; понять, какой теоретический и фактологический материал послужит основой для ответов на поставленные вопросы. На этом этапе можно выявить и скорректировать пробелы в знании теоретического материала.

При выполнении большинства тестовых заданий целесообразно вести запись химических формул и уравнений реакций, даже если это требование напрямую не прописано в условии задания. Выполнение этого действия позволит убедиться в том, что учащийся верно применяет теоретические знания и повышает вероятность того, что задание будет выполнено верно. Кроме того, важно не забывать и о требованиях к оформлению ответа на задания, которые обычно прописаны в инструкциях к ним.

При выполнении традиционных заданий, которые требуют подробного развернутого ответа, необходимо отразить подробный ход выполнения задания: записать уравнения химических реакций, привести вычисления промежуточных физических величин, записать в общем виде формулы, используемые для расчетов этих физических величин, а также указание размерности полученной величины. В случае выполнения заданий по органической химии обязательным становится использование структурных формул органических веществ, однозначно определяющих порядок связи атомов, взаимное расположение заместителей и функциональных групп в молекуле органического вещества.

3. Основные способы и методические приемы по организации учебной деятельности при изучении химии

При организации целенаправленной работы с обучающимися, которые имеют низкий уровень теоретической подготовки по химии, наряду с повторением, систематизацией и обобщением знаний целесообразно предусмотреть и такое направление работы, как корректировка пробелов в их знаниях.

Существенную помощь в этой работе могут оказать предлагаемые ниже дидактические материалы, ориентированные на все ключевые содержательные блоки курса: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Химическая реакция», «Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций» – и на те виды деятельности, которые необходимы для успешного выполнения заданий. Кратко охарактеризуем основные принципы составления этих материалов.

В каждом из блоков выделяются ключевые теоретические вопросы – ведущие понятия, основные закономерности и законы химии, усвоение которых позволит сформировать у обучающихся систему знаний о важнейших веществах, об их составе, свойствах и применении, а также о химических реакциях, об их сущности и закономерностях протекания. Эта система теоретических знаний по каждому из блоков представлена в виде краткого справочного материала, использование которого обеспечит возможность систематического повторения и закрепления соответствующего учебного материала и тем самым поможет обучающимся ликвидировать пробелы в своих знаниях.

Следующий раздел дидактических материалов включает в себя задания различных форматов и уровня сложности. Для каждого из блоков задания расположены по нарастанию степени их сложности и увеличению количества мыслительных операций, необходимых для их выполнения. Подобный опыт составления материалов для подготовки к экзамену ранее нашел отражение в следующих публикациях: «Я сдам ЕГЭ! Химия. Курс самоподготовки. Технология решения заданий», «Я сдам ЕГЭ! Химия. Типовые задания» [4 и 5].

Блок «Теоретические основы химии»

Как указано в кодификаторе, в составе этого блока присутствуют следующие содержательные линии: современные представления о строении атомов; Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева; химическая связь и строение вещества.

Краткий справочный материал Современные представления о строении атомов. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Важнейшие понятия: атом, атомное ядро, протон, нейтрон, электрон, атомная орбиталь, энергетический уровень, энергетический подуровень, электронная конфигурация атома, внешние и валентные электроны, основное и возбужденное состояния атома, Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, атомный радиус, электроотрицательность, энергия ионизации.

Строение атома

Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов (нуклонов). В целом атом электронейтрален, поскольку число протонов в ядре равно числу электронов в атоме.

Таблица 1

Основные характеристики элементарных частиц

Элементарная частица	Обозначение	Заряд, условн.	Массовое число	Масса, а.е.м.
Электрон	\bar{e}	-1	0	$5,5 \cdot 10^{-4}$
Протон	p	+1	1	1,0073
Нейтрон	n	0	1	1,0087

Таблица 2

**Периодическая система и строение атомов химических элементов
(характер соответствия)**

Строение атома	Периодическая система химических элементов
Заряд ядра атома	Порядковый номер элемента в Периодической системе химических элементов
Число протонов в ядре атома	Порядковый номер элемента в Периодической системе химических элементов
Число нейтронов в ядре атома	Разность между массовым числом атома и порядковым номером элемента (числом протонов в ядре атома)
Общее число электронов в атоме	Порядковый номер элемента в Периодической системе химических элементов
Число электронов на внешнем электронном слое атома	Номер главной подгруппы Периодической системы химических элементов (только для элементов главных подгрупп)
Число электронных слоев в атоме	Номер периода Периодической системы химических элементов

Для характеристики состояния электрона в атоме используют понятие атомной орбитали. **Атомная орбиталь** (сокращенно – **АО**) – это область пространства в атоме, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая. Атомные орбитали обозначают буквами s , p , d и f в зависимости от формы.

Атомные орбитали группируются, образуя **энергетические уровни и подуровни**. Энергетические уровни обозначают числом ($n = 1, 2, 3, 4$ и т.д.). Каждый энергетический уровень состоит из n подуровней (число подуровней в энергетическом уровне равно номеру этого уровня). Первый уровень состоит только из одного подуровня ($1s$ -подуровень); второй уровень – из двух подуровней ($2s$ и $2p$); третий – из трех подуровней ($3s$, $3p$ и $3d$) и т.д. Подуровень объединяет орбитали одного вида. Любой s -подуровень содержит одну s -орбиталь; p -подуровень – три p -орбитали; d -подуровень – пять d -орбиталей.

Электронная формула показывает распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям. Экспериментально установлено, что атомные орбитали заполняются электронами в следующем порядке:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s \dots$$

Обратим внимание на то, что сначала заполняется $4s$ -атомная орбиталь и лишь затем – $3d$ орбиталь.

Примеры электронных формул некоторых атомов:

H	$1s^1$
He	$1s^2$
Li	$1s^2 2s^1$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ проскок электрона с $4s$ на $3d$ подуровень
Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ проскок электрона с $4s$ на $3d$ подуровень
Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Обратим внимание на электронную конфигурацию хрома и меди, в атомах которых происходит «провал» электрона с внешнего $4s$ - на предвнешний $3d$ -подуровень. Это связано с повышенной устойчивостью оболочек – наполовину (d^5) и полностью (d^{10}) заполненных орбиталей.

Отметим также, что электронные конфигурации атомов удобно изображать в виде графических схем (ячеистых моделей), где электроны обозначают стрелками. Такие схемы позволяют увидеть наличие в атомах спаренных и неспаренных электронов. Приведем пример.

Атом	Электронная формула	Схема электронной конфигурации внешнего уровня
${}_1\text{H}$	$1s^1$	$1s \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$
${}_2\text{He}$	$1s^2$	$1s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$2s \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline & & \\ \hline \end{array} \quad 2p$
${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	$2s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline & & \\ \hline \end{array} \quad 2p$
${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$2s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & & \\ \hline \end{array} \quad 2p$
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$2s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \\ \hline \end{array} \quad 2p$
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array} \quad 2p$

Электроны, находящиеся на последнем энергетическом уровне, называют **внешними электронами**. Электроны, которые могут принимать участие в образовании химических связей, называют **валентными электронами**.

Для элементов главных подгрупп валентными являются внешние s - и p -электроны, при этом число валентных электронов равно номеру группы.

Для элементов побочных подгрупп валентными являются внешние s - и предвнешние d -электроны.

Приобретая энергию, атом может из своего основного, самого устойчивого состояния перейти в возбужденное состояние: основное состояние углерода $C - 1s^2 2s^2 2p^2$, возбужденное состояние $C^* - 1s^2 2s^1 2p^3$.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева: «Свойства элементов, а также свойства образуемых ими соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов».

Графическим выражением Периодического закона является Периодическая система химических элементов, которую представляют обычно в виде таблицы. Каждый элемент в Периодической системе имеет свое место, определяемое номером группы и номером периода.

Группами называют вертикальные столбцы Периодической системы. Группа состоит из двух *подгрупп*: А (главная подгруппа) и В (побочная подгруппа). Атомы элементов, принадлежащих к одной группе, имеют, как правило, одинаковое число валентных электронов и, следовательно, одинаковую высшую степень окисления.

Период – это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер атомов, который начинается щелочным металлом и заканчивается инертным элементом. В Периодической системе Д.И. Менделеева семь периодов.

Электроотрицательность (относительная электроотрицательность) – фундаментальное химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары, то есть способность атомов оттягивать к себе электроны других атомов. Самая высокая степень электроотрицательности у галогенов и сильных окислителей (*p*-элементов, F, O, N, Cl), а низкая – у активных металлов (*s*-элементов *IA* группы).

Энергия ионизации представляет собой наименьшую энергию, необходимую для отрыва электрона от свободного атома в его основном состоянии. Энергия ионизации является одной из главных характеристик атома, от которой в значительной степени зависят природа и прочность образуемых атомом химических связей. От энергии ионизации атома существенно зависят также восстановительные свойства соответствующего простого вещества.

Атомы элементов **одного периода** имеют одинаковое число энергетических уровней, но заряд ядра возрастает (слева направо по периоду), и поэтому увеличивается сила притяжения электронов ядром. В результате этого наблюдаются следующие закономерности в изменении свойств элементов и их соединений:

- металлические и восстановительные свойства простых веществ ослабевают;
- неметаллические и окислительные свойства простых веществ усиливаются;
- значение относительной электроотрицательности элементов возрастает;
- энергия ионизации увеличивается;
- основные свойства высших оксидов и гидроксидов ослабевают;
- кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов возрастают.

У элементов одной **главной подгруппы (А-группы)** (сверху вниз) увеличивается число энергетических уровней в атоме, поэтому уменьшается (ослабевают) сила притяжения электронов ядром. В результате этого наблюдаются следующие закономерности в изменении свойств элементов и их соединений:

- металлические и восстановительные свойства простых веществ усиливаются;
- неметаллические и окислительные свойства простых веществ ослабевают;
- значение относительной электроотрицательности элементов уменьшается;
- энергия ионизации уменьшается;

- основные свойства высших оксидов и гидроксидов усиливаются;
- кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов ослабевают;
- кислотность бинарных водородных соединений (бескислородных кислот) возрастает.

Приведем примеры заданий, выполнение которых позволит проверить усвоение указанных выше теоретических знаний.

Примеры заданий

Задание 1. Для атомов каждого из химических элементов, приведенных в таблице, укажите соответствующие им характеристики.

А)

№	Атом	Массовое число	Число протонов	Число нейтронов	Число электронов
<i>Образец ответа</i>	^{11}B	11	5	6	5
1	^7Li				
2	^{13}C				
3	^{37}Cl				
4	^{23}Na				
5	^{16}O				

Б)

№	Элемент	Заряд ядра атома	Число протонов	Общее число электронов	Число электронов во внешнем слое атома
<i>Образец заполнения таблицы</i>	Иод	+53	53	53	7
1	Хлор				
2	Фтор				
3	Магний				
4	Бор				
5	Калий				


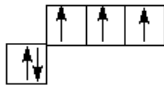
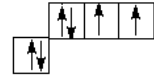
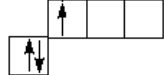
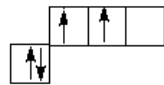
Следующее задание ориентировано на проверку более глубокого понимания вопросов о строении атома. В частности, его выполнение потребует знаний о конфигурации внешнего уровня атома.

Задание 2. Два неспаренных электрона на внешнем уровне в основном состоянии имеют атомы.

- 1) кальция
- 2) фосфора
- 3) серы
- 4) алюминия
- 5) кремния

Так как в условии задания идет речь о внешнем уровне атомов, то для выполнения этого задания целесообразно написать электронные формулы внешнего уровня каждого атома и

составить ячеистые схемы строения этих уровней, так как электронная формула не позволяет с достаточной очевидностью ответить на поставленный вопрос, а наличие неспаренных электронов можно видеть только на схемах.

Ca	$4s^2$	
P	$3s^2 3p^3$	
S	$3s^2 3p^4$	
Al	$3s^2 3p^1$	
Si	$3s^2 3p^2$	

Теперь ответ очевиден: условию удовлетворяют электронные конфигурации серы и кремния. В их атомах содержится по два неспаренных электрона.

Обучающиеся должны уметь определять не только электронное строение нейтральных атомов, но и ионов, которые образованы атомами химических элементов. Для этого потребуются понимание того, что положительно заряженные ионы – катионы образуются при отдаче электронов с внешнего энергетического уровня атома, а отрицательно заряженные ионы – анионы образуются в результате присоединения электронов на внешний энергетический уровень. Электронная конфигурация ионов отличается от электронной конфигурации соответствующих атомов.

Задание 3. Установите соответствие между формулой частицы и ее электронным строением.

ФОРМУЛА ЧАСТИЦЫ	ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ
А) Na^+	1) $1s^2$
Б) Ar	2) $1s^2 2s^2$
В) S^{2-}	3) $1s^2 2s^2 2p^3$
Г) N^{+5}	4) $1s^2 2s^2 2p^6$
	5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

При выполнении задания целесообразен следующий ход рассуждений. Ион Na^+ образовался в результате потери одного внешнего электрона атома натрия. Вначале составим электронную формулу атома натрия $Na - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Если у иона отсутствует один внешний $3s^1$ – электрон, то конфигурация иона Na^+ будет такой – $1s^2 2s^2 2p^6$. Позиции А соответствует ответ 4.

На позиции Б представлен атом инертного газа аргона, который имеет три энергетических уровня, на третьем уровне содержится 8 электронов. Следовательно, электронная формула атома аргона – $Ar 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Позиции Б соответствует ответ 6.

На позиции В представлен анион серы S^{2-} . Этот ион образовался в результате присоединения двух электронов на внешний энергетический уровень атома серы. Если атом серы имеет электронную конфигурацию $S 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, то соответственно ион S^{2-} будет иметь конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Очевидно, что такая конфигурация была и у атома аргона. Так, позиции В также будет соответствовать ответ 6.

На позиции Г представлена частица N^{+5} (такого иона не существует, поэтому говорим о частице). Она образовалась в результате потери атомом азота пяти электронов внешнего энергетического уровня. Если атом азота имеет конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^3$, то, убирая пять электронов с внешнего второго уровня, получим конфигурацию $N^{5+} - 1s^2$. Позиции Г соответствует ответ 1.

Обратим внимание обучающихся на то, что цифры в ответе могут повторяться, и запишем последовательность цифр в ответе: 4661.

В следующем задании несколько повышается уровень сложности. Для его выполнения необходимо осуществить сравнение строения атомов разных химических элементов, а также определить строение атома элемента побочной подгруппы, имеющего d -подуровень.

Задание 4. Дан ряд химических элементов:

1) Na 2) Mg 3) Cr 4) F 5) Br.

Определите, атомы каких из указанных в ряду элементов имеют на внешнем энергетическом уровне 1 электрон.

Обратим внимание обучающихся на то, что в условии задания идет речь о строении внешнего энергетического уровня указанных атомов. Поэтому, используя знания физического смысла номера периода и номера группы (для А групп) в Периодической системе, достаточно составить электронную конфигурацию только внешних энергетических уровней атомов. Обязательно надо записать эти конфигурации, чтобы ответ был очевиден. Электронные формулы внешних энергетических уровней атомов будут следующие: Na ... $3s^1$ (третий период IA группа), Mg ... $3s^2$ (третий период IIA группа), Cr ... $4s^1$ (четвертый период, элемент побочной группы, учитываем «провал» электрона на $3d$ -подуровень – $3d^5 4s^1$), F ... $2s^2 2p^5$ (второй период VIIA группа), Br ... $4s^2 4p^5$ (четвертый период VIIA группа). Теперь очевидно, что натрий и хром имеют по одному электрону на внешнем уровне.

Таким образом, на примере приведенных заданий можно убедиться, в каком направлении следует проводить корректировку и закрепление знаний по теме «Строение атома».

Задание 5. Установите соответствие между характеристиками строения атома и числовыми обозначениями Периодической системы Д.И. Менделеева: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СТРОЕНИЕ АТОМА

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

- | | |
|--|--|
| А) заряд ядра атома | 1) номер группы |
| Б) общее количество электронов в атоме | 2) атомная масса |
| В) количество энергетических уровней в атоме | 3) порядковый номер химического элемента |
| Г) количество электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме элемента главной подгруппы | 4) номер периода |

Условие задания ориентировано на проверку базовых знаний – понимание физического смысла порядкового номера химического элемента, номера периода и номера группы, в которых расположен химический элемент. Ответ: 3341.

Задание 6. В периодах Периодической системы с увеличением заряда ядра атомов происходит

- 1) усиление неметаллических свойств элементов
- 2) уменьшение числа протонов в ядре
- 3) увеличение радиуса атомов
- 4) увеличение электроотрицательности
- 5) уменьшение энергии ионизации атомов

При выполнении этого задания можно использовать приведенный справочный материал и проверить на соответствие ему каждый из вариантов ответа. При этом целесообразно попросить обучающихся прокомментировать правильность/неправильность каждого ответа с обоснованием (почему так изменяются свойства). Так можно добиться не формального запоминания материала, а осознанного понимания закономерностей зависимости свойств химических элементов от строения их атомов: в периодах происходит усиление неметаллических свойств элементов и увеличение значения их электроотрицательности (ответ: 14), так как при сохранении количества энергетических уровней в атомах происходит увеличение зарядов их атомных ядер, что способствует усилению притяжения ядрами внешних электронов.

Задание 7. В ряду химических элементов $Na - Mg - Al$

- 1) уменьшается заряд ядер атомов
- 2) увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне
- 3) уменьшается электроотрицательность
- 4) уменьшается радиус атомов
- 5) усиливаются металлические свойства

Обратим внимание обучающихся на то, что дан ряд химических элементов, которые расположены в одном периоде слева направо. Как и при выполнении предыдущего задания, рекомендуем учащимся использовать необходимый справочный материал, чтобы прокомментировать каждый вариант ответа.

В заданном ряду элементов происходит увеличение заряда атомных ядер (порядковые номера увеличиваются), ответ 1 неверный. Число электронов на внешнем энергетическом уровне увеличивается (номера групп I – II – III увеличиваются). Электроотрицательность атомов увеличивается с ростом заряда ядра, а радиусы атомов уменьшаются, металлические свойства (способность отдавать внешние электроны) также уменьшаются. Ответ: 24.

Задание 8. Дан ряд химических элементов:

1) Na 2) Mg 3) K 4) Al 5) Ca

Выберите из них три элемента, находящиеся в одном периоде Периодической системы Д.И. Менделеева и расположите их в порядке увеличения атомного радиуса. Запишите в поле ответа номера выбранных элементов в нужной последовательности.

В процессе выполнения задания учащиеся самостоятельно формулируют ответ, а не выбирают из предложенных утверждений, хотя для этого им потребуется использовать те же теоретические положения, что и в заданиях 6 и 7.

В одном периоде находятся элементы Na , Mg , Al . Особое внимание надо уделить порядку расположения химических элементов в ответе. Так как в условии требуется расположить элементы по увеличению радиусов атомов, то на первое места надо поставить элемент с наименьшим радиусом. Это будет алюминий, так как у него наибольший заряд ядра атома. Затем поставим магний и в конце ряда – натрий с наибольшим радиусом атома. Ответ: 421.

Как видно, в заданиях 6–8 проверяется усвоение одного и того же элемента содержания – изменение свойств химических элементов по периодам. Это одно из базовых теоретических положений данной содержательной линии. Уровень сложности последующих заданий

постепенно возрастает за счет увеличения количества различных мыслительных действий, необходимых для их выполнения, хотя при этом каждое задание остается базовым.

Краткий справочный материал

Химическая связь. Вещества молекулярного и немолекулярного строения

Основные понятия: валентность; степень окисления; химическая связь; энергия связи; длина связи; валентные электроны; виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая, водородная; кратность связи; σ - и π -связи; кристаллические решетки: ионные, атомные, молекулярные, металлические.

Валентность характеризует способность атомов данного химического элемента к образованию химических связей. В настоящее время валентность (или ковалентность) определяется числом ковалентных связей, образуемых данным атомом в соединении, при этом валентность не имеет знака.

Степень окисления – это условный заряд атома в соединении в предположении, что все связи в этом соединении ионные (т. е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента). В отличие от валентности, степень окисления имеет знак, то есть она может быть отрицательной, нулевой или положительной.

Для определения степеней окисления имеется ряд простых правил.

1. Степень окисления элемента в составе простого вещества принимается равной нулю.
2. Ряд элементов проявляет в соединениях постоянную степень окисления. Среди них: фтор (-1), щелочные металлы (+1), щелочноземельные металлы, бериллий, магний и цинк (+2), алюминий (+3).
3. Кислород, как правило, проявляет степень окисления -2, за исключением пероксидов H_2O_2 (-1) и фторида кислорода OF_2 (+2).
4. Водород в соединении с металлами (в гидридах) проявляет степень окисления -1, а в соединениях с неметаллами, как правило, +1 (кроме SiH_4 , B_2H_6).
5. Высшая положительная степень окисления элемента равна, как правило, номеру группы элемента в Периодической системе.
6. В соединениях с металлами неметаллы проявляют низшую отрицательную степень окисления, которая равна разности между номером группы и числом 8.
7. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле должна быть равной нулю, а в сложном ионе – заряду этого иона.

Применим эти правила при выполнении конкретных заданий. Сначала можно отработать умение определять степень окисления элементов на формулах бинарных соединений, а затем – на более сложных формулах. Целесообразно для этого использовать задания традиционного формата (не тестовые), например можно использовать табличную форму, такие задания легко проверять и выявлять ошибки в действиях обучающихся.

Задание 9. Укажите степень окисления элементов в каждом из соединений, приведенных в таблице. Запишите полученные величины над символами элементов.

№	Формула вещества / степень окисления элементов
1	K_2O
2	NH_3
3	$CuSO_4$
4	$KMnO_4$
5	$Ca_3(PO_4)_2$

После того как базовое умение достаточно прочно сформировано, можно предложить учащимся задания, при выполнении которых надо выполнить несколько мыслительных операций, применить несколько правил из названных выше.

Задание 10. В каких соединениях хлор проявляет высшую степень окисления?

- 1) ClO_3
- 2) HClO_3
- 3) NaClO_4
- 4) $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$
- 5) Cl_2O_7

При выполнении задания необходимо использовать правило, по которому высшая степень окисления равна номеру группы (правило 5), то есть для хлора – +7. Затем надо определить и записать степень окисления каждого химического элемента в формулах, приведенных в задании. Сначала надо указать постоянную степень окисления элементов (правила 2, 3, 4), а затем по правилу 7 вычислить степень окисления хлора: $\text{Cl}^{+6}\text{O}^{-2}_3$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}^{-2}_3$, $\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{+7}\text{O}^{-2}_4$, $\text{Ba}^{+2}(\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2}_2)_2$, $\text{Cl}^{+7}_2\text{O}^{-2}_7$. Итак, в соединениях под номерами 3 и 5 хлор проявляет высшую валентность.

В экзаменационной работе ЕГЭ усвоение этого элемента содержания проверяют более сложными заданиями, при выполнении которых обучающийся самостоятельно формулирует ответ на основе нескольких мыслительных операций.

Задание 11. Дан ряд химических элементов:

- 1) Si 2) Ti 3) Ge 4) Ca 5) Se

Выберите из них три элемента, находящиеся в одном периоде Периодической системы Д.И. Менделеева и способных проявлять степень окисления +4.

Прежде всего обратим внимание на положение каждого из этих элементов в Периодической системе. Только кремний расположен в 3 периоде. Остальные четыре элемента – титан, германий, кальций и селен – элементы 4 периода. При этом кальций – элемент IIА группы, а значит, имеет только два валентных электрона и неспособен проявлять степень окисления +4. Остаются титан (IVB), германий (IVA) и селен (VIA), у которых валентными являются внешние *s*- и предвнешние *d*-электроны. Эти элементы действительно способны проявлять указанную степень окисления, например в оксидах TiO_2 , GeO_2 и SeO_2 .
 Ответ: 235.

Краткий справочный материал

Под **химической связью** понимают взаимодействие, приводящее к образованию физически устойчивой двухатомной системы. Образование химической связи при взаимодействии двух атомов сопровождается выделением энергии, которую называют энергией связи: чем больше энергия связи, тем прочнее молекула.

Химическая связь образуется за счет валентных электронов. Валентными являются *s*- и *p*-электроны внешнего уровня (для элементов главных подгрупп), а также *d*-электроны предвнешнего уровня (для элементов побочных подгрупп).

Таблица 3

Виды химической связи

Вид химической связи		Способ образования связи	Между атомами каких элементов образуется	Примеры веществ
Ковалентная	Неполярная	За счет общих электронных пар	Между атомами неметаллов с одинаковой электроотрицательностью, обычно между атомами	N_2 , Cl_2 , P_4

			одного и того же элемента-неметалла	
	Полярная		Между атомами двух разных элементов-неметаллов	HCl, SO ₂ , H ₂ O
Ионная		За счет электростатического притяжения образовавшихся разноименных ионов	Между атомами типичных металлов и неметаллов	KF, CaO, MgCl ₂
Металлическая		За счет электростатического притяжения положительных ионов и относительно свободных электронов – «электронного газа»	Между атомами металлов	Fe, Na, Cu

Среди ковалентных связей в соответствии с симметрией электронного облака принято выделять ***σ- и π- связи***. *σ-связи* образуются при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи, *π-связи* образуются при боковом перекрывании *p-электронных* облаков над- и под линией связи, причем *σ-связи* более прочные, чем *π-связи*.

Водородная связь – особый тип межмолекулярного (иногда – внутримолекулярного) взаимодействия, обусловленного электростатическим притяжением положительно заряженного атома водорода и отрицательно заряженного атома одного из наиболее электроотрицательных элементов – фтора, кислорода или азота. Например, жидкое состояние воды и спиртов при обычных условиях объясняется наличием прочных межмолекулярных водородных связей.

Твердые вещества чаще всего имеют ***кристаллическое строение***, характеризующееся правильным расположением частиц в определенных точках пространства. При соединении этих точек воображаемыми прямыми линиями образуется так называемая ***кристаллическая решетка***. Точки, в которых размещены частицы, называют узлами кристаллической решетки. В узлах кристаллической решетки могут находиться ионы, атомы или молекулы.

В зависимости от вида частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки и характера связи между ними, различают четыре типа кристаллических решеток: ***ионные, атомные, молекулярные и металлические***.

Ионную решетку образуют все вещества с ионным типом связи – соли, щелочи, бинарные соединения активных металлов с активными неметаллами (оксиды, галогениды, сульфиды), органические соли, алкоголяты, феноляты, соли аммония и аминов. Вещества с ионной кристаллической решеткой имеют, как правило, высокие температуры плавления, многие из них растворимы в воде, являются электролитами.

Атомная кристаллическая решетка характерна для: алмаза, графита, бора, кремния, германия, оксида кремния SiO₂ (кремнезем, кварц, речной песок), карбида кремния SiC (карборунд). Вещества с атомной кристаллической решеткой имеют высокие температуры плавления, нерастворимы в воде, не являются электролитами.

Металлическая решетка реализуется в кристаллах металлов и сплавов. В узлах решетки – атомы и катионы металла, при этом электроны металла обобществляются и образуют так называемый ***электронный газ***, который движется между узлами решетки, обеспечивая ее устойчивость. Металлы в силу своего строения электро- и теплопроводны, обладают высокой пластичностью, способны хорошо отражать свет, имеют характерный «металлический» блеск.

В узлах ***молекулярной решетки*** находятся молекулы, которые слабо удерживаются в узлах решетки с помощью непрочных межмолекулярных сил. Такую решетку имеют все

органические вещества (кроме солей), газы и жидкости, а также легкоплавкие и летучие твердые вещества, в молекулах которых ковалентные связи (полярные и неполярные).

Рассмотрим несколько примеров заданий.

Задание 12. *Какие из указанных веществ имеют ионную химическую связь?*

- 1) оксид кремния
- 2) бромид калия
- 3) магний
- 4) сероводород
- 5) нитрат натрия

Ионная связь образуется между атомами элементов, наиболее сильно различающихся по электроотрицательности. Сравнительно малой электроотрицательностью обладают атомы металлов, при образовании химической связи они превращаются в положительно заряженные ионы. Среди предложенных веществ ионы металлов содержатся в бромиде калия (2) и нитрате натрия (5). Ответ: 25.

Выполнение более сложного задания потребует провести тщательный анализ качественного состава вещества и применить знания о нескольких видах химической связи.

Задание 13. *Какие химические связи присутствуют в кристалле гидроксида бария?*

- 1) ковалентные неполярные
- 2) ковалентные полярные
- 3) металлические
- 4) ионные
- 5) водородные

В гидроксиде бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ два типа химических связей. Во-первых, между катионом бария Ba^{2+} и гидроксид-ионами OH^- действует ионная связь (вещество с ионной кристаллической решеткой). Кроме этого, в гидроксид-ионе между атомами кислорода и водорода присутствует ковалентная полярная связь. Ответ: 24.

Блок «Неорганическая химия»

Основные понятия: классификация и номенклатура неорганических веществ: вещества простые и сложные, оксиды, гидроксиды, кислоты, основания, соли, бинарные соединения, общие и специфические свойства неорганических веществ.

Приступать к повторению и систематизации элементов содержания этого блока следует с классификации неорганических веществ. Поэтому выполнение большинства заданий, проверяющих эти знания, начинают с определения классификационного признака веществ. Многие свойства вещества значительно зависят от его принадлежности к определенному классу / определенной группе неорганических веществ, однако следует учитывать и специфические свойства изученных веществ.

Краткий справочный материал Классификация неорганических веществ

Вещества могут состоять из атомов как одного, так и разных химических элементов. По этому признаку все вещества делятся на *простые и сложные*.

Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. Однако это деление условно, так как, помимо типичных металлов и неметаллов, есть большая группа простых веществ, обладающих промежуточными свойствами, их называют полуметаллами или металлоидами (например, германий, сурьма, теллур).

Сложные вещества, в свою очередь, подразделяются на несколько классов. Рассмотрим важнейшие из них.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 . Оксиды делят на две группы: солеобразующие и несолеобразующие

(безразличные). Среди солеобразующих выделяют основные, кислотные и амфотерные. Иногда среди оксидов выделяют группу двойных (солеобразных) оксидов.

Гидроксиды – дословно «гидратированные оксиды» (продукты взаимодействия оксидов с водой). Общая формула гидроксидов – $\text{ЭO}_n(\text{OH})_m$, например $\text{AlO}(\text{OH})$ – метагидроксид алюминия, $\text{Al}(\text{OH})_3$ – ортогидроксид алюминия.

Гидроксиды делятся на основные (основания), амфотерные и кислотные (кислородсодержащие кислоты).

Основания с точки зрения теории электролитической диссоциации – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы. По другой теории основание – частица, являющаяся акцептором протона. Сильные основания, образованные щелочными и щелочноземельными металлами, называются *щелочи*. К *основаниям* относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также гидроксиды магния, меди(II), хрома(II), марганца(II) и железа(II).

Амфотерными являются гидроксиды бериллия, цинка, алюминия, свинца(II), олова(II) и олова(IV), хрома(III), железа(III) и некоторые другие.

Гидроксиды, образованные неметаллами и металлами в высоких степенях окисления (+V и выше), являются *кислотами*. Так, к кислотам относятся гидроксиды хрома и марганца в высших степенях окисления: HMnO_4 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Кислоты – это сложные вещества, при электролитической диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотных остатков. В соответствии с другим определением кислота – это частица, являющаяся донором протона. Кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие (последние можно рассматривать как гидроксиды, проявляющие кислотные свойства). Различают также кислоты сильные (серная, азотная, хлорная, хлорноватая, марганцевая) и слабые (азотистая, угольная, сероводородная и др.). Кислоты можно классифицировать и по числу атомов водорода в молекуле (одноосновные, двухосновные и т.д.).

Соли – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Соли можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или гидроксильных групп в молекуле основания на кислотный остаток.

Средние соли образуются при *полном замещении* атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$).

При неполной нейтрализации кислоты основанием образуются *кислые соли*, содержащие в кислотном остатке атомы водорода ($\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$).

Основные соли образуются в результате неполного замещения гидроксильных групп в молекуле основания на кислотные остатки ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$).

Усвоение знаний о классификации веществ проверяется посредством выполнения заданий различного формата и уровня сложности.

Задание 14. Выберите формулы трех амфотерных оксидов и запишите соответствующие им номера в поле ответа.

- 1) BeO 2) SeO_3 3) Cr_2O_3 4) Rb_2O 5) CO 6) Al_2O_3

Определим группу, к которой относится каждый из приведенных в задании оксидов.

BeO – амфотерный оксид (в отличие от других элементов IIА группы, бериллий образует амфотерный оксид).

SeO_3 – оксид селена(VI) является кислотным оксидом, ему соответствует гидроксид с кислотными свойствами – селеновая кислота,

Cr_2O_3 – оксид хрома(III) является амфотерным оксидом, важным признаком является валентность хрома (вспомним, что оксид хрома(II) основной, а оксид хрома(VI) – кислотный).

Rb_2O – оксид рубидия, как и оксиды всех щелочных металлов, является основным (этим оксидам соответствуют сильные основания (щелочи), в частности $RbOH$).

CO – оксид углерода(II), или угарный газ, относится к несолеобразующим (безразличным) оксидам.

Al_2O_3 – оксид алюминия – один из наиболее распространенных амфотерных оксидов.

Ответ: 136.

Задание 15. Определите, к какому(-ой) классу/группе неорганических веществ относятся соединения, формулы которых приведены в таблице. Принадлежность каждого из этих соединений к соответствующему классу обозначьте в таблице знаком «х».

№	Класс/группа	Оксиды	Основания	Амфотерные гидроксиды	Кислоты	Соли
	Соединение					
1	H_2S					
2	$K_2Cr_2O_7$					
3	Cl_2O_7					
4	$Ba(OH)_2$					
5	$Al(OH)_3$					

Задание 16. Установите соответствие между веществом и классом, к которому это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВЕЩЕСТВО

А) HNO_3

Б) $Ca_3(PO_4)_2$

В) $NaHSe$

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

1) средние соли

2) кислоты

3) амфотерные оксиды

4) кислые соли

При выполнении задания анализируем качественный состав веществ и обращаем внимание на признаки каждого класса. HNO_3 – кислота азотная, в состав вещества входят ионы водорода и анионы кислотного остатка. $Ca_3(PO_4)_2$ – соль средняя, в состав входят только катионы кальция и анионы кислотного остатка. $NaHSe$ – соль кислая, в состав входят катионы металла, а кислотный остаток содержит ионы водорода. Ответ: 214.

Краткий справочный материал

Химические свойства представителей важнейших классов неорганических веществ

Каждое из веществ обладает как общими свойствами, характерными для представителей соответствующего класса неорганических соединений, так и присущими только ему специфическими свойствами. В предложенной ниже таблице представлены свойства неорганических веществ с точки зрения их принадлежности к генетическому ряду типичного металла или типичного неметалла. Подобную таблицу используют для обобщения знаний по свойствам веществ важнейших классов уже в начале изучения курса химии в основной школе. Но она может быть полезна и на этапе повторения знаний по неорганической химии, что особенно важно для коррекции в пробелах знаний обучающихся.

Таблица 4

Общие химические свойства неорганических веществ

Класс/группа веществ	Неметалл	Кислотный оксид	Кислота	Соль	Вода
Металл	<i>Соль (оксид, гидрид)</i>		<i>Соль + H₂</i>	<i>Соль + менее активный металл</i>	<i>Щелочь или оксид + H₂</i>
Основной оксид		<i>Соль</i>	<i>Соль + вода</i>		<i>Щелочь</i>
Щелочь		<i>Соль + вода</i>	<i>Соль + вода</i>	<i>Соль + нераств. основание</i>	<i>Диссоциация</i>
Нерастворимое основание			<i>Соль + вода</i>		
Соль			<i>Другая соль + слабая кислота</i>	<i>Другая соль + другая соль (нераств.)</i>	<i>Гидролиз</i>
Вода		<i>Кислота растворимая</i>	<i>Диссоциация</i>	<i>Гидролиз</i>	

Необходимо также учесть и специфические свойства веществ, о которых не приведена информация в этой таблице.

Таблица 5

Специфические свойства веществ, принадлежащих к различным классам

Класс веществ	Характер взаимодействия (специфические свойства)
Металлы	<ul style="list-style-type: none"> Щелочные металлы (кроме Li), а также барий, при сгорании на воздухе, образуют пероксиды и соединения с еще большим содержанием кислорода; продуктом окисления железа кислородом воздуха является железная окалина Fe₃O₄, представляющая собой смесь оксида железа(II) и оксида железа(III) – FeO · Fe₂O₃; некоторые металлы (Al, Zn), образующие амфотерные соединения, способны реагировать с растворами щелочей, при этом образуется комплексное соединение и выделяется водород: $2Al + 2KOH + 6H_2O = 2K[Al(OH)_4] + 3H_2$ При сплавлении этих металлов со щелочами образуется средняя соль и водород: $Zn + 2NaOH_{(тв.)} = Na_2ZnO_2 + H_2$
Неметаллы	<ul style="list-style-type: none"> Хлор, бром и иод не реагируют с кислородом; более активные галогены вытесняют менее активные галогены из растворов их солей; сера, углерод, фосфор реагируют с концентрированной серной и азотной кислотами
Оксиды	<ul style="list-style-type: none"> Кислотные и амфотерные оксиды при сплавлении вытесняют более летучие кислотные оксиды из их солей: $Al_2O_3 + K_2CO_3 \xrightarrow{t^o} 2KAlO_2 + CO_2;$

	<ul style="list-style-type: none"> некоторые из основных оксидов могут восстанавливаться под действием восстановителей или разлагаться при нагревании: $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeO} + \text{CO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + \text{CO}_2$ $4\text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2;$ некоторые из кислотных оксидов могут разлагаться при нагревании, а также вступать в окислительно-восстановительные реакции, проявляя как окислительные, так и восстановительные свойства: $2\text{SO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{N}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2$
Основания	<ul style="list-style-type: none"> Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O};$ гидроксид серебра и гидроксид ртути(II) разлагаются уже при комнатной температуре; щелочи могут взаимодействовать с некоторыми металлами и неметаллами: $2\text{Al} + 6\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{S} + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Кислоты	<ul style="list-style-type: none"> Некоторые кислоты могут разлагаться при нагревании, например: $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ кислоты могут участвовать не только в кислотно-основных, но и в окислительно-восстановительных реакциях. Кислоты, содержащие элемент в низшей степени окисления, могут проявлять восстановительные свойства. Напротив, кислоты, содержащие элемент в высшей степени окисления, могут проявлять окислительные свойства: $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = \text{S} + 2\text{HBr}$ $4\text{HBr} + \text{MnO}_2 = \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3 + \text{C} = 4\text{NO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ концентрированные серная и азотная кислоты являются довольно сильными окислителями, особенно при нагревании. Так, они окисляют бромид-, иодид-ионы, некоторые простые вещества (серу, уголь) и др.: $8\text{KI} + 9\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ} 8\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

	$2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$ $5\text{HNO}_3 + \text{P} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 5\text{NO}_2;$ <ul style="list-style-type: none"> • концентрированные серная и азотная кислоты могут окислять некоторые малоактивные металлы, стоящие в ряду активности после водорода (Cu, Hg, Ag). При взаимодействии с металлами водород обычно не выделяется: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^\circ} 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O};$ • концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют некоторые металлы (Al, Fe, Cr и др.), т.е. не реагируют с ними «на холоду»; • азотная кислота (даже разбавленная) растворяет многие малоактивные металлы (медь, серебро, ртуть). Поскольку азотная кислота, даже разбавленная, является окислителем за счет азота(V), то продуктом ее восстановления являются различные соединения азота: NO₂, NO, N₂O, N₂, NH₄⁺
Амфотерные гидроксиды	<ul style="list-style-type: none"> • Реагируют как с кислотами, так и с основаниями
Соли	<p>Все <i>нитраты</i> разлагаются при нагревании:</p> <ul style="list-style-type: none"> • при разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности металлов до магния (кроме нитрата лития) образуется нитрит металла, и выделяется кислород: $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2;$ • при разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности от магния до меди, а также нитрата лития образуется оксид металла, оксид азота (IV) и кислород. $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2;$ • при разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности после меди, образуется металл, оксид азота (IV) и кислород: $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ <p><i>Карбонаты</i> металлов:</p> <ul style="list-style-type: none"> • карбонаты натрия, калия, рубидия и цезия при нагревании не разлагаются; • остальные карбонаты разлагаются на соответствующий оксид металла и углекислый газ: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2;$ • карбонаты серебра и ртути разлагаются до свободных металлов: $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2$ • <i>Соли аммония</i> (кроме нитрата и нитрита) при нагревании разлагаются на аммиак и соответствующую кислоту или продукты ее разложения: $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3 + \text{HCl}$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

	<ul style="list-style-type: none"> Соли могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях. Одни соли проявляют сильные восстановительные свойства, другие – окислительные. Сильными восстановителями являются SnCl_2, CrCl_2, FeCl_2, CuCl, K_2S, K_2SO_3 и др. Окислительные свойства проявляют KMnO_4, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KNO_3, KClO_3 и др.: $5\text{KClO}_3 + 6\text{P} = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}$ $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} \xrightarrow{t^\circ} 3\text{FeCl}_2$ $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2$ $2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 6\text{HCl} = 6\text{KCl} + 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$ Кислые соли под действием оснований переходят в средние соли. Ниже приведено уравнение реакции с участием кислой соли: $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
--	---

Задание 17. Оксид железа(II) реагирует с каждым из веществ:

- 1) водородом и серной кислотой
- 2) гидроксидом калия и углекислым газом
- 3) оксидом бария и азотом
- 4) азотом и водородом
- 5) водородом и кислородом

Оксид железа(II) относится к основным оксидам, поэтому должен взаимодействовать с кислотами, некоторыми кислотными и амфотерными оксидами. Кроме того, он должен вступать в окислительно-восстановительные реакции: восстанавливаться сильными восстановителями до металлического железа или окисляться до соединений железа(III). Этим свойствам удовлетворяют вещества в вариантах ответов 1 и 5: водород восстанавливает оксид железа(II) до металлического железа, а серная кислота и кислород окисляют железо до степени окисления +3.

Задание 18. Как оксид алюминия, так и оксид калия реагирует с

- 1) водой
- 2) соляной кислотой
- 3) водородом
- 4) гидроксидом калия
- 5) оксидом фосфора(V)

Оксид алюминия относится к амфотерным оксидам, оксид натрия – к основным. Амфотерные и основные оксиды реагируют с веществами, имеющими кислотный характер, – кислотами и кислотными оксидами. Этим условиям удовлетворяют варианты ответов 2 и 5: соляная кислота и кислотный оксид фосфора(V).

Задание 19. Определите с какими веществами взаимодействуют указанные оксиды. Поставьте знак «х» в соответствующей ячейке таблицы.

А)

№	Оксид	Al_2O_3	K_2O	P_2O_5	FeO	CO	MgO
	Вещество						
1	O_2						
2	H_2						

№	Оксид	Al ₂ O ₃	K ₂ O	P ₂ O ₅	FeO	CO	MgO
	Вещество						
3	H ₂ O						
4	HCl						
5	KOH						

Подобные задания можно применять и для проверки знаний химических свойств кислот и оснований.

Задание 20. Определите с какими веществами взаимодействуют указанные кислоты. Поставьте знак «х» в соответствующие графы таблицы.

№	Кислота	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃
	Вещество			
1	O ₂			
2	Zn			
3	Cu			
4	Fe ₂ O ₃			
5	Cu(OH) ₂			
6	BaBr ₂			

Задание 21. Определите с какими веществами взаимодействуют указанные гидроксиды. Поставьте знак «х» в соответствующие графы таблицы.

№	Гидроксид	Al(OH) ₃	NaOH	Fe(OH) ₂	Ca(OH) ₂	Cu(OH) ₂
	Вещество					
1	H ₂					
2	HCl					
3	KOH					
4	Na ₂ O					
5	SO ₃					
6	CuCl ₂					

Задания на установление соответствия между двумя множествами будут более трудными для учащихся, но их успешное выполнение позволит сделать вывод о системном характере полученных знаний.

Задание 22. Установите соответствие между веществом и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать: к каждой позиции, данной в первом столбце, подберите соответствующую позицию из второго столбца.

ВЕЩЕСТВО

- А) Cu
- Б) Al(OH)₃
- В) ZnCl₂
- Г) Cu(NO₃)₂

РЕАГЕНТЫ

- 1) O₂, Br₂, HNO₃
- 2) CH₃COOH, KOH, FeS
- 3) NaOH, Mg, Ba(OH)₂
- 4) BaCl₂, Pb(NO₃)₂, S
- 5) HCl, LiOH, H₂SO₄

Выполнение задания надо начинать с классификации вещества, для которого необходимо подобрать реагенты. Так, медь является неактивным металлом, поэтому будет взаимодействовать только с сильными окислителями. Эти окислители присутствуют в ответе 1: кислород, бром, азотная кислота. Гидроксид алюминия как амфотерный гидроксид

взаимодействует с кислотами и щелочами. Такие вещества присутствуют в ответе 5: соляная кислота, гидроксид лития, серная кислота. Хлорид цинка является растворимой солью, следовательно, для него характерны реакции ионного обмена, например со щелочами (NaOH и Ba(OH)₂ в ответе 3), так как в результате образуется нерастворимый гидроксид цинка. А магний как более активный металл вытеснит цинк из соли – ответ 3. Нитрат меди тоже является растворимой солью и может реагировать с теми же веществами, что и хлорид цинка, – также ответ 3. Ответ: 1533.

Задание 23. Установите соответствие между исходным(и) веществом(-ами), вступающим(и) в реакцию, и продуктами, которые образуются в результате реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ИСХОДНЫЕ(-ОЕ) ВЕЩЕСТВА(-О)	ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ
А) Cu ₂ O и HNO ₃ (конц.)	1) N ₂ и H ₂ O
Б) Cu и HNO ₃ (конц.)	2) Cu(NO ₃) ₂ и H ₂ O
В) Cu(OH) ₂ и HNO ₃ (конц.)	3) NH ₃ и HNO ₂
Г) NH ₄ NO ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$	4) NH ₃ , NO и H ₂ O
	5) Cu(NO ₃) ₂ и H ₂
	6) Cu(NO ₃) ₂ , NO ₂ и H ₂ O

При выполнении этого задания учащимся необходимо самостоятельно определить продукты реакций (целесообразно записать уравнения реакций), протекающих между указанными веществами. И лишь затем выбрать те ответы, которые совпадают с написанными уравнениями. Между Cu₂O и HNO₃ (конц.) протекает окислительно-восстановительная реакция, медь окисляется до степени окисления +2, а азот из степени окисления +5 в азотной кислоте восстанавливается до степени окисления +4. Уравнение реакции: Cu₂O + 6HNO₃ (конц.) = 2Cu(NO₃)₂ + 2NO₂ + 3H₂O.

Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой также является окислительно-восстановительной реакцией и протекает с образованием тех же продуктов реакции: Cu + 4HNO₃ (конц.) = Cu(NO₃)₂ + 2NO₂ + 2H₂O. Уравнения реакций различаются коэффициентами, но в данном задании коэффициенты не рассматриваются.

При взаимодействии основания Cu(OH)₂ с кислотой HNO₃ (пусть даже конц.) протекает реакция нейтрализации с образованием соли и воды (Cu(NO₃)₂ и H₂O).

Разложение нитрита аммония также является окислительно-восстановительным процессом, в результате образуется азот и вода (N₂ и H₂O).

Теперь можно записать ответ: 6621.

Блок «Органическая химия»

Основные понятия: классы органических веществ, гибридизация атома углерода, кратность связи, σ- и π-связи, общие формулы, характеристика класса органических веществ, качественные реакции органических веществ.

Краткий справочный материал

В процессе систематизации, обобщения и повторения важнейших понятий и теорий органической химии надо обратить внимание обучающихся на четко выраженную связь состава, строения, свойств и применения органических веществ. Именно эта логическая связь должна служить планом для систематизации знаний о каждом классе органических веществ. План может выглядеть следующим образом.

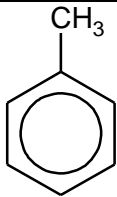
1. Класс, общая формула класса.

2. Особенности строения молекул веществ.
3. Гомологический ряд, номенклатура веществ.
4. Типы изомерии.
5. Физические свойства важнейших веществ.
6. Химические свойства веществ.
7. Способы получения веществ.
8. Области применения важнейших веществ.

По мере повторения теоретического материала целесообразно будет составлять обобщающие таблицы, позволяющие проводить сравнение классов веществ или фиксировать особенные свойства веществ. Например, удобными для обобщения знаний обучающихся будут следующие таблицы.

Таблица 6

Общие формулы органических соединений различных классов

Общая формула	Класс органических соединений	Примеры соединений
C_nH_{2n+2}	Алканы	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ бутан
C_nH_{2n}	Алкены	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ бутен-1
	Циклоалканы	$\begin{array}{c} H_2C-CH_2 \\ \quad \\ H_2C-CH_2 \end{array}$ циклобутан
C_nH_{2n-2}	Алкины	$CH\equiv C-CH_2-CH_3$ бутин-1
	Алкадиены	$CH_2=CH-CH=CH_2$ бутадиен-1,3
C_nH_{2n-6}	Ароматические Углеводороды (арены)	 толуол
$C_nH_{2n+2}O$	Предельные одноатомные спирты	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ бутанол-1
	Простые эфиры	$CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$ диэтиловый эфир
$C_nH_{2n+2}O_2$ или $C_nH_{2n}(OH)_2$	Двухатомные спирты	$\begin{array}{c} CH_2-CH-CH_2-CH_3 \\ \quad \\ OH \quad OH \end{array}$ бутандиол-1,2
$C_nH_{2n+2}O_3$ или $C_nH_{2n-1}(OH)_3$	Трехатомные спирты	$\begin{array}{c} CH_2-CH-CH-CH_3 \\ \quad \quad \\ OH \quad OH \quad OH \end{array}$ бутантриол-1,2,3

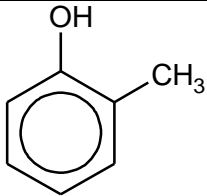
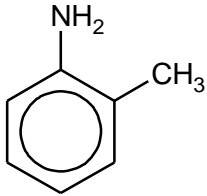
$C_nH_{2n-6}O$ или $C_nH_{2n-7}(OH)$	Фенолы	 2-метилфенол
$C_nH_{2n}O$	Альдегиды	$CH_3-CH_2-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$ бутаналь
	Кетоны	$CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix} -CH_2-CH_3$ бутанон
$C_nH_{2n}O_2$	Карбоновые кислоты	$CH_3-CH_2-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$ бутановая кислота
	Сложные эфиры	$CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-CH_2-CH_3 \end{matrix}$ этиловый эфир уксусной кислоты, этилацетат
$C_nH_{2n+3}N$	Первичные, вторичные и третичные амины	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ бутиламин (первичный амин); $CH_3-CH_2-NH-CH_2-CH_3$ диэтиламин (вторичный амин); $CH_3-CH_2-\overset{\overset{CH_3}{ }}{N}-CH_3$ диметилэтиламин (третичный амин)
$C_nH_{2n-5}N$ или $C_nH_{2n-7}NH_2$	Ароматические амины	 2-метиланилин
$C_nH_{2m}O_m$ или $C_n(H_2O)_m$	Углеводы	$CH_2-CH-CH-CH-CH-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$ $\begin{matrix} & & & & \\ OH & OH & OH & OH & OH \end{matrix}$ глюкоза

Таблица 7

Качественные реакции органических соединений

Класс	Реактив	Признаки реакции
Алкены,	Br_2 (водн.)	Обесцвечивание раствора

Алкадиены	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}_2\text{O})$	↓ Образование бурого осадка, исчезновение розовой окраски раствора
Алкины	Br_2 (водн.)	Обесцвечивание раствора
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}_2\text{O})$	↓ Образование бурого осадка, исчезновение розовой окраски раствора
Алкины, содержащие концевую тройную связь	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	↓ Образование осадка
Гомологи бензола	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
Одноатомные спирты	Na	↑ Выделение газа
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
Многоатомные спирты	Na	↑ Выделение газа
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Растворение осадка, образование ярко-синего раствора
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
Фенолы	Na	↑ Выделение газа
	Br_2 (водн.)	↓ Образование белого осадка
	FeCl_3	Фиолетовое окрашивание
Альдегиды	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	↓ Образование серебра (реакция «серебряного зеркала»)
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	↓ Образование кирпично-красного осадка
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
Карбоновые кислоты	Na	↑ Выделение газа
	Na_2CO_3	↑ Выделение газа
Муравьиная кислота (особые свойства)	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	↓ Образование серебра (реакция «серебряного зеркала»)
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	↓ Образование кирпично-красного осадка
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
Анилин	Br_2 (водн.)	↓ Образование белого осадка
Глюкоза	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	↓ Образование серебра (реакция «серебряного зеркала»)
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ без нагревания	Растворение осадка, образование ярко-синего раствора
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании	↓ Образование кирпично-красного осадка
	$\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$	Обесцвечивание раствора
	Br_2 (водн.)	Обесцвечивание раствора
Крахмал	I_2	Синее окрашивание
Белки	HNO_3	Желтое окрашивание (ксантопротеиновая реакция)
	$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{NaOH}$	Фиолетовое окрашивание (биуретовая реакция)

Как уже неоднократно отмечалось выше, проверить усвоение теоретического материала можно с использованием заданий различной формы.

Желательно при выполнении приведенных ниже заданий требовать от обучающихся комментировать процесс их выполнения. Это позволит с большей степенью объективности выявить пробелы в их знаниях. Рассмотрим некоторые задания.

Задание 24. Установите соответствие между общей формулой класса органических веществ и названием вещества – представителя этого класса: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ОБЩАЯ ФОРМУЛА	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА
А) $C_nH_{2n+2}O_2$	1) глицерин
Б) $C_nH_{2n}O_2$	2) пропанол-2
В) $C_nH_{2n+2}O$	3) этиленгликоль
	4) муравьиная кислота

Пользуясь данными приведенной выше таблицы, видим, что общая формула $C_nH_{2n+2}O_2$ соответствует классу двухатомных спиртов. Среди веществ есть этиленгликоль, который и является двухатомным спиртом. Формула $C_nH_{2n}O_2$ соответствует классам карбоновых кислот и сложных эфиров. Среди веществ в условии присутствует карбоновая кислота – муравьиная кислота. Формула $C_nH_{2n+2}O$ соответствует классам предельных одноатомных спиртов и простых эфиров. В условии задания есть предельный одноатомный спирт – пропанол-2. Ответ: 342.

Задание 25. Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует метиламин.

- 1) пропан
- 2) хлорметан
- 3) водород
- 4) гидроксид натрия
- 5) соляная кислота

Вначале вспомним, что амины проявляют свойства оснований, то есть для них характерны реакции с кислотами. Среди вариантов ответа присутствует соляная кислота (5). Метиламин является первичным амином, а значит, способен реагировать с галогеналканами и превращаться во вторичный амин. В ответах есть хлорметан, с которым возможна такая реакция (2). Ответ: 25.

Задание 26. Установите соответствие между двумя вещества и реагентом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТ
А) пропанол-1 и пропанон	1) натрий
Б) метиламин (водный р-р) и метанол (водный р-р)	2) гидроксид натрия
В) бутин-1 и бутин-2	3) гидроксид меди(II)
Г) пропанол и глицерин	4) $[Ag(NH_3)_2]OH$
	5) фенолфталеин

Чтобы различить вещества химическим способом, надо выявить различия в свойствах этих веществ. Но прежде всего надо определить принадлежность каждого из веществ к определенному классу, так как вещество будет обладать свойствами, присущими своему классу.

А) Отличить кетон – пропанон от спирта – пропанола-1 можно при помощи металлического натрия. Спирты реагируют с натрием с выделением водорода.

Б) Среда водного раствора спирта – метанола нейтральная. Метиламин хорошо растворим в воде, среда его раствора щелочная, поскольку амины проявляют основные свойства. Фенолфталеин в водном растворе метиламина окрашивается в малиновый цвет.

В) Эти вещества принадлежат к одному классу, но различаются строением молекулы. Бутин-1, в отличие от бутин-2, содержит концевую тройную связь и может реагировать с аммиачным раствором оксида серебра с образованием осадка.

Г) И пропанол, и глицерин – спирты. Однако глицерин, в отличие от пропанола, является многоатомным спиртом. Качественной реакцией многоатомных спиртов является взаимодействие с гидроксидом меди(II), при этом образуется раствор ярко-синего цвета.

Ответ: 1543.

Блок «Химическая реакция»

Основные понятия: реакции соединения, реакции разложения, реакции обмена, реакции замещения, каталитические реакции, реакции обратимые и практически необратимые, экзо- и эндотермические реакции; скорость химической реакции, гомогенные и гетерогенные реакции, химическое равновесие, смещение равновесия, катализатор, ингибитор.

Краткий справочный материал

Для обобщения знаний о классификации химических реакций можно предложить составить обобщающую таблицу. При этом важно обратить внимание обучающихся, что одна и та же химическая реакция может относиться к разным группам реакций в зависимости от принципа ее классификации.

Таблица 8

Классификация химических реакций

Принцип классификации	Типы химических реакций
По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции	<ul style="list-style-type: none"> • Реакции соединения; • реакции разложения; • реакции замещения; • реакции обмена; • реакция нейтрализации реакция между кислотой и основанием (частный случай реакции обмена)
По тепловому эффекту	<ul style="list-style-type: none"> • Реакции экзотермические (сопровождающиеся выделением теплоты); • реакции эндотермические (сопровождающиеся поглощением теплоты)
По изменению степеней окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ	<ul style="list-style-type: none"> • Реакции окислительно-восстановительные; • реакции, протекающие без изменения степеней окисления;
По признаку обратимости	<ul style="list-style-type: none"> • Реакции обратимые; • реакции необратимые
По использованию катализатора	<ul style="list-style-type: none"> • Реакции каталитические; • реакции некаталитические
По наличию границы раздела фаз	<ul style="list-style-type: none"> • Реакции гомогенные; • реакции гетерогенные

Приведем примеры конкретных заданий различной формы.

Задание 27. *Определите тип каждой из химических реакций, схемы которых приведены в таблице. Поставьте знак «х» в соответствующую графу таблицы.*

А)

№	Тип реакции				
	Схема реакции	Соединения	Разложения	Замещения	Обмена
1	$\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$				

№	Тип реакции				
	Схема реакции	Соединения	Разложения	Замещения	Обмена
2	$\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$				
3	$\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{S}$				
4	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$				
5	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$				

Задания в тестовой форме чаще применяются на этапе подготовки к ЕГЭ. Их выполнение надо сопровождать комментариями с привлечением теоретического материала.

Задание 28. *Взаимодействие растворов гидроксида кальция и соляной кислоты относится к реакциям*

- 1) соединения
- 2) обмена
- 3) замещения
- 4) гомогенным
- 5) окислительно-восстановительным

Проанализировав условие задания, можно сделать заключение, что в реакции участвуют два сложных вещества в виде водных растворов, то есть границы раздела фаз не видно. Значит, реакция гомогенная. Если составить уравнение реакции (весьма целесообразно в таких заданиях): $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, то становится очевидно, что это реакция обмена. Ответ: 24.

Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие.

Скорость химической реакции есть число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности (для гетерогенных реакций). В соответствии с более простым определением скорость гомогенной химической реакции есть изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \frac{|\Delta C|}{\Delta t}, \text{ размерность } \left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right].$$

На скорость химической реакции влияют различные факторы. Этот теоретический материал можно обобщить в виде таблицы.

Таблица 9

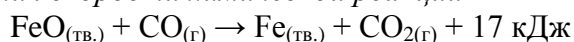
Влияние факторов на скорость химической реакции

Факторы	Влияние
Природа реагирующих веществ	Под природой понимается химическая активность веществ. Активные вещества вступают в реакции с большей скоростью
Концентрация реагентов	Увеличение концентрации реагентов приводит к увеличению скорости реакции (закон действующих масс Гульдберга и Вааге)
Давление в системе	Для реакций, протекающих в газовой фазе: чем выше давление в системе, тем больше скорость реакции
Площадь соприкосновения реагентов	В случае гетерогенных процессов: чем сильнее измельчены вещества, тем больше площадь их соприкосновения и выше скорость реакции
Температура	Чем выше температура, тем больше скорость химических реакций. При нагревании на каждые 10° скорость большинства химических реакций возрастает в среднем в 2–4 раза (правило Вант-Гоффа)
Наличие катализатора или ингибитора	Катализатор – вещество, ускоряющее химическую реакцию, но остающееся неизменным после окончания реакции. Ингибитор – вещество, замедляющее реакцию

Химические реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением реагирующих веществ, называются *необратимыми*. Большинство реакций являются обратимыми. *Обратимыми* называются реакции, которые могут протекать в двух взаимно противоположных направлениях.

В системе, в которой осуществляется обратимый процесс, может установиться *химическое равновесие*. Под химическим равновесием подразумевают такое состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной. Химическое равновесие динамическое: его можно смещать как в одну, так и в другую сторону. Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону, ослабляющую это воздействие (принцип Ле Шателье). Так, увеличение концентрации какого-либо вещества смещает равновесие в сторону его расходования. Увеличение давления приводит к смещению равновесия в сторону уменьшения объема. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции. Катализатор, ускоряя как прямую, так и обратную реакции, не влияет на состояние равновесия.

Задание 29. Для увеличения скорости химической реакции

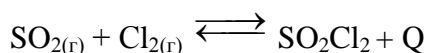


необходимо

- 1) увеличить концентрацию CO_2
- 2) уменьшить концентрацию CO_2
- 3) уменьшить температуру
- 4) увеличить степень измельчения FeO
- 5) увеличить давление

В условии задания представлена гетерогенная реакция, протекающая с участием твердого и газообразного веществ. Скорость подобных реакций зависит от температуры, концентрации газа, давления в системе и степени измельчения твердого вещества (площади соприкосновения реагентов). Из перечисленных факторов в вариантах ответа присутствуют следующие: увеличить степень измельчения твердого реагента (FeO) и увеличить давление в системе (газ CO). Ответ: 45.

Задание 30. Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ	НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ
А) понижение давления	1) в сторону продуктов реакции
Б) добавление катализатора	2) в сторону исходных веществ
В) понижение температуры	3) практически не смещается
Г) уменьшение концентрации хлора	

Проанализируем процесс, предложенный в условии задания. Взаимодействие сернистого газа с хлором – экзотермическая, гомогенная реакция, протекающая в газовой фазе с уменьшением объема (слева 2 моль газов, справа только 1 моль). Обсудим теперь действие каждого фактора. Снижение давления приведет к смещению равновесия в сторону увеличения объема, т.е. в сторону исходных веществ (2). Добавление катализатора, как известно, не влияет на состояние равновесия (3). Уменьшение температуры сместит равновесие в сторону экзотермического процесса – в сторону продуктов реакции (1). Уменьшение концентрации

хлора вызовет смещение равновесия в сторону его образования, т.е. в сторону исходных веществ (2). Ответ: 2312.

Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции

Основные понятия: количество вещества, молярная масса, молярный объем, массовая доля вещества в растворе, объемные отношения газов, тепловой эффект реакции.

Краткий справочный материал

Приступая к решению любой расчетной задачи, надо прежде всего внимательно проанализировать условие задачи. Можно сформулировать при этом несколько вопросов:

- идет ли речь в условии задания о химических процессах;
- если идет, то как происходит взаимодействие: какие вещества вступают в реакцию, какие образуются, есть ли различные варианты протекания реакции (в зависимости от избытка реагентов, от концентрации реагента);
- какие физические величины даны в условии задачи, к каким веществам они относятся;
- какую физическую величину требуется найти, как она связана с известными величинами?

В качестве справочного материала приведем следующую таблицу.

Таблица 10

Некоторые физические величины и формулы для их вычисления

Физическая величина		Размерность физической величины	Формулы для вычисления
название	обозначение		
Масса	m	г, 1 мг = 10^{-3} г, 1 кг = 10^3 г	$m = n \cdot M$ $m_{(\text{вещ.})} = m_{(\text{р-ра})} \cdot \omega$ $m_{(\text{р-ра})} = V_{(\text{р-ра})} \cdot \rho$
Объем	V	1 л = 1 дм^3 , 1 мл = $1 \text{ см}^3 = 10^{-3}$ л, 1 м ³ = 10^3 л = 10^6 мл	$V_{(\text{р-ра})} = \frac{m_{(\text{р-ра})}}{\rho}$ $V_{(\text{р-ра})} = \frac{m_{(\text{вещ.})}}{\omega}$ $V_{(\text{газа})} = n \cdot V_m$
Количество вещества	n	моль, 1 ммоль = 10^{-3} моль, 1 кмоль = 10^3 моль	$n = \frac{m}{M}$ $n_{(\text{газа})} = \frac{V}{V_m}$
Массовая доля а) элемента в соединении б) вещества в растворе (смеси)	ω	Величина безразмерная или %	а) $\omega(\text{Э}) = \frac{A(\text{Э}) \cdot n}{M}$, где $A(\text{Э})$ – атомная масса элемента, n – число атомов элемента в соединении. б) $\omega_{(\text{вещ.})} = \frac{m_{(\text{вещ.})}}{m_{(\text{р-ра})}}$
Плотность	ρ	г/мл, 1 кг/м ³ = 10^3 г/мл	$\rho_{(\text{р-ра})} = \frac{m_{(\text{р-ра})}}{V_{(\text{р-ра})}}$ $\rho_{(\text{газа})} = \frac{M}{V_m}$

Относительная плотность газа А по газу В	$D_{B(A)}$	Величина безразмерная	$D_{B(A)} = \frac{M(A)}{M(B)}$ M(воздуха) = 29 г/моль
Молярная масса	M	г/моль	
Молярный объем	V_m	л/моль	22,4 л/моль

Рассмотрим некоторые задачи базового уровня сложности, аналогичные тем, которые включаются в часть 1 экзаменационной работы.

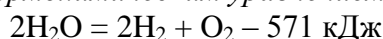
Задача 1. Определите массовую долю соли в растворе, полученном при добавлении 5 г хлорида калия к 150 г 10%-ного раствора этой соли (запишите число с точностью до десятых).

<p>Дано: $m_{(р-ра)} = 150 \text{ г}$ $\omega_1 = 0,1$ $m_{(вещ. доб.)} = 5 \text{ г}$ Найти: $\omega_2 = ?$</p>	<p>Решение: Важно помнить, что при добавлении вещества к уже имеющемуся раствору этого же вещества происходит увеличение массы как самого вещества в растворе, так и массы раствора. 1) Определяем массу полученного раствора: $m_{(р-ра 2)} = 150 \text{ г} + 5 \text{ г} = 155 \text{ г}$ 2) Определяем массу вещества в исходном растворе: $m_{(вещ. 1)} = 0,1 \cdot 150 \text{ г} = 15 \text{ г}$ 3) Определяем массу вещества в полученном растворе: $m_{(вещ. 2)} = 15 \text{ г} + 5 \text{ г} = 20 \text{ г}$ 4) Находим массовую долю вещества в конечном растворе: $\omega_2 = 20 / 155 = 0,129$, или 12,9%. Ответ: обращаем внимание на требуемую точность записи числа – 12,9%</p>
---	---

Задача 2. Какой объем азота выделится при полном сгорании 80 л аммиака? Объемы газов измерены при одинаковых условиях (запишите число с точностью до целых).

<p>Дано: $V(\text{NH}_3) = 80 \text{ л}$ Найти: $V(\text{N}_2) = ?$</p>	<p>Решение: 1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты: $2\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$ И аммиак, и азот при нормальных условиях являются газами. Известно, что газы взаимодействуют в объемах, пропорциональных их коэффициентам в уравнении реакции. 2) По уравнению реакции соотношение количества вещества аммиака и азота равно 2 : 1. Это соотношение равно объемному отношению этих веществ: $V(\text{NH}_3) : V(\text{N}_2) = 2 : 1$ Из полученной пропорции находим $V(\text{N}_2)$: $V(\text{N}_2) = 0,5V(\text{NH}_3)$ $V(\text{N}_2) = 0,5 \cdot 80 \text{ л} = 40 \text{ л}$ Ответ: обращаем внимание на требуемую точность записи числа – 40 л</p>
--	---

Задача 3. В соответствии с термохимическим уравнением реакции



рассчитайте количество теплоты, поглощённой при образовании 2,24 л водорода (н.у.) (запишите число с точностью до сотых).

<p>Дано: $V(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л}$</p> <p>Найти: $Q - ?$</p>	<p>Решение:</p> <p>1) Уравнение реакции уже записано в условии задания. Подчеркнем в нем интересующие нас вещества и величины:</p> $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 2\underline{\text{H}_{2(\text{r})}} + \underline{\text{O}_{2(\text{r})}} - \underline{571 \text{ кДж}}$ <p>2) Определим количество вещества водорода: $n(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль}$</p> <p>3) По уравнению на получение 2 моль водорода затрачивается 571 кДж теплоты, а на получение 0,1 моль водорода затрачивается Q кДж теплоты. Составим пропорцию:</p> $\begin{array}{l} 2 \text{ моль} - 571 \text{ кДж} \\ 0,1 \text{ моль} - Q \text{ кДж} \end{array}$ <p>Найдем количество теплоты, поглощенное в ходе реакции Q:</p> $Q = 571 \cdot 0,1 : 2 = 28,55 \text{ кДж}$ <p>Ответ: обращаем внимание на требуемую точность записи числа – 28,55 кДж</p>
---	---

Литература

1. Кравцов С.С., Музаев А.А., Каверина А.А. Единый государственный экзамен в контексте объективности оценки качества образования // Педагогические измерения. – 2018. – № 2. – С. 8–12.
2. Каверина А.А. Химия. Единый государственный экзамен. Готовимся к итоговой аттестации: учебное пособие / А.А. Каверина, Ю.Н. Медведев, Г.Н. Молчанова, Н.В. Свириденкова, М.Г. Снастина, С.В. Стаханова. – М.: Интеллект-Центр, 2020. – 280 с.
3. Каверина А.А., Медведев Ю.Н., Молчанова Г.Н., Свириденкова Н.В., Снастина М.Г., Стаханова С.В. Я сдам ЕГЭ! Химия. Курс самоподготовки. Технология решения заданий. – М.: Просвещение, 2018. – 256 с.
4. Каверина А.А., Медведев Ю.Н., Молчанова Г.Н., Свириденкова Н.В., Снастина М.Г., Стаханова С.В. Я сдам ЕГЭ! Химия. Типовые задания. – М.: Просвещение, 2018. – 255 с.
5. Добротин Д.Ю., Свириденкова Н.В., Снастина М.Г. Методические рекомендации для учителей, подготовленные на основе анализа типичных ошибок участников ЕГЭ 2019 года по химии // Педагогические измерения. – 2019. – № 4. – С. 109–135.