

**ИНТЕНСИВНАЯ ПОДГОТОВКА
ЕДИНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКЗАМЕН**

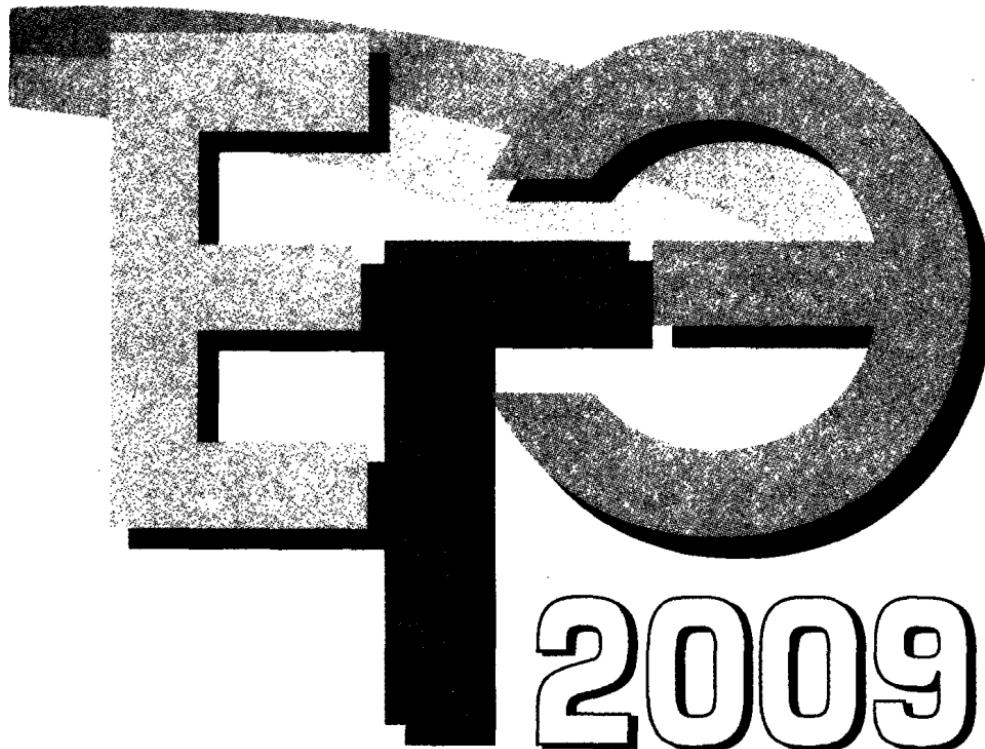


2009

ХИМИЯ

РЕПЕТИТОР

ИНТЕНСИВНАЯ ПОДГОТОВКА
ЕДИНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКЗАМЕН



ХИМИЯ
РЕПЕТИТОР

УДК 373.167.1:54

ББК 24я721

Е 33

Авторы:

Оржековский П.А. — *доктор педагогических наук, профессор,
зав. кафедрой методики преподавания химии МИОО*

Богданова Н.Н. — *ст. преподаватель кафедры методики
преподавания химии МИОО*

Загорский В.В. — *кандидат химических наук*

Беспалов П.И. — *кандидат педагогических наук*

Васюкова Е.Ю. — *ст. преподаватель кафедры методики
преподавания химии МИОО*

Мещерякова Л.М. — *ст. преподаватель кафедры методики
преподавания химии МИОО*

Дорофеев М.В. — *кандидат химических наук, доцент кафедры
методики преподавания химии МИОО*

Е 33 ЕГЭ 2009. Химия. Репетитор / П. А. Оржековский, Н. Н. Богданова, В. В. Загорский и др. — М. : Эксмо, 2009. — 112 с.

ISBN 978-5-699-30503-2

Учебное пособие адресовано выпускникам средней школы и абитуриентам для подготовки к единому государственному экзамену (ЕГЭ) по химии. Авторы книги — разработчики экзаменационных заданий ЕГЭ.

Учебное пособие включает:

— полную информацию о структуре и содержании ЕГЭ по химии;

— краткий теоретический материал по всем темам ЕГЭ;

— сведения о типах заданий разного уровня с подробными комментариями.

Издание окажет помощь учителям, репетиторам и родителям при подготовке учащихся к ЕГЭ по химии.

УДК 373.167.1:54

ББК 24я721

© Авторский коллектив, 2009

ISBN 978-5-699-30503-2

© ООО «Издательство «Эксмо», 2009

ОТ АВТОРОВ

Дорогие друзья!

Если в ваших руках эта книга, значит, вы решили сдавать единый государственный экзамен по химии. Наша задача — помочь эффективно подготовиться к нему.

А известно ли вам, каковы его цели? Во-первых, оценить знания предмета за курс средней (полной) школы. Во-вторых, определить ваш рейтинг среди абитуриентов, которые будут участвовать в конкурсных экзаменах в том же вузе, что и вы. Именно последним и определяется уровень сложности данного экзамена. Конечно, заманчиво, сдав школьные экзамены, сразу же поступить в университет или академию (или иметь дополнительный шанс на поступление в вуз), но для этого все равно придется приложить огромные усилия.

Итак, вы приняли решение и не хотите от него отступать. Что необходимо знать и помнить?

Какой материал включен в содержание проверочных заданий

Материал, который определяют следующие нормативные документы и программы:

Обязательный минимум содержания основного общего образования по химии (приказ Минобразования России от 19 мая 1998 г. № 1236);

Обязательный минимум содержания среднего (полного) образования по химии (уровни А и Б) (приказ Минобразования России от 30 июня 1999 г. № 56);

Примерная программа по химии для основной общеобразовательной школы;

Примерная программа по химии для средней (полной) общеобразовательной школы (уровни А и Б);

Требования к уровню подготовки выпускников средней (полной) школы по химии (уровни А и Б);

Примерная программа вступительных экзаменов в высшие учебные заведения.

Содержание экзаменационной работы определяется также с учетом федерального компонента государственного стандарта общего образования по химии (приказ Минобразования от 05.03.2004 г. № 1089).

Эту информацию можно получить из книг: Оценка качества подготовки выпускников основной школы по химии / Сост. А. А. Каверина. — М.: Дрофа, 2000; Оценка качества подготовки выпускников средней (полной) школы по химии / Сост. С.В. Суматохин, А. А. Каверина. — М.: Дрофа, 2001; Примерные программы вступительных экзаменов в высшие учебные заведения Российской Федерации. — М.: Минобразования России, 2000.

Какие типы проверочных заданий используются в работе

Задания с выбором ответа — их 30. Сформулирован вопрос и предложено четыре варианта ответа, только один из которых — верный. На выбор правильного ответа отводится не более 2 мин.

Задания с кратким ответом — их 10. Ответ состоит из числа или последовательности цифр. Как правило, последнее служит ответом к заданиям на установление соответствия или выбор нескольких правильных ответов. На выполнение этих заданий отводится до 5 мин.

Задания с развернутым ответом — их 5, это наиболее сложные задания (высокого уровня сложности), они подобны заданиям письменных конкурсных работ. По форме это задачи или цепочки превращений. Здесь требуется четкая запись всех этапов решения в соответствии с алгоритмом, обязательно надо указывать условия, при которых протекают реакции, какие атомы являются окислителями, какие — восстановителями. Иными словами, любой шаг должен иметь обоснование, потому что каждый этап решения оценивается в баллах и невыполнение или пропуск какого-либо момента приведет к снижению оценки даже при верном ответе. На решение каждого из этих заданий отводится до 10 мин.

Как видно из вышесказанного, время для ответа строго ограничено. Отведенные на работу 3 ч придется ис-

пользовать не только на решение заданий, но и на оформление бланка ответов. А это совсем не просто!

Поэтому рекомендуем потренироваться. Тренировочные материалы можно найти на информационном портале ЕГЭ www.ege.edu.ru в разделе «Для абитуриентов». Кстати, там же можно найти информацию о результатах экзаменов прошлых лет, знаниях и умениях, которые проверяются тестами по каждому предмету, план экзаменационной работы (какое задание, какой элемент знаний и на каком уровне проверяется), демонстрационные версии тестов, порядок оценки результатов работы, названия вузов и специальностей, которые принимают результаты ЕГЭ, и много другой полезной информации.

Как вести себя на экзамене

Естественно, накануне надо выспаться! Мы понимаем, что данный совет можно считать невыполнимым, но надо постараться. Главное, ни в коем случае не изучайте всю ночь учебники!

Не забудьте взять с собой паспорт и несколько гелевых ручек, пишущих черным цветом, предварительно проверив, что они пишут хорошо.

Оставьте все шпаргалки дома или положите их в недоступное место, потому что периодическую систему химических элементов, таблицу растворимости, ряд активности металлов вы получите на экзамене, а в них содержится очень много ценной информации, которую и нужно уметь добывать.

Надо взять с собой калькулятор, потому что им можно пользоваться.

Помните, что организатор экзамена (человек, который объясняет, как заполнять бланк ответов, раздает варианты и следит за порядком) не имеет никакого отношения к химии. Конечно, он ее когда-то учил в школе, но это было давно. Поэтому с вопросами по предмету обращаться к нему не имеет смысла. Даже если он что-то и знает, все равно не скажет — таковы правила. Чем он может помочь? Он обязан записать в протокол (а вы должны за этим проследить) все жалобы на некорректность формулировки

лировок заданий или на обстоятельства, мешающие работе. Ну а если от волнения кому-то надо будет выйти «помыть руки» (все мы люди!), он объяснит, как это сделать, не нарушив процедуру экзамена.

Экзамен будет проводиться не в родной школе, где и стены помогают, а в незнакомом помещении. Родителей или «группу поддержки» туда не пропустят. Значит, все ответственные решения необходимо будет принимать самому. Это касается подачи апелляции по процедуре проведения экзамена. Ведь по правилам она должна быть подана в тот же день до выхода из здания, где проходил экзамен.

На какой результат можно рассчитывать — как это оценить

Задание с выбором ответа считается выполненным верно, если учащийся указал код правильного ответа. Во всех остальных случаях (выбран другой ответ; выбрано два или больше ответов, среди которых может быть и правильный; ответ на вопрос отсутствует) задание считается невыполненным.

Задание с кратким ответом считается выполненным верно, если правильно указана последовательность символов — число или последовательность цифр.

За полный правильный ответ на задания В1—В8 ставится 2 балла, за правильный неполный — 1 балл, за неверный ответ (или при его отсутствии) — 0 баллов.

За правильный ответ на задания В9 и В10 ставится 1 балл, за неверный ответ — 0 баллов.

За выполнение заданий С1, С5 ставится от 0 до 3 баллов; за задания С2, С4 — от 0 до 4 баллов; за задание С3 — от 0 до 5 баллов.

Как отвечать на вопросы заданий

Прежде чем начать что-либо делать, прочитайте инструкцию по выполнению работы! Вообще говоря, неплохо научиться следовать этому совету в любой жизненной ситуации, а не только на экзамене.

Внимательно изучите задание от начала до конца и выделите вопрос, на который ожидается ответ (проанализируйте задание).

Не бросайтесь сразу выполнять расчеты, а прочтите варианты ответов. Вполне возможно, что, рассуждая логически, можно будет отбросить все лишнее.

Помните, что есть черновик, на котором можно делать записи, приводить рассуждения и т. п. Желательно делать это аккуратно, чтобы потом не запутаться.

Задания следует выполнять по порядку, чтобы потом не возникло сложностей при переносе ответов на бланк. Но если вы чувствуете, что не можете ответить на вопрос, то не тратьте драгоценное время, а переходите к следующему заданию.

Помните, что один элемент знаний проверяется в нескольких заданиях или его знание необходимо для выполнения других заданий. Поэтому при подготовке надо обратить внимание прежде всего на те темы, без которых не обходится практически ни одно задание. Постараемся помочь вам в этом!

Какую стратегию выбрать при подготовке к экзамену

Это будет зависеть от того, какая цель поставлена и каковы причины, побудившие сделать выбор в пользу ЕГЭ по химии:

причина первая — «Лишь бы что-то сдать, достаточно получить «3»;

причина вторая — «Вроде бы прилично знаю предмет, поэтому сдам его без особых усилий, конечно, хорошо бы получить «5», но достаточно и «4»;

причина третья — «Хочу поступить в вуз, где засчитывается химия, поэтому нужна только «5».

Впрочем, причины могут быть и иные, но других вариантов отметок просто нет. Предлагаем следующую стратегию повторения материала:

1. Начните с повторения состава атома, его свойств (радиуса, электроотрицательности, окислительно-восстан-

новительных свойств), зависимости от положения в периодической системе и изменения этих свойств у элементов группы и периода.

2. Далее вспомните, как образуются молекулы, какие бывают виды связи и чем они определяются, как вид связи сказывается на свойствах вещества.

3. Затем необходимо вспомнить, какие бывают типы химических реакций, как составить уравнения окисительно-восстановительной реакции и реакции с участием ионов. Тренируйтесь в составлении уравнений следует, вспоминая свойства основных классов неорганических и органических веществ.

4. Вспомнив основные закономерности протекания химических реакций и учитывая, что получение и применение веществ всегда основывается на их свойствах, легко повторить способы их получения.

5. В заключение повторите основные алгоритмы решения задач и расчетные формулы и потренируйтесь в решении задач и цепочек превращений веществ.

Можно разработать любую другую стратегию, попросить помочь в этом у своего учителя или родителей, но в любом случае придется затратить достаточно много времени, чтобы подготовиться к экзамену в срок.

Для проверки результатов подготовки обратитесь к демонстрационной версии экзамена, опубликованной на портале ЕГЭ. Если за отведенное время вы легко справляетесь с заданиями, то 50% успеха обеспечено. Остается только убедиться, что решения верные!

Как пользоваться предлагаемым пособием для подготовки к ЕГЭ

Содержание данного пособия разделено на четыре части в соответствии с содержательными блоками: «Химический элемент», «Вещество», «Химическая реакция» и «Познание и применение веществ человеком». Приведены элементы знаний, проверка которых осуществляется. В каждой части конспективно изложен теоретический материал. Читая конспект, следует обращать внимание

на то, какие вопросы вам не очень знакомы, и подробнее повторять их по учебникам. Помните, данное пособие — не учебник, поэтому не может содержать подробную информацию, значит, ограничиваться только его содержанием нельзя ни в коем случае! Данное пособие — путеводитель по материалу, которым необходимо владеть, чтобы сдать экзамен по химии. Следовательно, запаситесь школьными учебниками и пособиями для абитуриентов разных авторов. Учитель даст совет, чем лучше пользоваться.

А дальше приступайте к отработке практических навыков.

Для подготовки к экзамену можно использовать следующую литературу:

1. Единый государственный экзамен 2007: Контрольно-измерительные материалы / Под ред. Г.С. Ковалевой. — М.: Просвещение, 2007.

2. Пособие для подготовки к единому государственному экзамену по химии: Тестовые задания / М. Г. Минин, А. А. Васильев, В. Ф. Гридаев и др. — М.: Просвещение, 2004.

3. Оржековский П. А., Богданова Н. Н., Загорский В. В. Химия. Эффективная подготовка в вопросах и ответах. — М.: Просвещение, Эксмо, 2006.

4. Оржековский П. А., Богданова Н. Н., Мещерякова Л.Н., Васюкова Е.Ю., Флид В.Р., Щербаков В.В. Химия: все темы ЕГЭ. — М.: Эксмо, 2007.

5. Оржековский П. А., Богданова Н. Н., Дорофеев М.В. и др. ЕГЭ-2008. Химия: Тренировочные задания М.: Эксмо, 2007.

А также любые другие пособия. Но помните, что все это тренировочные материалы, которые не являются точными копиями вариантов ЕГЭ!

1 ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Содержательный блок «Химический элемент» включает в себя следующие элементы:

- формы существования химических элементов;
- современные представления о строении атомов;
- изотопы;
- строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов;
- атомные орбитали, *s*- и *p*-элементы;
- электронная конфигурация атома;
- основное и возбужденное состояние атомов;
- периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, радиусы атомов, их периодические изменения в системе химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам.

Свойства элементов зависят прежде всего от заряда их атомных ядер. Заряд ядра определяет электронное строение атома, которое раскрывает физический смысл периодического закона.

Вокруг положительно заряженного ядра атома движутся электроны. Отрицательный заряд электрона — наименьший (принят за единицу). Атом в целом электронейтрален, следовательно, число электронов, движущихся вокруг ядра атома, должно быть равно положительному заряду ядра атома элемента. Например, порядковый номер элемента калия (К) 19, следовательно, заряд ядра его атома +19. Вокруг ядра атома калия размещаются девятнадцать электронов с общим отрицательным зарядом -19. Следовательно, *порядковый номер элемента — заряд ядра его атома*.

Таким образом, заряд ядра атома, или порядковый номер элемента, определяет электронное строение атома и соответственно свойства атомов элемента.

Состав ядер атомов (протоны и нейтроны). В состав ядер атомов входят частицы с зарядом +1 и с массой, равной 1. Такие частицы были названы *протонами*. Так как

массы атомов (за исключением атома водорода) всегда больше той массы, которая приходится на долю протонов, то естественно было предположить, что в состав ядер входят также нейтральные частицы с массой, равной 1. Такие частицы были экспериментально обнаружены и названы *нейтронами*.

Изотопы. В результате экспериментальных исследований было установлено, что, например, в природном кислороде кроме атомов с массой 16 имеются также атомы с массой 17 и 18. Их соотношение: 2700:1:5,5 соответственно.

Оказалось, что и многие другие элементы состоят из атомов с различной массой. Так, например, в природной воде кроме атомов водорода с массой 1 (протий) имеются также атомы с массой 2 (дейтерий). Соотношение чисел этих атомов следующее: 7·10³: 1.

В ядерных реакциях получен также водород с атомной массой 3 (тритий).

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но разную массу, называют *изотопами*.

«Изотоп» означает «занимающий одно и то же место».

Если известно массовое число изотопа (A) и его заряд ядра (Z), то можно найти число нейтронов (N):

$$N = A - Z.$$

Согласно учению об изотопах, понятию «химический элемент» можно дать такое определение: **химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра**.

Почему же атомные массы большинства элементов имеют дробные значения? Выяснилось, что следует разграничивать понятия «относительная атомная масса» и «относительная атомная масса элемента». Значения относительных атомных масс изотопов очень близки к целым числам. Относительные же атомные массы элементов как совокупности изотопов выражаются дробными числами. Например, относительная атомная масса элемента хлора 35,5. Это дробное значение зависит от того,

какие изотопы (тяжелые или легкие) преобладают в данном элементе. Элемент калий, например, состоит преимущественно из легких, а аргон — из тяжелых изотопов.

Химические элементы могут существовать как в виде простых веществ, так и в составе сложных веществ. Названия простых веществ, как правило, совпадают с названиями химических элементов. Исключение — элемент углерод. Нет простого вещества с таким названием. Углерод образует несколько простых веществ: графит, алмаз, карбин, фуллерен. Явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ получило название *аллотропии*. А сами простые вещества называют *аллотропными модификациями*. Явление аллотропии характерно не только для углерода, но и для других химических элементов, как неметаллов, так и металлов, например серы, фосфора, олова и т. д.

Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов. Электроны в атомах обладают различным запасом энергии. Согласно модели строения атома они распределены по уровням и подуровням. Электроны, которые обладают наименьшим запасом энергии, находятся на первом *энергетическом уровне*, или электронном слое. На первом энергетическом уровне могут находиться два электрона, на втором — восемь электронов, на третьем — восемнадцать электронов и т. д. Иными словами, число электронов на энергетическом уровне вычисляется по формуле $2n^2$, где n — номер уровня.

У элементов 1-го периода в атомах имеется только один энергетический уровень, на котором может находиться не более двух электронов. Так, в атоме водорода (H) находится один электрон, а в атоме гелия (He) — два электрона:



У атомов лития (Li) третий электрон помещается на втором энергетическом уровне, ибо первый уже заполнен. Всего на втором энергетическом уровне могут поместиться восемь электронов. Поэтому во 2-м периоде имеется восемь элементов:

${}_{+3}^{\text{Li}}$) 2 \bar{e}) 1 \bar{e}
${}_{+4}^{\text{Be}}$) 2 \bar{e}) 2 \bar{e}
${}_{+5}^{\text{B}}$) 2 \bar{e}) 3 \bar{e}
${}_{+6}^{\text{C}}$) 2 \bar{e}) 4 \bar{e}
${}_{+7}^{\text{N}}$) 2 \bar{e}) 5 \bar{e}
${}_{+8}^{\text{O}}$) 2 \bar{e}) 6 \bar{e}
${}_{+9}^{\text{F}}$) 2 \bar{e}) 7 \bar{e}
${}_{+10}^{\text{Ne}}$) 2 \bar{e}) 8 \bar{e}

Третий энергетический уровень заполняется от натрия (один электрон) до аргона (восемь электронов). Распределение электронов в атомах элементов от натрия (Na) до аргона (Ar) следующее:

${}_{+11}^{\text{Na}}$) 2) 8) 1
${}_{+12}^{\text{Mg}}$) 2) 8) 2
${}_{+13}^{\text{Al}}$) 2) 8) 3
${}_{+14}^{\text{Si}}$) 2) 8) 4
${}_{+15}^{\text{P}}$) 2) 8) 5
${}_{+16}^{\text{S}}$) 2) 8) 6
${}_{+17}^{\text{Cl}}$) 2) 8) 7

Понятия «электронное облако», «s- и p-электроны».

Область пространства, где наиболее вероятно нахождение электрона, называют *электронной орбиталью*. Орбиталям (электронным облакам) на основании математических расчетов приписаны определенные формы: *s*-орбита́ль — сфера, *p*-орбита́ль — «вытянутая восьмерка». На каждом энергетическом уровне (кроме первого) имеется несколько электронных орбиталей, различающихся формой и энергией. На каждой орбитали может находиться не более двух электронов. Этим определяется максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне. Если электрон находится на *s*-орбитали — его называют *s*-электроном, если на *p*-орбитали — *p*-электроном.

Поскольку *p*-орбитали ориентированы в пространстве вдоль осей координат, а пространство трехмерно, то *p*-орбиталей на каждом уровне три:

1-й уровень — 1 s-орбиталь : $2\bar{e}$

2-й уровень — 1 s-орбиталь + 3 p-орбитали : $2\bar{e} + 6\bar{e} = 8\bar{e}$.

Радиусы атомов, их периодические изменения в периодической системе химических элементов.

Радиус атома элемента определяется числом энергетических уровней и зависит от степени взаимодействия электронов наружного энергетического уровня и ядра — чем больше заряд ядра, тем они сильнее притягиваются друг к другу, что выражается в некотором «сжимании» атома. На основании этого можно сделать следующий вывод: у элементов одной группы с увеличением порядкового номера радиус атома увеличивается, а у элементов одного периода — уменьшается. При переходе от одного периода к другому в результате увеличения общего числа энергетических уровней радиус атомов возрастает, но затем у элементов периода с ростом порядковых номеров постепенно уменьшается. Поэтому говорят о периодическом изменении радиусов атомов при увеличении порядкового номера элемента.

Современная формулировка Периодического закона: свойства атомов, а также простых и сложных веществ,ими образуемых, находятся в периодической зависимости от величины зарядов их атомных ядер (атомных номеров элементов).

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — графическое изображение периодического закона. Ее образуют *периоды* — горизонтальные ряды элементов с одинаковым числом энергетических уровней и *группы* — вертикальные ряды элементов с одинаковым числом валентных электронов. Кроме того, группы подразделяют на подгруппы: *главную (A)* — содержит элементы, у которых валентные электроны расположены на внешнем энергетическом уровне и их число равно номеру группы, и *побочную (B)* — содержит элементы, у которых на внешнем уровне находится не более двух валентных электронов, а остальные расположены на предвнешнем уровне.

Каждый элемент имеет свой порядковый номер, который постепенно увеличивается, то есть общее число электронов постепенно растет, а вот их расположение на внешнем энергетическом уровне периодически повторяется. Поэтому и свойства элементов и их соединений периодически повторяются.

Восстановительные свойства атомов (способность терять электроны при образовании химической связи) в группах возрастают, в периодах — уменьшаются. Окислительные (способность принимать электроны), наоборот, — в группах уменьшаются, в периодах — возрастают. Поскольку окислительно-восстановительные свойства атомов оказывают влияние на свойства простых веществ и их соединений, металлические свойства в группах усиливаются, в периодах — ослабевают, а неметаллические соответственно наоборот — в группах ослабевают, а в периодах — усиливаются. Характер оксидов и гидроксидов соответственно изменяется: в группах кислотные свойства ослабевают, а основные усиливаются, в периодах основные свойства ослабевают, а кислотные усиливаются.

Знание элементов содержания этого блока непосредственно проверяется в заданиях ЕГЭ А1 и А2 на базовом уровне. Например:

Ап. Электронная конфигурация атома наиболее активного металла

- 1) $1s^2 2s^2 2p^1$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- 3) $1s^2 2s^2$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Активность металла (его восстановительные свойства) определяются величиной атомного радиуса и числом электронов на внешнем энергетическом уровне: чем больше радиус (больше число энергетических уровней) и меньше число электронов на внешнем уровне, тем более сильным восстановителем является металл.

В данном случае наибольший радиус у атома, электронная формула которого приведена в ответах 2) и 4). Однако, число электронов на внешнем уровне в ответе 4)

равно 3, а в ответе 2) — 1. Следовательно, правильный ответ 2).

An. В главных подгруппах периодической системы восстановительная способность атомов химических элементов растет с:

1) увеличением числа энергетических уровней в атомах

2) уменьшением радиуса атомов

3) уменьшением числа протонов в ядрах атомов

4) увеличением числа валентных электронов

Восстановительная способность — это способность атома «отдавать» электроны с внешнего энергетического уровня. Чем больше расстояние от ядра до внешнего уровня, тем меньше степень взаимодействия внешних электронов с ядром и тем легче атом их «отдает». С другой стороны, восстановительная способность определяется числом внешних электронов: чем их меньше, тем легче их терять. Следовательно, правильным будет ответ 1.

2 ВЕЩЕСТВО

Содержательный блок «Вещество» включает в себя следующие элементы:

— химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная;

— способы образования ковалентной связи;

— длина и энергия связи;

— образование ионной связи;

— электроотрицательность;

— степень окисления, валентность химических элементов;

— вещества молекулярного и немолекулярного строения;

— типы кристаллических решеток;

— зависимость свойств веществ от особенностей их кристаллической решетки;

— многообразие неорганических веществ;

— классификация неорганических веществ;

— общая характеристика металлов и неметаллов главных подгрупп в связи с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностями строения их атомов;

— характеристика переходных элементов — меди, хрома, железа (по их расположению в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и особенностям строения их атомов);

— характерные химические свойства неорганических веществ различных классов:

а) простых веществ (металлов и неметаллов);

б) оксидов (основных, амфотерных, кислотных);

в) оснований, амфотерных гидроксидов, кислот;

г) солей (средних и кислых);

— взаимосвязь неорганических веществ;

— многообразие органических веществ;

— классификация органических веществ;

— систематическая номенклатура;

- теория строения органических соединений;
- изомерия, гомология;
- гомологический ряд и изомеры углеводородов;
- структурная и пространственная изомерия;
- особенности химического и электронного строения алканов, алkenов, алкинов, их свойства;
- ароматические углеводороды; бензол, его электронное строение, свойства; гомологи бензола (толуол);
- электронное строение функциональных групп кислородсодержащих органических соединений;
- характерные химические свойства кислородсодержащих органических соединений:
 - а) предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола;
 - б) альдегидов и предельных карбоновых кислот;
- сложные эфиры, жиры, мыла;
- углеводы, моносахарины, дисахарины, полисахариды;
- амины;
- аминокислоты как амфотерные органические соединения;
- белки;
- взаимосвязь органических веществ.

Химическая связь — способ соединения атомов друг с другом. В зависимости от строения атома и свойств элементов, соединяющихся друг с другом, выделяют три основных вида химической связи: 1) ковалентную; 2) ионную, 3) металлическую.

1. **Ковалентная связь** образуется посредством общих электронных пар между атомами с одинаковой электроотрицательностью или между атомами с небольшой разницей в электроотрицательности (не более 1,5 единиц). (Значение относительной электроотрицательности по Полингу можно найти в справочных таблицах.) Другими словами, ковалентная связь образуется между атомами неметаллов. Если это атомы одного и того же химическо-

го элемента, то ковалентную связь называют **неполярной**, если разных — **полярной**.

Ковалентная связь может образовываться двумя способами:

1) посредством образования общих электронных пар. Для этого взаимодействующие атомы должны иметь неспаренные электроны или возможность распаривать электроны (иметь незаполненные орбитали), количеством которых будет определяться число связей;

2) по донорно-акцепторному механизму. Для этого у одного атома должна быть хотя бы одна неподеленная пара электронов, у другого — свободная электронная орбита.

Но в результате реализуется система «одна орбита — пара электронов», что никак не будет зависеть от способа ее образования.

Ковалентная связь характеризуется длиной и энергией.

Длина связи — это расстояние между ядрами связанных атомов. Чем больше радиусы атомов, тем длиннее химическая связь.

Энергия связи — это та энергия, которая необходима, чтобы данную связь «разорвать». Чем короче связь, тем она прочнее, то есть больше требуется энергии для ее разрыва.

2. Ионная связь осуществляется посредством электростатических сил притяжения между ионами, которые образуются из атомов, имеющих разницу в электроотрицательности более 1,5 единиц. Как правило, в образовании этой связи участвуют атомы металла и неметалла.

3. Металлическая связь образуется между атомами металлов посредством электронов, которые относительно свободно перемещаются между ядрами атомов.

Водородная связь является одним из видов межмолекулярного взаимодействия. Для ее образования необходимо наличие относительно «подвижного» атома водорода (то есть связанного сильной полярной ковалентной связью с каким-либо атомом), с одной стороны, и сильно электроотрицательного атома (то есть атома неметалла),

имеющего хотя бы одну неподеленную пару электронов, с другой стороны.

Электроотрицательность — это способность атома «притягивать» к себе электронное облако. Чем меньше радиус атома и чем больше заряд его ядра, тем выше значение электроотрицательности. **Разность в электроотрицательности** — причина образования ионов или полярности ковалентной связи.

При принятии электронов у атома заряд ядра остается неизменным, а число электронов увеличивается. Следовательно, суммарный заряд частицы становится отрицательным. Такую частицу называют анионом: $S^0 + 2e \rightarrow S^{2-}$.

Если же атом теряет электроны, то при неизменном заряде ядра число электронов уменьшается и суммарный заряд частицы становится положительным. Эту частицу называют катионом: $Ca^0 - 2e \rightarrow Ca^{2+}$. Общее название катионов и анионов — ионы.

Как правило, полная передача электронов происходит при образовании ионной связи. Если же образуется ковалентная полярная связь, то говорят, что на атомах возникает формальный заряд, который реализовался бы при полной передаче электронов. Такой заряд называют степенью окисления. Более электроотрицательный атом электрона принимает, менее электроотрицательный — отдает.

Степень окисления некоторых атомов надо запомнить, чтобы можно было определять ее в молекулах сложных веществ. Например, атомы кислорода в большинстве химических соединений имеют степень окисления -2 (исключение — пероксиды и фторид кислорода OF_2), атомы водорода в соединениях имеют степень окисления $+1$ (исключение — гидриды металлов), атомы металлов А групп (главных подгрупп) проявляют положительную степень окисления, равную номеру группы. У металлов В групп (побочных подгрупп) степень окисления тоже положительная, но ее значение может быть разным. Зная это, легко определять степени окисления атомов в соединениях.

Пример: найдем степени окисления атомов в бихромате аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

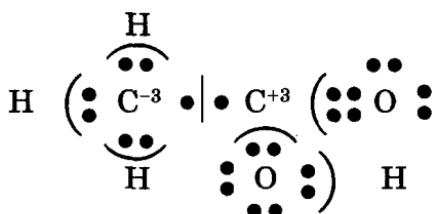
По таблице растворимости определим, что заряд иона аммония равен +1. Степень окисления водорода тоже +1, следовательно, степень окисления (N) = $+1 - (+1 \times 4) = -3$. Степень окисления кислорода равна -2. Молекула в целом нейтральна (то есть ее заряд 0). Значит, степень окисления (Cr) = $[0 - (-3 \times 2) + (+1 \times 4)2 + (-2 \times 7)] : 2 = +6$.

Аналогично определяют степени окисления атомов и в ионах.

Пример: узнаем степень окисления атомов в тиосульфат-ионе $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

Степень окисления (S) = $[-2 - (-2 \times 3)] : 2 = +2$.

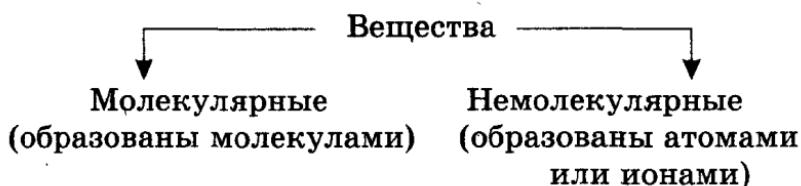
Определение степени окисления атомов в органических веществах формально можно проводить по приведенному выше алгоритму. Однако это не всегда приводит к правильному результату. Например, при вычислении степени окисления атомов углерода в уксусной кислоте $\text{CH}_3^{+1}\text{CO}^{-2}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$ получаем: $(0 - ((+1) \times 4 + (-2) \times 2)) : 2 = 0$, а это неверно. Поэтому степень окисления атомов в органических веществах следует определять по электронным формулам:



Из этой формулы следует, что один атом С имеет степень окисления, равную +3, а другой — равную -3.

Свойства простых и сложных веществ зависят от их строения. Строение неорганических веществ характеризуется кристаллической решеткой, характер которой определяется видом химической связи.

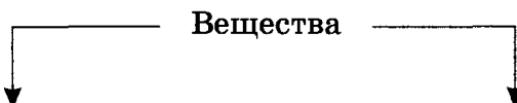
Вещества могут быть образованы молекулами (ковалентная полярная и/или неполярная связь), атомами (коvalентная неполярная или металлическая связь) или ионами (ионная связь). По этому признаку их разделяют:



Взаимосвязь вида связи, типа кристаллической решетки и физических свойств веществ

Вид химической связи	Тип кристаллической решетки	Физические свойства	Примеры веществ
Ковалентная неполярная	Атомная (в узлах решетки — атомы)	Высокие температуры плавления и кипения, высокая твердость, хрупкость, низкая электропроводность, не растворимы в воде	Алмаз
	Молекулярная (в узлах решетки — молекулы)	Низкие температуры плавления и кипения, летучесть, низкая электро- и теплопроводность, плохая растворимость в воде	Кислород
Ковалентная полярная	Молекулярная (в узлах решетки — молекулы)	Низкие температуры плавления и кипения, летучесть, низкая твердость, низкая электро- и теплопроводность, растворимость в воде разная	Сахар, вода
Ионная	Ионная (в узлах решетки — ионы)	Высокие температуры плавления и кипения, высокая твердость, хрупкость, низкая электро- и теплопроводность, как правило, хорошая растворимость в воде	Практически все соли
Металлическая	Металлическая (в узлах решетки — атомы и / или ядра атомов)	Разные температуры плавления, пластичность, ковкость, высокая электро- и теплопроводность	Железо, алюминий

Классификация неорганических веществ



1. Простые — состоят из атомов одного химического элемента

1.1. Металлы

1.2. Неметаллы

2. Сложные — состоят из атомов разных химических элементов

2.1. Оксиды

2.2. Гидроксиды

2.3. Соли

2.4. Водородные соединения

2.5. Другие бинарные соединения

2.1. Оксиды — бинарные соединения, в состав которых входят атомы кислорода:

1. Кислотные — оксиды, взаимодействующие с основаниями (или основными оксидами) с образованием солей. Как правило, они состоят из атомов неметаллов и металлов В групп (побочных подгрупп) в высших степенях окисления: SO_2 , N_2O_5 , Mn_2O_7 , CrO_3 . Им соответствуют гидроксиды в форме кислот.

2. Основные — оксиды, взаимодействующие с кислотами (или кислотными оксидами) с образованием солей. Они состоят из атомов металлов А и В групп (главных и побочных подгрупп) в низших степенях окисления (+1, +2): CaO , CrO , MnO . Им соответствуют гидроксиды в форме оснований.

3. Амфотерные — оксиды, взаимодействующие и с кислотами, и с основаниями с образованием солей. Они состоят из атомов металлов А и В групп (главных и побочных подгрупп) в степенях окисления +3, +4, +5: Al_2O_3 , Cr_2O_3 .

4. Безразличные (или несолеобразующие) — как правило, это оксиды неметаллов, которым не соответствуют гидроксиды: NO , CO .

2.2. Гидроксиды — сложные вещества, соответствующие оксидам, если к ним присоединены одна или несколько молекул воды:

1. Кислоты — сложные вещества, состоящие из атомов водорода и атомов кислотного остатка: H_2SO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Кислоты классифицируют по некоторым признакам:

1) по составу кислотного остатка — кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4) и бескислородные (HCl , H_2S);

2) по числу атомов водорода — одноосновные (HNO_3 , HCl) и многоосновные (H_2S , H_3PO_4).

2. Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и одной или нескольких гидроксогрупп: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

3. Амфотерные — сложные вещества, существующие как в форме основания, так и в форме кислоты: $\text{Al}(\text{OH})_3$ и HAIO_2 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и HCrO_2 .

2.3. Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков. Соли классифицируют следующим образом:

1. Средние: катион — ион металла, анион — ион кислотного остатка: NaCl , K_2SO_4 .

2. Кислые: в состав аниона входят атомы водорода: NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

3. Основные: в состав катиона входят гидроксогруппы: $(\text{CuOH})\text{CO}_3$, AlOHCl_2 .

4. Комплексные: $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

5. Двойные: в их состав входят катионы нескольких металлов и анионы одной кислоты: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

6. Смешанные: в их состав входят катионы одного металла и анионы разных кислот: CaOCl_2 ($\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$).

2.4. Водородные соединения — бинарные соединения, содержащие в своем составе атомы водорода:

1. Летучие водородные соединения — соединения неметаллов:

1) *кислотного характера* — водородные соединения неметаллов VIA и VIIA групп периодической системы химических элементов (исключение — вода — амфотерное соединение), являющиеся донорами протонов: H_2S , HCl ;

2) *основного характера* — водородные соединения неметаллов VA группы периодической системы химических элементов, являющиеся акцепторами протонов: NH_3 , PH_3 ;

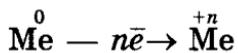
3) *безразличные* — водородные соединения неметаллов IVA группы периодической системы химических элементов: CH_4 , SiH_4 .

2. Гидриды — водородные соединения металлов: NaH , TiH_2 , MgH_2 .

2.5. Другие бинарные соединения — соединения, состоящие из двух видов атомов, не попадающих ни в одну из вышеперечисленных групп: CS_2 , CCl_4 .

Характерные химические свойства основных классов неорганических соединений

Металлы — в химических превращениях проявляют восстановительные свойства:



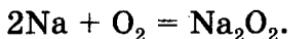
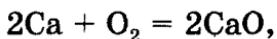
и вступают в реакции с простыми и сложными веществами, являющимися окислителями.

Восстановительная активность металлов отражена в электрохимическом ряду напряжений металлов. По восстановительной активности металлы, находящиеся в ряду напряжений, можно разделить на три группы: активные $\text{Li} - \text{Mg}$, средней активности $\text{Al} - \text{H}_2$, малоактивные $\text{H}_2 - \text{Au}$.

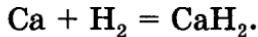
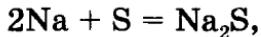
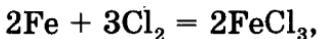
Возможность протекания химических реакций определяется восстановительной активностью металла.

I. Окислители — простые вещества.

1. Металл + *кислород* → оксид или пероксид:

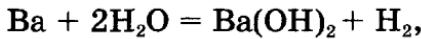


2. Металл + *неметалл* → бинарное соединение (галогенид, сульфид, гидрид, нитрид и т. д.):



II. Окислители — сложные вещества.

1. Металл + *вода* → H_2 + щелочь (если основание растворимо в воде):

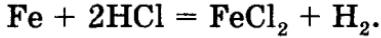


или → H_2 + основание (если основание нерастворимо в воде):



Реакция протекает только в том случае, если металл находится в ряду активности до водорода!

2. Металл + *раствор кислоты* (кроме HNO_3) → H_2 + соль:

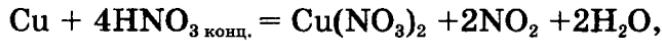
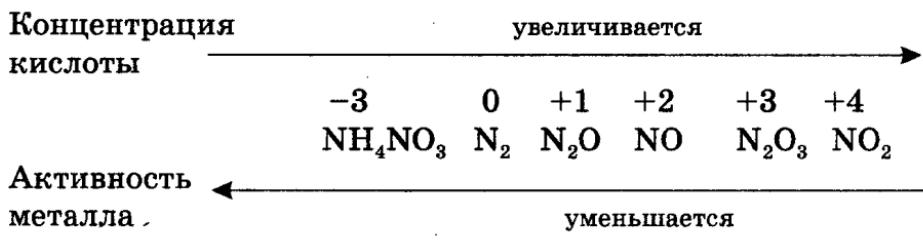


Реакция протекает только в том случае, если металл находится в ряду активности до водорода!

3. Металл + HNO_3 → продукты восстановления азотной кислоты + нитрат металла + H_2O .

С азотной кислотой способен реагировать практически любой металл (исключение — Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt).

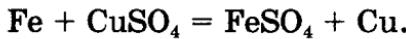
Продукты восстановления азотной кислоты зависят от концентрации кислоты и активности металла:



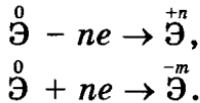
4. Металл + *концентрированная* $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 +$
+ сульфат металла + H_2O :



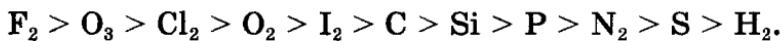
5. Металл + *соль менее активного металла* \rightarrow
соль данного металла + менее активный Me:



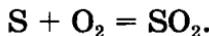
Неметаллы — в химических превращениях проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства:



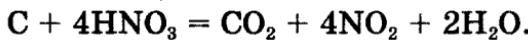
Окислительные свойства неметаллов ослабеваают в следующей последовательности:



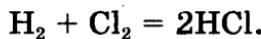
1. Неметалл + *кислород* \rightarrow оксид (исключение — неметаллы, являющиеся более сильными окислителями):



2. Неметалл + *концентрированная* $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 +$
+ оксид неметалла (или кислота) + H_2O :



3. Неметаллы *друг с другом* — в соответствии с окислительными свойствами:



В качестве тренировки в составлении электронных балансов советуем составить их для всех приведенных выше уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР), так как полученные коэффициенты можно сверить с теми, что приведены в уравнениях.

Оксиды¹

Реагент	Кислотный оксид	Основный оксид	Амфотерный оксид
H_2O	Кислота (исключение SiO_2)	Растворимое основание	Не реагирует
Кислотный оксид	Не реагирует*	Соль	Соль
Основный оксид	Соль	Не реагирует	Соль
Амфотерный оксид	Соль	Соль	Соль
Кислота	Не реагирует	Соль + H_2O	Соль + H_2O
Растворимое основание	Соль + H_2O	Не реагирует	Соль + H_2O

*Исключением могут служить ОВР, но, как правило, в тестах они не встречаются.

Гидроксиды²

Реагент	Кислота	Основание		Амфотерный гидроксид
		растворимое	неравстворимое	
Кислотный оксид	Не реагирует	Соль + H_2O	Не реагирует	Не реагирует
Основный оксид	Соль + H_2O	Не реагирует	Не реагирует	Не реагирует
Амфотерный оксид	Соль + H_2O	Соль + H_2O	Не реагирует	Не реагирует
Кислота	Не реагирует	Соль + H_2O	Соль + H_2O	Соль + H_2O

¹ В качестве тренинга советуем составить уравнения реакций самим с учетом того, что данные реакции протекают в растворе.

² Так же.

Реагент	Кислота	Основание		Амфотер- ный гидроксид
		раствори- мое	нераствори- мое	
Раствори- мое основание	Соль + H_2O	Не реаги- рует	Не реаги- рует	Соль + H_2O
Нераство- римое основание	Соль + H_2O	Не реаги- рует	Не реаги- рует	Не реаги- рует
Амфотер- ный гидроксид	Соль + H_2O	Соль + H_2O	Не реаги- рует	Не реаги- рует
Соль	Соль↓ + кислота↑	Соль↓ + основание↓	Не реаги- рует	Не реаги- рует

Соли¹

Реагент	Кислота	Основание растворимое	Соль	Вода
Соль	Соль↓ + + кислота↑	Соль↓ + + основание↓	Соль↓ + соль	Гидролиз

Как видно из вышеперечисленных свойств, при взаимодействии веществ разных классов могут быть получены вещества, принадлежащие другим, не исходным, классам. В этом заключается взаимосвязь между классами неорганических веществ. Используя это, можно определить способы получения неорганических веществ любого класса.

¹ В качестве тренинга советуем самим составить уравнения реакций с учетом того, что данные реакции протекают в растворе и/или являются ОВР.

Общая характеристика металлов IА—IIIА групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

Металлы IА группы (главной подгруппы) — s-элементы

Элемент	Электронная формула	Изменение радиуса атома	Изменение энергии ионизации $\mathcal{E} \rightarrow \mathcal{E}^+$	Изменение восстановительных свойств
Li	$1s^2 2s^1$	↓	↑	↓
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	↓	↑	↓
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	↓	↑	↓
Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	↓	↑	↓
Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	↓	↑	↓

Все элементы данной группы относятся к активным металлам, образуют основные оксиды и гидроксиды в виде оснований, хорошо растворимых в воде (подробнее химические свойства см. выше).

Металлы IIА группы (главной подгруппы) — s-элементы

Элемент	Электронная формула	Изменение радиуса атома	Изменение энергии ионизации $\mathcal{E} \rightarrow \mathcal{E}^{2+}$	Изменение восстановительных свойств
Be	$1s^2 2s^2$	↓	↑	↓
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	↓	↑	↓
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	↓	↑	↓
Sr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$	↓	↑	↓
Ba	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$	↓	↑	↓
Ra	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$	↓	↑	↓

Все элементы данной группы, кроме бериллия, обладают ярко выраженными металлическими свойствами, образуют основные оксиды и гидроксиды в виде оснований, хорошо растворимых в воде (подробнее химические свойства см. выше).

Бериллий по своим свойствам больше похож на алюминий (см. ниже).

Металлы IIIA группы (главной подгруппы) — p-элементы

Элемент	Электронная формула	Изменение радиуса атома	Изменение энергии ионизации $\mathbb{E} \rightarrow \mathbb{E}^{3+}$	Изменение восстановительных свойств
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	↓	↑	↓
Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^1$	↓	↑	↓
In	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 5p^1$	↓	↑	↓
Tl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 6p^1$	↓	↑	↓

Металлические свойства элементов этой группы выражены значительно слабее. Кроме того, алюминий способен взаимодействовать с раствором щелочи с выделением водорода и образованием соли (бериллий — аналогично): $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2 \uparrow$.

А оксиды и гидроксиды этих металлов являются амфотерными (исключение составляют таллий и его соединения, которые проявляют основные свойства).

Таким образом, при увеличении порядкового номера у элементов одной и той же подгруппы усиливаются восстановительные свойства, следовательно, усиливаются металлические свойства простых веществ и основный характер их соединений. А при увеличении порядкового номера у металлов, находящихся в одном периоде, восстановительные свойства ослабевают и характер соединений постепенно становится амфотерным (подробнее химические свойства соединений см. выше).

Общая характеристика металлов В групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (медь, хром, железо)

Металлы В групп (побочных подгрупп) являются *d*-элементами. У атомов меди и хрома на внешнем энергетическом уровне находится один электрон, а у атома железа — два. Кроме того, на *d*-орбитали предыдущего энергетического уровня находятся электроны, способные принимать участие в образовании химической связи, то есть валентные. Поэтому высшая степень окисления может принимать значения, равные номеру группы: Cu⁺¹ и Cu⁺², Fe⁺² и Fe⁺³, Cr⁺² и Cr⁺³, Cr⁺⁶. Металлические свойства у этих элементов выражены слабее, чем у элементов А групп. Значит, восстановительные свойства простых веществ тоже более слабые (см. их положение в ряду активности металлов).

Оксиды и гидроксиды в степенях окисления +1 и +2 проявляют основные свойства, в степенях окисления +3, +4 и +5 — амфотерные, а в высших (+6, +7) — кислотные.

Общая характеристика элементов IVA—VIIA групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (неметаллов)

Все неметаллы являются *p*-элементами. На внешнем энергетическом уровне у них находится более трех электронов (исключение — водород: он — *s*-элемент и у него только один электрон). Электроотрицательность атомов этих элементов достаточно высокая, причем она возрастает с уменьшением радиуса атома и увеличением заряда ядра: в группе окислительные свойства ослабевают с увеличением порядкового номера, а в периоде — усиливаются. Из этого следует, что самым электроотрицательным элементом является фтор.

При образовании химических связей атомы неметаллов могут как притягивать к себе электроны, так и отдавать их более электроотрицательным атомам. Поэтому

они проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства (исключение — фтор — всегда окислитель! Даже кислород при взаимодействии с фтором проявляет положительную степень окисления, равную +2).

Соединения неметаллов — оксиды и гидроксиды — проявляют кислотные свойства (см. выше).

Теория строения органических соединений

Основные положения теории, сформулированные в 1861 г. А.М. Бутлеровым:

- атомы в молекулах соединены между собой в определенном порядке в соответствии с их валентностью, причем углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен;
- свойства вещества зависят не только от его количественного и качественного состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле (химического строения);
- атомы в молекулах взаимно влияют друг на друга, что проявляется в химических свойствах веществ;
- химическое строение вещества можно установить на основе знания его химических свойств, и наоборот: исследовав химические свойства, можно с достаточной степенью вероятности описать строение вещества.

Однако со временем стало ясно, что данная теория не все может объяснить: например, она не объясняет строение ненасыщенных и ароматических соединений, а также пространственное строение молекул. Успех в изучении природы химической связи был достигнут только после открытия строения атома и создания электронной теории химической связи, которая была дополнена:

- теорией гибридизации;
- стереохимией — учением о пространственном строении молекул.

Под гибридизацией понимают выравнивание по форме и энергии электронных орбиталей в момент образования химической связи. В органической химии выделяют три вида гибридизации:

$-sp^3$ — все валентные орбитали атома углерода (одна s и три p) участвуют в гибридизации, в итоге образуются четыре одинаковые по энергии и форме орбитали, которые образуют четыре химические связи, направленные вдоль линии, соединяющей ядра атомов, то есть σ -связи;

$-sp^2$ — участвуют в гибридизации одна s и только две p -орбитали, в результате между атомами углерода возникает вторая связь, расположенная над и под плоскостью σ -связи (такую связь называют π -связью);

$-sp$ — участвует в гибридизации одна s и только одна p -орбиталь, в результате между атомами углерода возникает третья связь (кроме σ - и π -связей), которая тоже является π -связью.

Положение о зависимости свойств веществ от химического строения объяснило явление **изомерии** — наличие различных физических и/или химических свойств у веществ одинакового состава.

Виды изомерии

I. Структурная

1. Изомерия углеродного скелета
2. Изомерия положения:
 - а) кратной связи
 - б) функциональной группы

3. Межклассовая изомерия

II. Пространственная

1. Геометрическая (*цис-транс*-изомерия)

III. Оптическая

Способность атомов углерода образовывать прямые, разветвленные и замкнутые цепи, одинарные и кратные связи, комбинации перечисленных структур с другими атомами неметаллов и металлов. Явление изомерии объясняет огромное разнообразие органических веществ.

Еще одним ведущим понятием органической химии является **гомология**. Гомологами называют вещества

сходного химического строения, но отличающиеся по составу на одну или несколько групп CH_2 . Такую группу называют гомологической разностью. Представители каждого класса органических веществ образуют гомологический ряд и являются гомологами.

Классификация органических веществ

Органические вещества

Углеводороды

предельные:

алканы

циклоалканы

непредельные:

алкены

алкадиены

алкины

ароматические:

арены

Функциональные производные

кислородсодержащие:

спирты

фенолы

простые эфиры

альдегиды

кетоны

карбоновые кислоты

сложные эфиры

углеводы

азотсодержащие:

нитросоединения

амины

аминокислоты

белки

Безусловно, данная классификация не включает все классы органических веществ, но дает представление об их многообразии.

Номенклатура органических веществ

Тривиальная номенклатура — сложилась исторически, часто — по названию источника получения вещества. Необходимо знать тривиальные названия веществ, наиболее широко применяемых в быту и органическом синтезе: этилен, ацетилен, формальдегид (муравьиный альдегид), ацетальдегид (уксусный альдегид), этиленгли-

коль, глицерин, муравьиная, уксусная, масляная кислоты и др.

Систематическая номенклатура — создана международной комиссией в конце XIX в. с целью унификации и взаимопонимания между химиками разных стран, содержит правила, которыми надо уметь пользоваться.

1. **Корень** названия показывает, сколько атомов углерода содержится в главной цепи: мет — 1, эт — 2, проп — 3, бут — 4, а также включает корни греческих числительных (пента, гекса и т.д.).

2. **Суффикс** говорит о кратности связи (-ен — двойная, -ин — тройная) или наличии функциональной группы (-ил — углеводородный радикал, -ол — спирт, -он — кетон, -аль — альдегид и т. д.).

3. **Приставка** характеризует форму углеродной цепи (цикло — замкнутая цепь) или указывает на количество однотипных радикалов, кратных связей, функциональных групп. Во втором случае приставка называется «умножающей», она записывается перед названием радикала или перед суффиксом: ди — два, три — три, тетра — четыре, пента — пять и т. д.

4. **Цифра** указывает на место нахождения (для радикалов — перед названием, для остальных — после).

5. **Порядок составления названия:**

а) выбор главной цепи регулируется следующими правилами:

- должна быть самой длинной;
- включать кратные связи и/или функциональные группы;

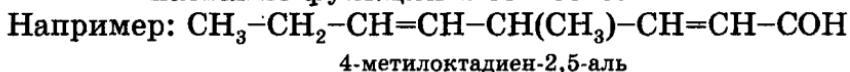
б) **нумерация цепи начинается с того конца, к которому ближе:**

- функциональная группа;
- кратная связь;
- наименьший углеводородный радикал.

Если вещество содержит цикл, то именно он будет главной цепью, которая нумеруется в порядке старшинства в сторону ближайшего заместителя;

в) далее перечисляются:

- место, количество и названия радикалов;
- корень (с приставкой или без нее);
- название функции и ее место.



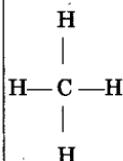
Если необходимо по названию составить формулу вещества, то все выполняется по тем же правилам, но в обратном порядке.

Углеводороды

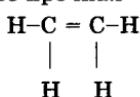
Вид изомерии	Алканы $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Алкены C_nH_{2n}	Алкины $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
Изомерия			
Углеродного скелета	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ пентан $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 2-метилбутан $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_3$ 2,2-диметилпропан	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутен-1 $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_3$ 2-метилпропен	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ пентин-1 $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$ 3-метилбутин-1
Положения кратной связи		$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутен-1 $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ бутен-2	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ пентин-1 $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ пентин-2
Межклассовая		$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутен-1 <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">  Циклобутан </div>	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутин-1 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ бутадиен-1,3
Геометрическая		Цис-бутен-2 $\text{CH}_3-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3$ <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">  </div> Транс-бутен-2 $\text{CH}_3-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3$ <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">  </div>	

Особенности электронного строения

Атом углерода находится в sp^3 -гибридизации, образует четыре одинарные связи, расположенные вдоль линии, соединяющей ядра атомов. Такие связи называют σ -связями



Атомы углерода находятся в sp^2 -гибридизации. Гибридные орбитали образуют σ -связь, а негибридные — π -связь, которая располагается над и под плоскостью σ -связи. Эта связь менее прочная



Атомы углерода находятся в sp -гибридизации. Гибридные орбитали образуют σ -связь, а негибридные — две π -связи $\text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}$

Химические свойства

Замещение

Галогенирование	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$		
Нитрование	$\text{CH}_4 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{t, \text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$		

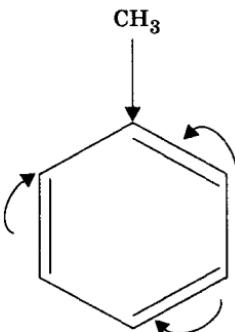
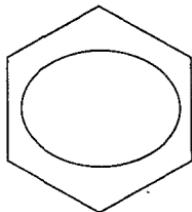
Присоединение

Галогенирование		Обесцвечивание бромной воды $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$	Обесцвечивание бромной воды $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{Br}_2 \rightarrow \text{CHBr}_2-\text{CHBr}_2$
Гидрирование		$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t} \text{CH}_3-\text{CH}_3$	$\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t} \text{CH}_3-\text{CH}_3$
Гидрогалогенирование		$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_3$	$\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHCl}_2$
Гидратация		$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}, \text{H}^+} \text{CH}_3-\text{COH}$
		Полимеризация $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \xrightarrow{t, p} (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$	Тримеризация $3\text{CH}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{C}_{\text{акт.}}, t} \text{C}_6\text{H}_6$

Окисление			
Полное окисление (горение)	$C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	$C_nH_{2n} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	$C_nH_{2n-2} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
Неполное окисление		Обесцвечивание подкисленного раствора перманганата калия $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{[O]} \rightarrow CH_2OH - CH_2OH$	Обесцвечивание подкисленного раствора перманганата калия $CH=CH + H_2O \xrightarrow{[O]} 2HCOOH$

Арены

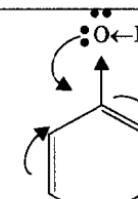
Бензол	Толуол
Особенности электронного строения	
Атомы углерода находятся в sp^2 -гибридизации, σ -связи образуют цикл, расположенный в одной плоскости. Негибридные p -орбитали параллельны, все перекрываются над и под плоскостью кольца, образуя единую электронную орбиталь. Такую связь называют ароматической, она очень прочная. Поэтому бензол мало реакционноспособен	Метильный радикал нагнетает электронную плотность на кольцо, что приводит к ее перераспределению и повышению в <i>ортого</i> - и <i>пара</i> -положениях. Поэтому толуол более реакционноспособен



Химические свойства		
Замещение		
Галогенирование	$C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow[\text{ж}]{Fe, t} \rightarrow C_6H_5Br + HBr$	$C_6H_5CH_3 + Br_2 \xrightarrow[\text{p-p}]{\text{об. усл.}} \rightarrow C_6H_4BrCH_3 + HBr$

Нитрование	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4\text{конц.}} \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4\text{конц.}} \text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_3)_3\text{CH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ тротил
Присоединение		
Галогенирование	$\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$
Гидрирование	$\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t} \text{C}_6\text{H}_{12}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t} \text{C}_6\text{H}_{11}\text{CH}_3$
Окисление		
Полное окисление (горение)	$2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \rightarrow 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 9\text{O}_2 \rightarrow 7\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Неполное окисление		Обесцвечивание подкисленного раствора перманганата калия $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{[O]} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

Спирты

Тип реакции	Алканолы $C_nH_{2n+2}O$	Многоатомные спирты $C_nH_{2n+2}O_m$	Фенол C_6H_5O
Особенности электронного строения			
	$\text{CH}_3\text{CH}_2\ddot{\text{O}}-\text{H}$ Электронная плотность связей смешена в сторону более электроотрицательного атома кислорода, связь O-H полярная, атом водорода «подвижен»	$\text{CH}_2\ddot{\text{O}}-\text{H}$ $\text{CH}_2\ddot{\text{O}}-\text{H}$ Влияние радикала делится между двумя OH-группами, поэтому кислород в большей степени смешает связь от водорода, кислотные свойства проявляются сильнее	 Пара электронов кислорода вступает в сопряжение с кольцом, возросший недостаток электронной плотности он компенсирует за счет связи O-H, еще более поляризует ее. Кислотные свойства еще сильнее

Химические свойства

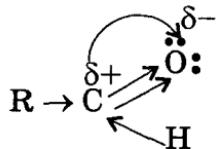
Реакции с участием функциональной группы

+ активный металл	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 + 2\text{Na} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4(\text{ONa})_2 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$
+ основание		$\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{Растворение}} \text{Cu}(\text{OH})_2$, раствор ярко-синего цвета	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$
Дегидратация: а) внутримолекулярная	$\text{H}_2\text{SO}_4, t > 170^\circ\text{C}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$		
б) межмолекулярная	$\text{H}_2\text{SO}_4, t < 170^\circ\text{C}$ $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$		
Гидрогалогенирование	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$		
Галогенирование			Реакция идет по радикалу! $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{Br}_2 \xrightarrow{\text{p-p}} \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH} \downarrow + 3\text{HBr}$
Нитрование		$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ нитроглицерин	$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{конц.}, t$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$ пикриновая кислота
Этерификация	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{конц.}, t} \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$		

Окисление

Полное окисление (горение)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$2\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
Неполное окисление	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$		

Альдегиды ($C_nH_{2n}O$)

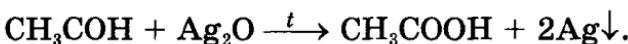


Электронное строение этих соединений: атом углерода функциональной группы находится в sp^2 -гибридизации. На атоме кислорода достаточно большой отрицательный заряд и связь C—H слабополярная, поэтому атом H функциональной группы малоподвижен. Кислотные свойства для альдегидов не характерны.

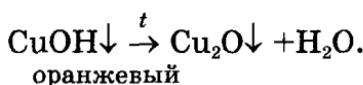
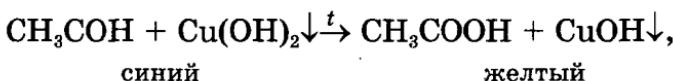
Для данного класса соединений наиболее свойственные окислительно-восстановительные свойства.

I. Восстановительные свойства

- ## 1. Реакция «серебряного зеркала», реагент — аммиачный раствор оксида серебра:



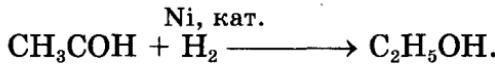
- ## 2. Реакция с гидроксидом меди (II):



Данные реакции являются качественными для определения наличия альдегидной группы.

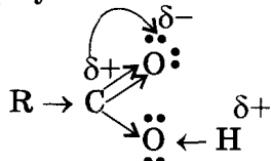
II. Окислительные свойства

- ## 1. Гидрирование:



Карбоновые кислоты ($C_nH_{2n}O_2$)

Электронная формула:



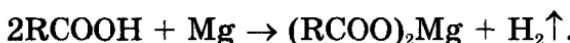
Электронная плотность связей сильно смещена в сторону атома кислорода карбонильной группы, в результате чего к атому кислорода гидроксильной группы она смещена очень слабо, и атом кислорода компенсирует ее недостаток за счет электронной плотности связи О—Н. В итоге атом водорода гидроксила становится «подвижным», и кислотные свойства карбоновых кислот выражены в большей степени, чем у спиртов.

I. Общие кислотные свойства

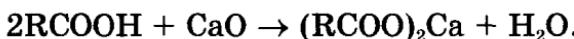
1. Диссоциация:



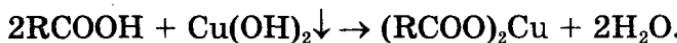
2. Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности до водорода (H):



3. Взаимодействие с оксидами металлов:



4. Взаимодействие с основаниями:

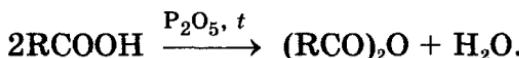


5. Взаимодействие с солями:

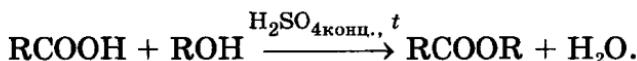


II. Специфические свойства

1. Дегидратация:



2. Этерификация:

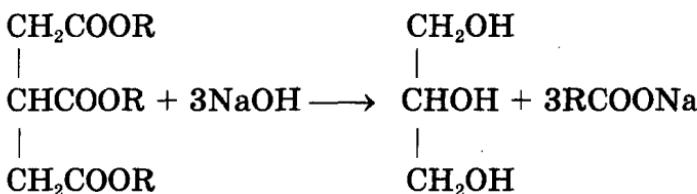


Сложные эфиры. Жиры

Сложные эфиры, образованные трехатомным спиртом глицерином и высшими жирными кислотами, называют жирами.

Наибольшее значение имеют реакции щелочного и кислотного гидролиза и гидрирования жидкых жиров (масел):

1. Щелочной гидролиз жиров (омыление)



2. Кислотный гидролиз протекает по той же схеме, но реагентом является вода. Реакция протекает в слабокислой среде (например, желудочном соке). В результате образуются глицерин и высшие жирные кислоты. Они транспортируются в организме к нужному органу, где происходит синтез специфического для данного организма жира (синтез — реакция этерификации).

3. Гидрирование (гидрогенизация) жиров — промышленный процесс. Его проводят с целью получения твердого искусственного жира из растительных масел, поскольку в состав растительных масел входят непредельные карбоновые кислоты. При гидрировании они присоединяют атомы водорода и превращаются в предельные (или насыщенные). Процесс ведут при повышенном давлении и в присутствии катализатора (Ni):



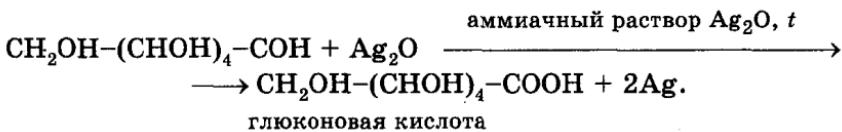
Углеводы ($C_n(H_2O)_m$ ($n, m > 3$))

Моносахариды	Олигосахариды	Полисахариды
<p>Глюкоза ($C_6H_{12}O_6$) — полифункциональное соединение: пятиатомный спирт и альдегид $CH_2OH-(CHON)_4-COH$</p> <p>Фруктоза ($C_6H_{12}O_6$) — изомер глюкозы: пятиатомный спирт и кетон $CH_2OH-(CHON)_3-CO-CH_2OH$</p>	<p>Сахароза ($C_{12}H_{22}O_{11}$) — дисахарид, образованный из остатков циклической формы глюкозы за счет альдегидных групп, поэтому содержит только спиртовые группы.</p> <p>При гидролизе превращается в глюкозу и фруктозу</p>	<p>Крахмал и целлюлоза ($C_6H_{10}O_5$)_n — полимерные вещества, образованные из остатков циклической формы глюкозы. Различаются степенью полимеризации и пространственной структурой: целлюлоза имеет более длинные цепи, расположенные параллельно друг другу. Крахмал же имеет более разветвленную структуру.</p> <p>При гидролизе превращаются в глюкозу</p>

Химические свойства глюкозы

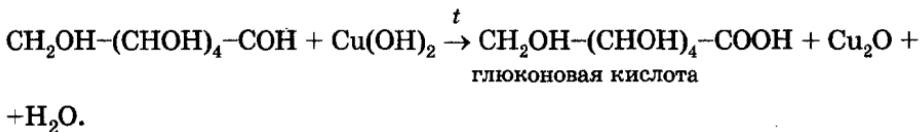
I. Окисление

1. Реакция «серебряного зеркала»:

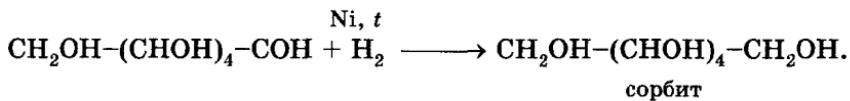


Так как реакция протекает с аммиачным раствором Ag_2O , в растворе будет находиться аммониевая соль глюконовой кислоты $CH_2OH-(CHON)_4-COONH_4$.

2. Реакция с гидроксидом меди (II) при нагревании:



II. Восстановление:

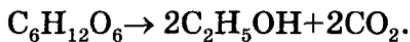


III. Кислотные свойства — взаимодействие с основаниями при обычных условиях:



IV. Брожение

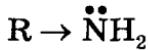
1. Спиртовое — под действием фермента дрожжей:



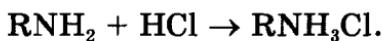
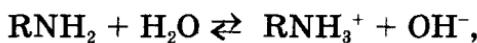
2. Молочнокислое — под действием фермента молочнокислых бактерий:



Амины. Аминокислоты. Белки



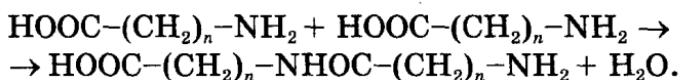
Из электронной формулы амина следует, что, помимо неподеленной электронной пары на атоме азота, повышен отрицательный заряд за счет смещения электронной плотности от углеводородного радикала. Такой атом может выступать акцептором протонов. Поэтому вещества данного класса проявляют основные свойства:



Аминокислоты — это полифункциональные соединения: содержат как карбоксильные, так и аминогруппы. Поэтому их называют амфотерными соединениями. Но

амфотерные свойства проявляются в том случае, если число основных и кислотных групп равно.

Наиболее важным химическим свойством аминокислот является реакция поликонденсации с образованием пептидной связи:



В результате реакции получаются полипептиды или белки. Данная реакция обратима. Обратная реакция называется гидролизом, протекает в живых организмах под воздействием ферментов или при кипячении с раствором кислоты или щелочи.

По продуктам гидролиза белка судят о его составе.

Строение белка:

1. Первичная структура — последовательность аминокислотных остатков, соединенных посредством пептидной связи.

2. Вторичная структура — закручивание полипептидной цепи в спираль за счет образования водородных связей между витками спирали.

3. Третичная структура — трехмерная конфигурация спирали (глобула), которая образуется посредством дисульфидных, сложноэфирных, солевых мостиков.

4. Четвертичная структура — ассоциация нескольких глобул за счет межмолекулярного взаимодействия.

Задания, проверяющие знание элементов данного блока, самые многочисленные: с А3 по А18, с В1 по В3 и с В5 по В8. Знания проверяются как на базовом, так и на повышенном уровне (тип В). Приведем примеры таких заданий:

А_n. Верны ли следующие суждения о неметаллах?

- А. Все неметаллы являются химически активными веществами.
- Б. Все неметаллы обладают только окислительными свойствами.

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

В данном случае рассуждения могут быть следующими: с одной стороны, основную часть воздуха составляет азот, который относится к неметаллам и является инертным веществом. Значит, суждение А уже неверно. С другой стороны, известны реакции с участием простого вещества азота, в результате которых атомы как понижают свою степень окисления (синтез аммиака), так и повышают ее (окисление в результате электрического разряда). Значит, и суждение Б тоже неверно. Правильный ответ 4.

Вп. Установите соответствие между уравнением реакции и веществом-окислителем, участвующим в данной реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- 1) $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$
- 3) $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$
- 4) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

ОКИСЛИТЕЛЬ

- A) H_2
- Б) N_2
- В) NO
- Г) NH_3

При выполнении данного задания необходимо определить вещества, атомы в которых изменяют свою степень окисления. Затем определить степени окисления атомов в этих веществах и проанализировать, в результате приема или отдачи электронов эти изменения происходят. Напомним, что окислителем является атом, принимающий электроны и понижающий свою степень окисления.

В реакции 1) атом азота понижает степень окисления с +2 до 0. Значит, соответствующий ответ В. В реакции 2) атом водорода понижает степень окисления с +1 до 0, значит, соответствующий ответ Г. В реакции 3) атом водорода понижает степень окисления с 0 до -1, правильный ответ А. В реакции 4) атом азота понижает степень

окисления с +2 до 0, следовательно, правильный ответ В. Таким образом, получаем последовательность букв ВГАВ, которую и нужно внести в бланк ответов.

Обратите внимание, что не все варианты ответов мы использовали (ответ Б в данном случае является вообще неправильным). Такое тоже возможно. Поэтому не стоит угадывать правильный ответ. Лишь в результате логических рассуждений, на основе знания фактов, ошибка будет сведена к минимуму!

3 ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

В содержательный блок «Химическая реакция» включены следующие элементы:

Классификация химических реакций в неорганической и органической химии:

- скорость реакции, ее зависимость от различных факторов;
- обратимые и необратимые химические реакции; химическое равновесие и условия его смещения;
- диссоциация электролитов в водных растворах; сильные и слабые электролиты;
- реакции ионного обмена;
- окислительно-восстановительные реакции;
- коррозия металлов и способы защиты от нее;
- гидролиз солей, среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная;
- электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей);
- гидролиз солей.

Реакции, характеризующие основные свойства и способы получения:

- а) углеводородов;
- б) кислородсодержащих соединений;
- в) азотсодержащих соединений.

— механизмы реакций замещения и присоединения в органической химии; правило В.В. Марковникова;

— реакции, подтверждающие взаимосвязь различных классов:

- а) неорганических веществ;
- б) углеводородов и кислородсодержащих органических соединений.

Классификация химических реакций

Под классификацией чего-либо понимают распределение объектов в соответствии с определенным признаком. В зависимости от выбора признака классификации одни и те же объекты могут попадать в разные группы, а некоторые из них могут вообще выпасть из классификации.

Признак классификации	Химические реакции
Изменение степени окисления атомов	Реакции окислительно-восстановительные и неокислительно-восстановительные
Число и состав реагентов и продуктов	Реакции замещения, соединения, разложения, обмена
Механизм реакции (для реакций между органическими веществами)	Реакции радикального замещения, присоединения, расщепления. Реакции ионного замещения, присоединения, расщепления, обмена
Направление протекания реакции	Реакции обратимые и необратимые
Тепловой эффект	Реакции экзотермические и эндотермические
Использование катализатора	Реакции каталитические и некаталитические

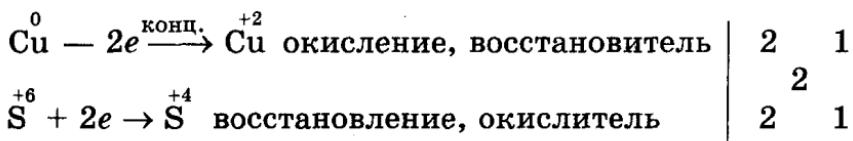
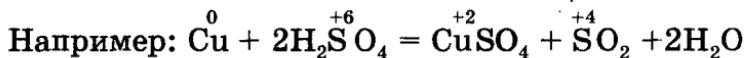
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — реакции, при которых изменяются степени окисления атомов. Если в реакции участвуют простые вещества, то она обязательно является ОВР, значит, реакция замещения — всегда ОВР.

Вещества, в состав которых входят атомы, «теряющие» электроны, называют *восстановителями*, вещества, в состав которых входят атомы, «принимающие» электроны, — *окислителями*.

Восстановление — процесс «принятия» электронов.

Окисление — процесс «отдачи» электронов. Так как передача электронов осуществляется в момент протекания реакции (разрушения старых и образования новых химических связей, изменения их характера), то данные процессы всегда существуют в единстве. Если указан окислитель или процесс восстановления, то обязательно надо указать восстановитель и процесс окисления.

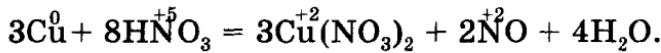
Для схематического изображения окислительно-восстановительного процесса используют электронный баланс.



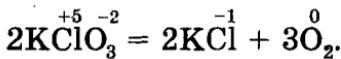
Так как один атом серы изменяет степень окисления, а второй нет, перед формулой серной кислоты надо поставить коэффициент 2 и перед формулой воды тоже.

В зависимости от «местонахождения» атомов, изменяющих свою степень окисления, ОВР можно разделить на следующие группы:

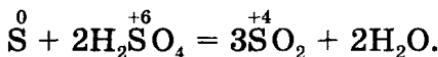
Межмолекулярные — атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав разных веществ:



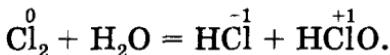
Внутримолекулярные — атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но являются атомами разных элементов:



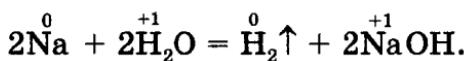
Самоокисления-самовосстановления — атом-окислитель и атом-восстановитель являются атомами одного и того же элемента, но находятся в разных степенях окисления:



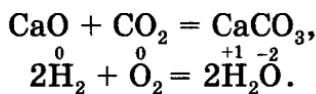
Диспропорционирования — атом-окислитель и атом-восстановитель являются атомами одного химического элемента и находятся в одинаковой степени окисления:



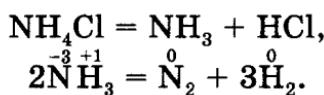
Реакция замещения — реакция между простым и сложным веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают какие-либо атомы в сложном веществе:



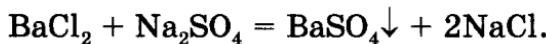
Реакция соединения — реакция, в результате которой из нескольких веществ образуется одно более сложное вещество. Данные реакции могут быть как окислительно-восстановительными, так и не окислительно-восстановительными:



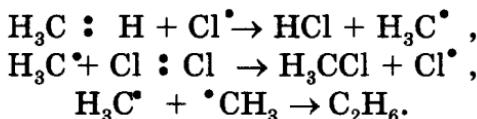
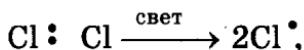
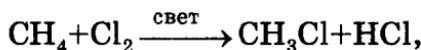
Реакция разложения — реакция, в результате которой из одного вещества образуется несколько более простых. Данные реакции тоже могут быть как окислительно-восстановительными, так и не окислительно-восстановительными:



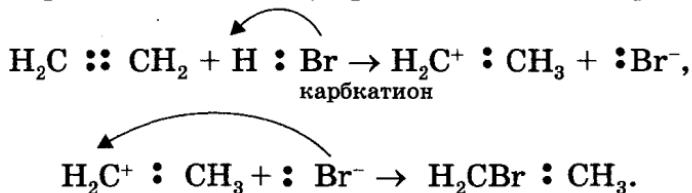
Реакция обмена — реакция между сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями. При их протекании степени окисления атомов не изменяются:



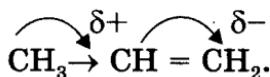
Радикальная реакция — реакция, в процессе которой образуются частицы, состоящие из атомов или групп атомов и имеющие неспаренные электроны:



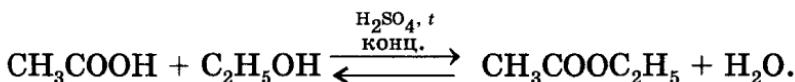
Ионная реакция — реакция, в процессе которой образуются карбониевые ионы (карбкатионы или карбанионы):



Направление присоединения протона к молекуле несимметрично замещенного алкена определяется **правилом Марковникова**: протон присоединяется к тому углеродному атому, у которого меньше углеводородных заместителей (к «более гидрированному»). Эта направленность легко объясняется классической электронной теорией. Молекула несимметрично замещенного алкена является поляризованной, а алкильные радикалы как электронодорные заместители определяют наиболее вероятное место присоединения протона:



Обратимая реакция — реакция, протекающая при одинаковых и тех же условиях во взаимно противоположных направлениях:

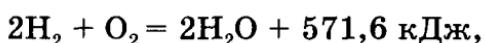


Термохимическая реакция — реакция, сопровождающаяся тепловым эффектом. Если этот эффект положительный, то реакция экзотермическая, если отрицательный — эндотермическая.

Уравнение реакции, в котором указан тепловой эффект, называется **термохимическим (ТХУ)**.

На практике часто используют понятия «*теплота образования*» и «*теплота сгорания*».

Под теплотой образования понимают тепловой эффект реакции образования сложного вещества из простых, рассчитанный на 1 моль сложного вещества.



$$Q_{\text{реакции}} = 571,6 \text{ кДж},$$

$Q_{\text{обр}}(\text{H}_2\text{O}) = 285,8 \text{ кДж/моль}$, так как по уравнению образуется 2 моля воды.

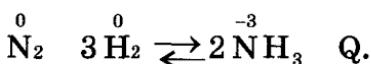
Под теплотой сгорания понимают тепловой эффект реакции горения вещества, рассчитанный на 1 моль вещества. В данном примере, поскольку указанный процесс является горением водорода, тепловой эффект реакции тот же и теплота сгорания водорода равна теплоте образования воды.

Тепловой эффект реакции не зависит от пути, по которому она протекает, а определяется химической природой реагентов и продуктов.

Так как уравнения реакций составляют на основании закона сохранения массы и энергии, то по термохимическим уравнениям можно производить расчеты так же, как по уравнениям реакций.

Катализитическими называют реакции, протекающие в присутствии катализатора (вещества, изменяющего скорость протекания реакции и сохраняющего в результате свой первоначальный состав).

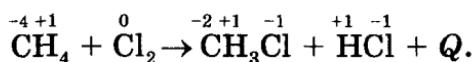
Очень часто одну и ту же реакцию можно отнести к разным группам. Например, это относится к реакции синтеза амиака:



Так как атомы азота и водорода изменяют свои степени окисления, то это ОВР. Из двух веществ образуется одно — реакция соединения. При одних и тех же условиях протекает в двух взаимно противоположных направлениях — обратимая реакция. Сопровождается выделением большого количества теплоты (положительный тепловой эффект) — экзотермическая реакция. В промышленности

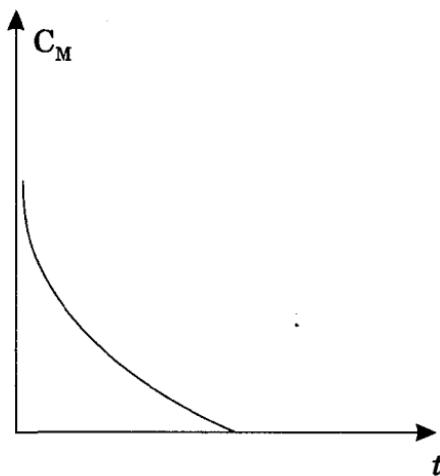
для создания оптимальных условий используют катализатор — каталитическая реакция.

Реакция хлорирования метана:



Атомы хлора и углерода изменяют свои степени окисления (это можно определить, не рассчитывая их: если в реакцию вступает простое вещество, то она обязательно будет ОВР). Из простого и сложного образуются два новых вещества — реакция замещения. В процессе реакции образуются радикалы — замещение радикальное. При данных условиях протекает только в одном направлении — необратимая реакция. Сопровождается выделением теплоты — экзотермическая реакция. Катализаторы не используют — некатализитическая реакция.

Как любой процесс, химическая реакция количественно характеризуется скоростью. Под **скоростью химической реакции** понимают изменение молярной концентрации реагента в единицу времени. Так, если в начальный момент времени концентрация реагента максимальна, то и скорость реакции тоже максимальна. С течением времени вещество расходуется и скорость реакции уменьшается вплоть до 0. Графически эта зависимость выглядит так:



Скорость химической реакции зависит от следующих факторов.

1. Концентрация

Скорость прямо пропорциональна концентрации реагентов.

2. Температура

Скорость большинства химических реакций увеличивается в 2—4 раза при повышении температуры на каждые 10°C. Эта зависимость выражается следующим уравнением: $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta T / 10}$, где γ — температурный коэффициент реакции.

3. Давление

Оказывает влияние, если в реакции участвуют газообразные вещества, концентрация которых прямо пропорциональна давлению в системе. Поэтому с увеличением давления растет концентрация газообразных реагентов и, следовательно, увеличивается скорость реакции.

4. Катализатор

При помощи катализатора можно изменить механизм протекания реакции (или, как говорят химики, «изменить путь реакции»), что приводит к увеличению (положительный катализ) или уменьшению (отрицательный катализ, или ингибиование) скорости реакции.

При обратимом протекании химической реакции говорят о состоянии химического равновесия — состоянии, при котором скорость прямой и обратной реакций равна. Так как процесс не прекращается, а лишь не изменяются концентрации его участников, то на состояние равновесия можно влиять — отодвигать во времени или приближать к началу реакции момент наступления равновесия (поэтому химическое равновесие называют динамическим, то есть подвижным).

На состояние химического равновесия могут оказывать влияние те же факторы, что и на скорость, за исключением катализатора, который ускоряет (или замедляет) в равной степени прямую и обратную реакции.

Концентрация: добавление в систему дополнительного количества хотя бы одного из реагентов или удаление из системы хотя бы одного из продуктов реакции приводит к смещению равновесия в сторону прямой реакции, и, наоборот, уменьшение количества реагентов и увеличение количества продуктов смещает равновесие в сторону обратной реакции.

Температура может оказывать двоякое воздействие (в зависимости от характера теплового эффекта):

а) повышение температуры экзотермической реакции приведет к смещению равновесия в сторону обратной реакции;

б) повышение температуры эндотермической реакции приведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции.

И соответственно наоборот.

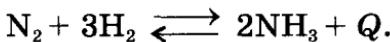
Давление будет оказывать воздействие только в том случае, если в системе будут находиться газообразные вещества. Возможны три варианта:

а) в процессе реакции общее число газообразных частиц увеличивается — повышение давления приведет к смещению равновесия в сторону обратной реакции, а понижение — в сторону прямой;

б) в процессе реакции общее число газообразных частиц уменьшается — повышение давления приведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции, а понижение — в сторону обратной;

в) в процессе реакции число газообразных частиц не меняется. В этом случае изменения давления влиять на смещение равновесия не будут.

Используя перечисленные выше закономерности, подбирают оптимальные условия для проведения промышленных синтезов. Например, синтез аммиака:



Данная реакция экзотермическая, значит, повышение температуры будет смещать равновесие в сторону исходных веществ. Из этого следует, что процесс надо вести при как можно более низкой температуре, но тогда скоп-

рость реакции сильно замедлится. Поэтому принимают компромиссное решение — температуру держат в пределах 420—500°C, но реагенты, отделяя от продуктов, несколько раз пропускают через контактный аппарат.

Поскольку реагенты и продукты — газы и реакция идет с уменьшением числа газообразных частиц, увеличить скорость и сместить равновесие в нужном направлении можно, повысив давление. Однако это связано с большими энергетическими, а следовательно, и экономическими затратами. Поэтому давление выше 30 атм не поднимают.

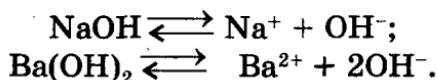
Скорость реакции повышают, выводя из сферы реакции образующийся аммиак и используя катализатор. Кроме того, увеличение выхода продукта достигается многократным пропусканием непрореагировавшей азото-водородной смеси через контактный аппарат.

Особенности протекания реакций в растворе

При растворении веществ, являющихся электролитами, в воде происходит процесс диссоциации — распад веществ на ионы. Этот процесс обратим, и его равновесие в зависимости от природы электролита смещено в сторону продуктов по-разному. Сильные электролиты (многие кислоты, растворимые основания и соли) практически нацело диссоциируют, слабые электролиты — нет. Если вещество растворимо в воде и образовано ионной связью, то оно является сильным электролитом. Если же образовано ковалентной связью, то может быть сильным электролитом (некоторые кислоты), но чаще все-таки является слабым электролитом.

Из изучаемых классов неорганических веществ неэлектролитами являются оксиды и гидриды металлов.

Диссоциация оснований:

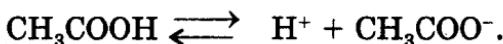
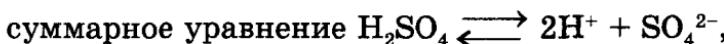
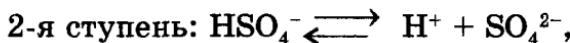


Общие свойства растворимых оснований обусловлены наличием в растворе гидроксидионов.

Диссоциация солей:



Диссоциация кислот происходит ступенчато, если они многоосновные:



Общие свойства кислот (как неорганических, так и органических) обусловлены наличием в растворах протонов.

Количественной характеристикой силы электролита является степень диссоциации, которая выражается отношением числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул данного вещества, находящихся в растворе: $\alpha = N_{\text{дис.}} : N_{\text{общ.}}$, и может быть выражена как волях от единицы, так и в процентах.

Если $\alpha > 0,3$ (30%), то электролит сильный.

Если $\alpha < 0,03$ (3%), то электролит слабый.

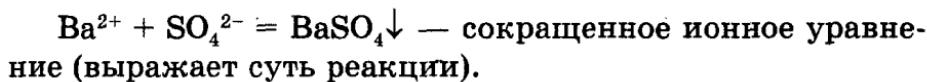
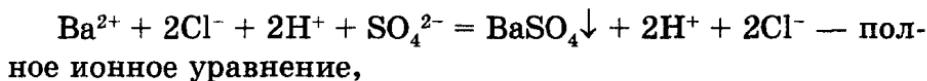
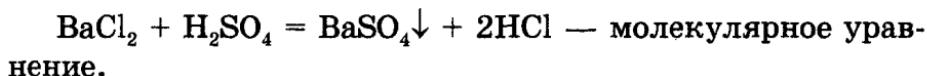
Если $0,03 \text{ (3\%)} < \alpha < 0,3 \text{ (30\%)}$, то электролит средней силы.

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Практически все растворимые соли	Некоторые соли ($\text{Fe}(\text{SCN})_3$, HgCl_2)
Растворимые основания	Некоторые основания (NH_4OH)
Кислоты: H_2SO_4 , HCl , HBr , HNO_3 , HClO_4	Большинство органических и некоторые неорганические кислоты

К электролитам средней силы относят H_3PO_4 и HCOOH .

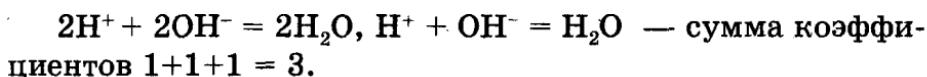
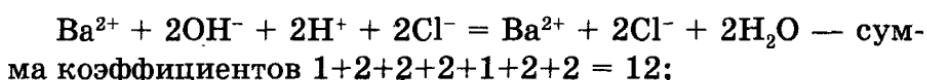
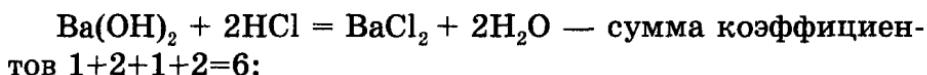
Реакции, протекающие в растворах электролитов без изменения степеней окисления атомов, называют реак-

циями ионного обмена. Их уравнения необходимо записывать в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде. Например:



Чтобы правильно составлять ионные уравнения, надо пользоваться таблицей растворимости, в которой содержится информация о растворимости веществ, формулы и заряды ионов — катионов и анионов. Поэтому написанные формулы ионов следует проверять по этой таблице, а также правильно переводить индексы в коэффициенты. Например, формула BaCl_2 должна быть записана в виде $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$, а не $\text{Ba}^{2+} + \text{Cl}_2^-$. Еще надо помнить, что суммарный заряд всех ионов-реагентов всегда равен суммарному заряду ионов — продуктов реакции.

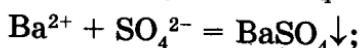
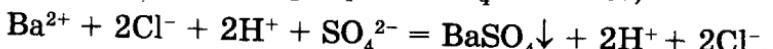
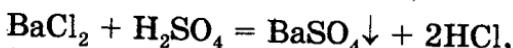
При суммировании коэффициентов реакции помните, что отсутствие коэффициента в записи не означает его равенство 0 (ведь коэффициент — это числовой множитель, и если он равен 0, то и все произведение равно 0!). Просто коэффициент равен 1, а множитель 1 в алгебраических действиях не записывают. Кроме того, если в сокращенном ионном уравнении получаются кратные коэффициенты, то их надо разделить на общий делитель (как при алгебраических действиях):



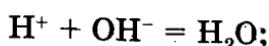
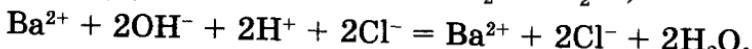
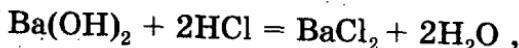
К реакциям ионного обмена относят реакции кислот с солями и основаниями, оснований с кислотами и солями, между солями (естественно, в растворе!).

Возможность протекания этих реакций определяется следующими факторами:

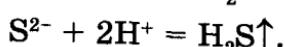
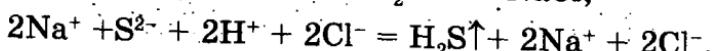
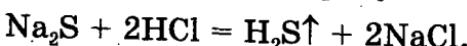
1) образование нерастворимого вещества:



2) образование неэлектролита или слабого электролита:

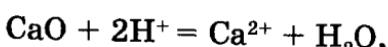
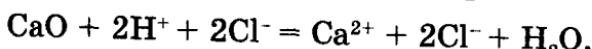
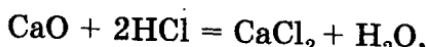


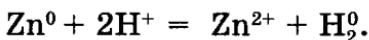
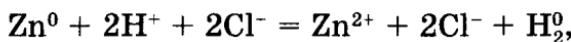
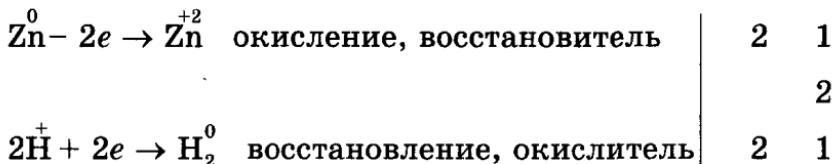
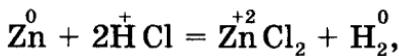
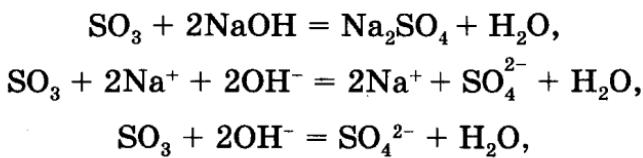
3) образование газообразного продукта:



Этими же правилами пользуются для определения возможности совместного нахождения ионов: если хотя бы одно из этих правил соблюдается, то нахождение предложенных ионов одновременно в растворе невозможно!

Кроме того, если реакция протекает в растворе, то записывать ее уравнение следует тоже в ионном виде. Например, реакции взаимодействия оксидов с растворимыми гидроксидами или металлов с кислотами и солями:

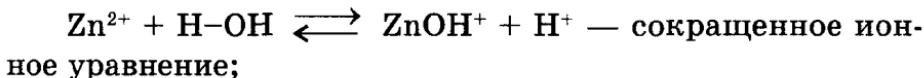
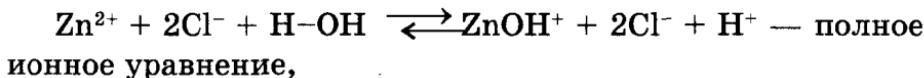
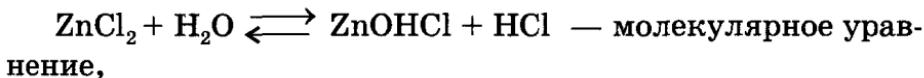




К реакциям ионного обмена относят и реакции **гидролиза** — обмена между солью и водой.

В школьной программе рассматривают три типа гидролиза:

1) по катиону — гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (среда в растворе такой соли кислая):



2) по аниону — гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой (среда в растворе такой соли щелочная):

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ — молекулярное уравнение,

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H-OH} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ — полное ионное уравнение,

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H-OH} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ — сокращенное ионное уравнение;

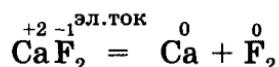
3) отсутствие гидролиза — если соль образована сильным основанием и сильной кислотой (среда в растворе такой соли нейтральная).

Поскольку процессы диссоциации и гидролиза являются обратимыми, они подчиняются общим закономерностям смещения химического равновесия, и данные процессы можно как усиливать, так и замедлять, добавляя в раствор одноименный ион, разбавляя раствор или нагревая его.

Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, протекающий в расплаве или растворе электролита под действием постоянного электрического тока.

На катоде (отрицательно заряженный электрод) происходит процесс восстановления, на аноде (положительно заряженный электрод) — процесс окисления.

Если проводят электролиз расплава, то на катоде восстанавливаются катионы металла, на аноде окисляются анионы кислотного остатка.



Если проводят электролиз раствора, то окислительно-восстановительным процессам наряду с катионами и анионами могут подвергаться молекулы воды. В этом случае необходимо учитывать следующие закономерности:

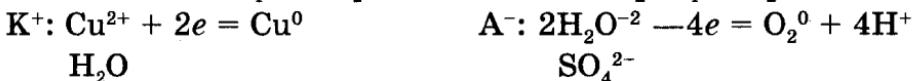
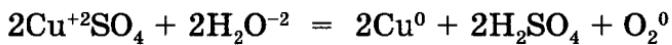
1) если металлы находятся в ряду активности после водорода, то их ионы всегда восстанавливаются;

2) если металлы находятся в ряду активности до алюминия (включая его), то восстановить их ионы из раствора нельзя. Восстанавливаются атомы водорода из воды;

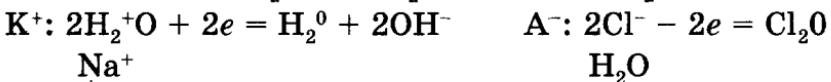
3) ионы остальных металлов восстанавливаются вместе с водородом; чтобы уменьшить восстановление водорода, подбирают соответствующую концентрацию раствора и силу тока;

4) в растворе не окисляются фторидионы, анионы кислородсодержащих кислот и гидроксидионы, в этом случае окисляются атомы кислорода из воды:

эл. ток



эл. ток



Коррозия металлов — самопроизвольное разрушение металлических материалов в результате химического воздействия окружающей среды (металлы окисляются веществами, находящимися в окружающей среде).

Наибольший вред наносят **химическая и электрохимическая коррозия**.

Химическая коррозия протекает при взаимодействии металлов с сухими газами (этот процесс происходит при повышенных температурах, когда конденсация влаги на поверхности металла невозможна) или растворами нелектролитов. Данные процессы протекают на различных химических производствах, постепенно разрушая реакторы.

Электрохимическая коррозия протекает в водных растворах: растворенный кислород и ионы водорода — важ-

нейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию.

Как правило, в технике используют не чистые металлы, а их сплавы. Поэтому в растворе электролита в непосредственном контакте оказываются металлы разной активности — возникает микрогальванический элемент. Более активный металл начинает окисляться, восстанавливая протоны из раствора электролита. Эти процессы разделены в пространстве. Постепенно активные металлы разрушаются.

Откуда берутся растворы электролитов в окружающей среде? Из растворенных кислотных оксидов и солей.

Чтобы предохранить металлические поверхности от коррозии, используют как механические, так и электрохимические способы их защиты:

а) нанесение защитных покрытий (изоляция от агрессивной среды) — лаков, красок, различных смазок, металлических покрытий (из металлов, более устойчивых в агрессивной среде);

б) тщательную полировку поверхности (чтобы в трещинах не скапливалась влага, в которой постепенно растет концентрация электролита);

в) применяют металлы высокой степени чистоты (чтобы не создавались гальванические пары);

г) «протекторную» защиту (создание специального гальванического элемента в виде куска более активного металла, который после разрушения заменяют новым, при этом защищаемая конструкция не разрушается);

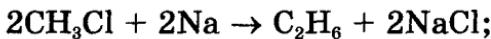
д) электрозащиту (подведение микротоков к металлическим конструкциям, чтобы восполнить количество электронов, пошедших на восстановление электролита);

е) изменение характера среды (обычно в раствор электролита добавляют специальные вещества, замедляющие скорость окисления, — ингибиторы коррозии).

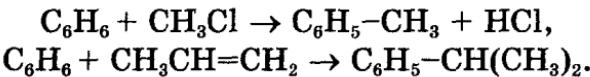
Реакции, лежащие в основе получения органических соединений

1. Синтезы с увеличением углеродного скелета:

а) синтез Вюрца: *Hal*-производное + активный металл:

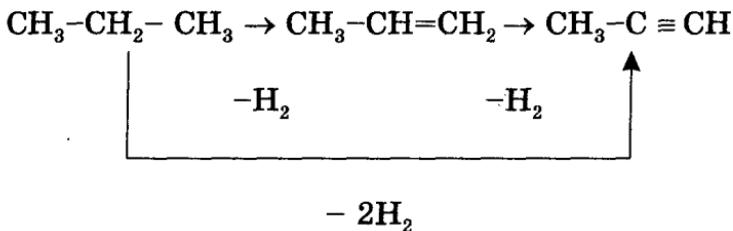


б) алкилирование аренов: + *Hal*-производное или ал-
кен в присутствии катализатора (Al_2O_3):

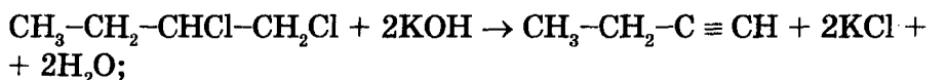
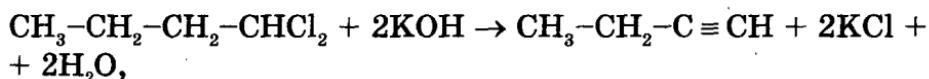
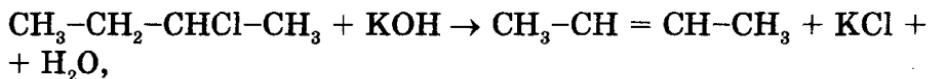
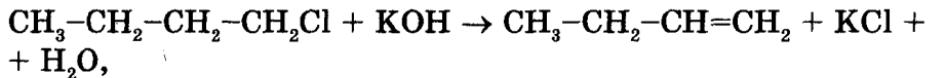


2. Получение алканов и алкинов:

а) дегидрирование на катализаторе (Ni):



б) дегидрогалогенирование спиртовым раствором щёлочи:

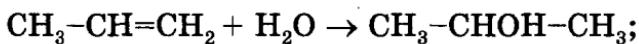


в) внутримолекулярная дегидратация спиртов ($t > 170^\circ\text{C}$, H_2SO_4 конц.):



3. Получение спиртов:

a) гидратация алkenов (H_2SO_4 конц., t):

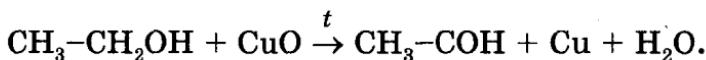


b) щелочной гидролиз *Hal*-производных:



4. Получение альдегидов:

a) окисление спиртов:

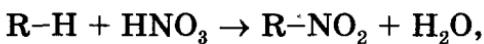


5. Получение карбоновых кислот:

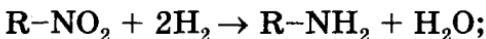
окисление альдегидов (см. химические свойства альдегидов).

6. Получение аминов:

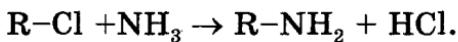
a) нитрование углеводородов (HNO_3 конц. + H_2SO_4 конц.):



затем восстановление нитросоединений в амины (Ni , t):



b) аминирование *Hal*-производных:



Кроме того, используют реакции, приведенные при описании химических свойств различных классов веществ.

Взаимосвязь между классами соединений проявляется во взаимном превращении их друг в друга при химических реакциях. В заданиях это называется «решить цепочку». Пожалуй, это самые сложные задания, поскольку они требуют хорошего знания химических свойств и способов получения отдельных веществ и классов соединений. Кроме того, всегда требуется указывать условия, при которых приводимые реакции протекают.

1 2 3 4

Метан → ацетилен → ацетальдегид → уксусная кислота →

5 6

→ 2-хлоруксусная кислота → аминоуксусная кислота →
→ трипептид.

Это, пожалуй, самая простая схема, которая связывает между собой многие классы органических соединений, изучаемых в школе:

1 — термическое разложение метана без доступа воздуха при 1500°C (промышленный способ получения ацетилена);

2 — гидратация ацетилена в присутствии солей ртути и серной кислоты (реакция Кучерова);

3 — окисление ацетальдегида аммиачным раствором оксида серебра при нагревании (реакция «серебряного зеркала»);

4 — хлорирование на свету;

5 — аминирование;

6 — поликонденсация аминокислоты.

(Советуем для тренировки составить уравнения описанных реакций. Практически все они встречаются в тексте данной книги.)

Аналогичные цепочки превращений составляют и для неорганических веществ:

4

1

2

3

Кальций → оксид кальция → гидроксид кальция →
→ карбонат кальция

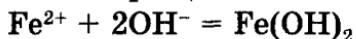
5

- 1 — окисление кислородом воздуха (ОВР);
- 2 — взаимодействие с водой;
- 3 — взаимодействие с углекислым газом или карбонатом натрия (реакция с участием ионов);
- 4 — взаимодействие с углекислым газом при нагревании;
- 5 — растворение кальция в воде (ОВР).

Составлять уравнения надо с указанием балансов и в ионном виде (если реакция протекает в растворе). Потренируйтесь!

Элементы знаний данного блока непосредственно проверяются заданиями А19—А27, А30, В2—В4, В8, С1—С3. То есть на всех трех уровнях — базовом, повышенном и высоком.

Ап. Сокращенное ионное уравнение



соответствует взаимодействию веществ:

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и KOH
- 2) FeSO_4 и LiOH
- 3) Na_2S и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3

Для выполнения этого задания надо знать: на какие ионы диссоциируют перечисленные вещества, условия протекания реакций ионного обмена до конца, что такое сокращенное ионное уравнение и как оно составляется. Также необходимо уметь пользоваться таблицей растворимости.

Проанализировав состав и растворимость предложенных реагентов, сразу можно отбросить ответы 1 и 3, так как в них ионы железа имеют заряд $3+$. Ответ 3 также не подходит, потому что реагенты не содержат вообще гидроксид-ионов OH^- . Значит, правильный ответ 2.

В4. Формальдегид взаимодействует:

- А) с N_2
- Б) с FeCl_3
- В) с HNO_3
- Г) с $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- Д) с CH_3COOH
- Е) с $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$

Для получения правильного ответа необходимо вспомнить свойства альдегидов, к которым принадлежит формальдегид, — это окисление и восстановление. Среди предложенных реагентов восстановителей нет, а окислителями альдегидов являются гидроксид меди(II) и аммиакат серебра (аммиачный раствор оксида серебра) — ответы Г) и Е), которые и следует занести в бланк ответов.

Вп. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ

- 1) CaCl_2
- 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- 3) K_2SO_4
- 4) FeCl_3

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- А) $\text{Ca}, \text{O}_2, \text{Cl}_2$
- Б) $\text{Fe}, \text{H}_2, \text{Cl}_2$
- В) $\text{K}, \text{H}_2, \text{SO}_3$
- Г) $\text{Fe}, \text{H}_2, \text{O}_2$
- Д) H_2, Cl_2
- Е) H_2, O_2

Правильным ответом является последовательность букв ДГЕБ. Нужно вспомнить, что при электролизе водных растворов солей на катоде и аноде могут протекать «конкурирующие» процессы — восстановление ионов металлов или воды, либо окисление анионов кислот или воды. Напомним правила: из водных растворов можно восстановить металлы, стоящие в ряду активности после алюминия, а окислить — анионы безкислородных кислот (кроме фторид-иона).

4 ПОЗНАНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Содержательный блок «Познание и применение веществ человеком» включает в себя следующие элементы:

- правила работы в лаборатории;
- лабораторная посуда и оборудование;
- правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии;
- методы исследования объектов, изучаемых в химии;
- определение характера среды;
- индикаторы;
- качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- общие способы получения металлов;
- общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Промышленное получение веществ и охрана окружающей среды;
- природные источники углеводородов, их переработка;
- основные методы синтеза высокомолекулярных соединений (пластмасс, синтетических каучуков, волокон);
- вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей;
- расчеты объемных отношений газов при химических реакциях;
- расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества из участвующих в реакции;
- расчеты теплового эффекта реакции;
- расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси);
- расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества;
- нахождение молекулярной формулы вещества.

Качественные реакции в химии

Ион, вещество	Условия реакции, реагенты	Признаки реакции, ионные уравнения
H ⁺	Лакмус Метиловый оранжевый	Красный цвет раствора Розовый цвет раствора
NH ₄ ⁺	OH ⁻ , t	Выделение газа с резким запахом $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Ag ⁺	Cl ⁻	Белый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
Na ⁺	Пламя	Желтое окрашивание
K ⁺	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca ²⁺	CO ₃ ²⁻	Белый осадок $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Белый мелкокристаллический осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Cu ²⁺	OH ⁻	Синий осадок $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Fe ²⁺	OH ⁻	Зеленоватый осадок $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$
	K ₃ [Fe(CN) ₆] красная кровяная соль	Синий осадок (турнбулева синь) $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$
Fe ³⁺	OH ⁻	Fe ³⁺ + 3OH ⁻ = Fe(OH) ₃ ↓ Бурый осадок
	K ₄ [Fe(CN) ₆] желтая кровяная соль	4Fe ³⁺ + 3[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ = Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ ↓ Темно-синий осадок (берлинская лазурь)
	NH ₄ SCN роданид аммония	Fe ³⁺ + 3SCN ⁻ = Fe(SCN) ₃ Кроваво-красный раствор
Al ³⁺	OH ⁻	Белый студенистый осадок, растворяющийся в избытке щелочи $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
Cl ⁻	Ag ⁺	Белый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$

Br^-	Ag^+	Желтоватый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$
I^-	Ag^+	Желтый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый мелкокристаллический осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц.	Бурый газ $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
PO_4^{3-}	Ag^+	Ярко-желтый осадок $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	Ba^{2+}	Желтый осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{Ba CrO}_4 \downarrow$
S^{2-}	Cu^{2+}	Черный осадок $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
OH^-	Лакмус	Синий цвет раствора
	Фенолфталеин	Малиновый цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Желтый цвет раствора
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Раствор KMnO_4 , H^+	Обесцвечивание раствора $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$
	Br_2 aq (бромная вода)	Обесцвечивание раствора $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	CuO , t	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} + \text{Cu}$ Запах ацетальдегида; медная проволока, покрытая черным налетом, становится блестящей
$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ глицерин	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	Ярко-синий раствор $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{OH}(\text{O}_2\text{Cu}) + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ фенол	Br_2 aq (бромная вода)	Белый осадок $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{OH} \downarrow + 3\text{HBr}$
	Раствор FeCl_3	Раствор фиолетового цвета

HCOH	Cu(OH) ₂ ↓, t	Красный осадок 2HCOH + 2Cu(OH) ₂ ↓ → → 2HCOOH + Cu ₂ O↓ + 2H ₂ O
	Ag ₂ O, t	Серебряный налет на стекле HCOH + Ag ₂ O → HCOOH + 2Ag↓
CH ₃ COOH	Лакмус	Раствор красного цвета
	Раствор FeCl ₃	Раствор красного цвета
	Раствор Na ₂ CO ₃	Выделение газа CO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ = CO ₂ ↑ + H ₂ O
HCOOH	Лакмус	Раствор красного цвета
	Раствор KMnO ₄ , H ⁺	Обесцвечивание раствора, выделение газа HCOOH $\xrightarrow{[O]}$ CO ₂ ↑ + H ₂ O
	Раствор Na ₂ CO ₃	Выделение газа CO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ = CO ₂ ↑ + H ₂ O
C ₁₇ H ₃₃ COOH	Br ₂ aq (бромная вода)	Обесцвечивание раствора C ₁₇ H ₃₃ COOH + Br ₂ → → C ₁₇ H ₃₃ Br ₂ COOH
	Раствор KMnO ₄	Обесцвечивание раствора
C ₁₇ H ₃₅ ONa раствор мыла	H ⁺	Белые хлопья C ₁₇ H ₃₅ ONa + H ⁺ → C ₁₇ H ₃₅ OH↓ + Na ⁺
C ₆ H ₁₂ O ₆ глюкоза	Cu(OH) ₂ ↓	Ярко-синий раствор, при нагревании → красный осадок
	Ag ₂ O, t	Серебряный налет на стекле
(C ₆ H ₁₀ O ₅) _n крахмал	Раствор I ₂	Раствор темно-синего цвета
C ₆ H ₅ NH ₂ анилин	Br ₂ aq (бромная вода)	Белый осадок C ₆ H ₅ NH ₂ + 3Br ₂ → → C ₆ H ₂ Br ₃ NH ₂ ↓ + 3HBr
Белок яичный (раствор)	HNO ₃	Осадок желтого цвета
	Cu(OH) ₂ ↓	Раствор фиолетового цвета

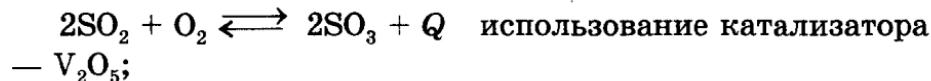
Промышленное получение некоторых веществ

Производство серной кислоты

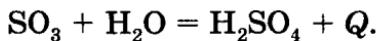
1-я стадия — обжиг пирита в «кипящем слое», обогащение воздуха кислородом:



2-я стадия — окисление сернистого газа в серный ангидрид:

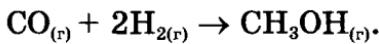


3-я стадия — поглощение серного ангидрида 98-процентной серной кислотой:



Синтез метанола (процесс Фишера—Тропша)

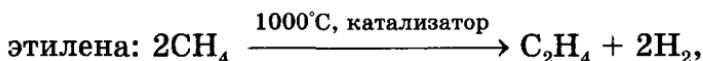
Метанол синтезируют из оксида углерода (II) и водорода на катализаторе:

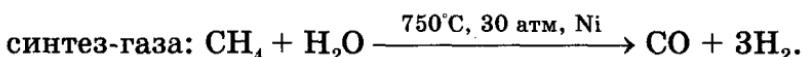
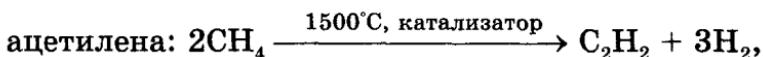


Чтобы реакция шла с достаточной скоростью, процесс ведут при температуре 250°C. Использование катализатора (смеси CuO и ZnO) позволяет не повышать температуру. Поскольку реагенты и продукты (при данных условиях) находятся в газообразном состоянии и процесс идет с уменьшением числа газообразных веществ, реакцию проводят при повышенном давлении — 7 МПа.

Переработка природных источников углеводородов

1. Природный газ главным образом состоит из метана (CH_4), который используют непосредственно в виде топлива, а также для получения:





2. Нефть — сложная смесь углеводородов и других соединений. В сыром виде ее практически не используют, подвергают переработке: первичная переработка — фракционная перегонка, вторичная переработка — переработка фракций. В их основе лежат как физические, так и химические процессы.

Фракционная перегонка основана на различиях в температурах кипения углеводородов с различной массой.

Типичные фракции перегонки нефти

Фракция	Температура кипения, °C	Число атомов углерода в молекуле
Газы	< 40	1—4
Бензин	40—100	4—8
Лигроин (нафта)	80—180	5—12
Керосин	160—250	10—16
Газойль (дизельное топливо)	230—400	14—22
Мазут:		
смазочное масло и воск	350—500	20—35
битум	>500	>35

Качество бензина как моторного топлива определяется его **октановым числом**, которое указывает процентное объемное содержание 2,2,4-триметилпентана (изооктана) в смеси 2,2,4-триметилпентана и гептана (неразветвленного углеводорода), обладающей такими же детонационными характеристиками горения, как и испытуемый бензин. (Детонационная стойкость бензина — устойчивость смеси паров бензина с воздухом к самовоспламенению при сжатии.)

Данная характеристика зависит от строения углеводородов, входящих в бензин: чем больше разветвленных,

непредельных, циклических и ароматических углеводородов, тем выше детонационная стойкость бензина.

Октановое число бензина прямой гонки не превышает 60. Для улучшения свойств в бензин добавляют антидетонационные присадки, обычно тетраэтилсвинец $Pb(C_2H_5)_4$. Вместе с ним в бензин добавляют 1,2-дибромэтан, который при реакции с тетраэтилсвинцом образует летучий $PbBr_2$, вместе с выхлопными газами попадает в атмосферу и оседает на почву и растения вдоль автомобильных трасс. Его токсичность чрезвычайно высока, поэтому в настоящее время использование тетраэтилсвинца запрещено, особенно в городах.

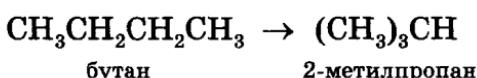
Вторичная переработка нефтепродуктов. Поскольку качество бензина зависит от строения молекул углеводородов, то процессы вторичной переработки направлены на изменение структуры углеводородов, входящих в состав бензиновой фракции. Для этого используют:

креминг — процесс расщепления крупных молекул на более мелкие с образованием алканов и алkenov и их изомеризация:

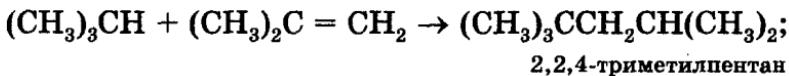
Термический крекинг	Катализитический крекинг
550—650°C	450 — 550°C
для изомеризации — давление 20—50 атм	катализатор — смесь кремнезема и глиноzemа

риформинг — изменение структуры молекул (разветвление, циклизация) или их объединение в более крупные. Процессы риформинга подразделяют на три типа:

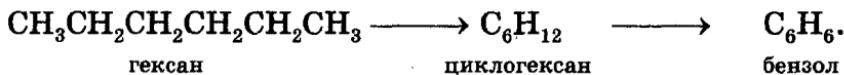
1) изомеризация: 100°C, катализатор — AlCl₃:



2) алкилирование: 25°C, катализатор — концентрированная H₂SO₄:



3) циклизация и ароматизация (платформинг): 500°C, катализатор — Pt или MoO₃:



Высокомолекулярные соединения: пластмассы, синтетические каучуки, волокна

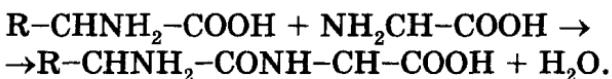
Высокомолекулярные соединения (ВМС) — вещества с высокой молекулярной массой. Большинство из них *полимеры* — вещества, содержащие в молекуле повторяющиеся группы атомов (звенья).

Мономеры — вещества, из которых получают полимеры. Повторяющиеся группы атомов — *структурные звенья*. Число повторяющихся структурных звеньев — *степень полимеризации*. Степень полимеризации не является постоянной величиной, она зависит от условий протекания процесса.

Реакции, лежащие в основе получения полимеров: *полимеризация* — процесс взаимодействия мономеров без выделения низкомолекулярных продуктов.



поликонденсация — процесс взаимодействия мономеров с выделением низкомолекулярных продуктов:



Пластмассы — материалы на основе природных или синтетических полимеров, способные приобретать заданную форму при нагревании под давлением и устойчиво

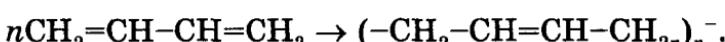
сохранять ее после охлаждения. В зависимости от характера превращений, происходящих с полимером при формировании, их делят на *термопласти* (термопластические) и *реактопласти* (термореактивные).

Термопласти (полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол) при повышении температуры размягчаются и расплавляются без разрушения структуры, поэтому они могут быть использованы многократно.

Реактопласти при повышении температуры не размягчаются и не плавятся. Получают их на основе фенолформальдегидной смолы, поэтому называют *фенопластами*.

Синтетические каучуки (СК) — эластичные полимеры, которые могут быть переработаны в резину. Процесс переработки каучуков в резину называют *вулканизацией*.

Получают СК полимеризацией диеновых углеводородов:

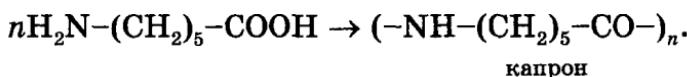


Процесс вулканизации протекает при нагревании СК с серой и характеризуется образованием трехмерной структуры (за счет дисульфидных мостиков между параллельными молекулами полимера), придающей изделиям большую упругость и стойкость к истиранию.

Вулканизированный каучук называется *резиной*.

Волокна по происхождению подразделяют на природные (растительные — хлопок, лен, животные — шерсть, шелк) и химические (искусственные — изготавливаемые путем химической обработки природных волокнистых материалов, синтетические — получаемые из низкомолекулярных продуктов).

Волокна получают реакцией поликонденсации:



РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

Основные формулы, используемые при решении химических задач

При всем обилии расчетных задач надо запомнить всего лишь три основные формулы (все остальные выводятся из них):

— молярная масса вещества $M = m:v$ [г/моль] — легко заметить, что массу или количество вещества можно вывести из данной формулы:

$$m = M \cdot v \quad \text{и} \quad v = m : M;$$

— молярный объем газа $V_m = V:v$ [л/моль], где $V_m = 22,4$ л/моль (н.у.) — объем или количество вещества. Отсюда находят:

$$V = 22,4 \cdot v \quad \text{и} \quad v = V : 22,4,$$

— доля чего-либо — часть от числа, выраженная в процентах или долях единицы:

$$\text{массовая доля элемента } w = m(\Theta) : M;$$

$$\text{массовая доля растворенного вещества } w = m_{\text{п.в.}} : m_{\text{п-ра}};$$

$$\text{объемная доля компонента в смеси } \varphi = V_r : V_{\text{смеси}};$$

$$\text{выход продукта реакции } \eta = m_{\text{пр.}} : m_{\text{теор.}}$$

$$\text{доля примесей } w = m_{\text{пр.}} : m_{\text{сырья}};$$

$$\text{степень диссоциации } \alpha = N_{\text{дис}} : N_{\text{общ}};$$

и одно общее правило: прежде чем производить расчеты, надо установить молярное соотношение «участников» задачи по уравнению, затем найти количество вещества (то есть моли) этих «участников», заданных в условии задачи. Сложность заключается только в том, чтобы сообразить, как установить связь между данными задачи и количествами веществ. Помните, что *все задачи решаются через моли!* Не будем объяснять почему, достаточно помнить, что это требуется при решении задачи с открытой формой ответа.

Требования к решению и оформлению расчетных задач

1. Необходимо внимательно проанализировать условия задачи:
 - сделать вывод о химическом содержании задачи, написать все уравнения согласно ее условию;
 - выбрать наиболее простой и рациональный способ решения задачи.
2. Провести вычисления. *Все вычисления должны сопровождаться четкими пояснениями.*
3. Записать ответ, отвечающий условию задачи (четко, в отведенном для этого месте).
4. При решении задач необходимо применять общепринятые обозначения.
5. При введении неизвестных (x, y, z) должны быть даны соответствующие пояснения.
6. В расчетах должны быть указаны единицы измерений.

Требования к решению цепочек

1. Указать последовательность предлагаемых превращений, пронумеровав каждую стрелку в цепочке.
2. В соответствии с нумерацией записать уравнения химических реакций.
3. Обязательно указать условия протекания этих реакций, названия веществ.
4. Уравнения реакций в водных растворах электролитов должны быть записаны в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.
5. В окислительно-восстановительных реакциях должен быть составлен электронный баланс, расставлены все коэффициенты, указаны окислитель и восстановитель.
6. Если при переходе от одного вещества к другому стоит двусторонняя стрелка \longleftrightarrow , это означает необходимость получения каждого из этих веществ друг из друга.

7. Переход от одного вещества к другому не всегда может быть осуществлен в одну стадию, поэтому одной стрелке может отвечать несколько уравнений последовательно идущих реакций. Это может пригодиться и в том случае, если вы забыли конкретную реакцию перехода из одного вещества в другое. Проявите находчивость, покажите все свои знания и предложите иное решение. Задания с открытой формой ответа проверяют эксперты (люди, знающие предмет), и они могут решить вопрос о правильности ответа в твою пользу!

Алгоритмы решения расчетных задач

Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей: следует воспользоваться расчетной формулой $w = m_{\text{р.в.}} : m_{\text{р-ра}}$: $m_{\text{р.в.}}$, из которой следует $m_{\text{р.в.}} = w \cdot m_{\text{р-ра}}$. Если w выражена в процентах, то полученное значение разделите на 100.

Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях:

1) составить уравнение, определить молярное соотношение газов;

2) учитывая, что, согласно следствию из закона Авогадро, объемы реагирующих и образующихся газов относятся как небольшие целые числа, равные их коэффициентам, стоящим в уравнении реакции, рассчитать объем газа, требующегося по условию задачи.

Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества из всех участвующих в реакции:

1) составить уравнение реакции, определить молярное соотношение данного и искомого веществ;

2) из данных задачи и молярного соотношения найти количество искомого вещества;

3) по расчетным формулам найти массу или объем газов.

Расчеты теплового эффекта реакции:

- 1) составить уравнение реакции, определить соотношение между количеством вещества-реагента (или продукта) и величиной теплового эффекта;
- 2) рассчитать искомую величину.

Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ находится в избытке (имеет примеси):

- 1) составить уравнение реакции, определить молярное соотношение веществ;
- 2) если исходное вещество имеет примеси, то найти массу (объем) чистого вещества, затем — его количество;
- 3) из молярного соотношения найти количество вещества искомого продукта;
- 4) рассчитать искомую величину (массу или объем).

Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества:

- 1) составить уравнение реакции, найти молярное соотношение веществ;
- 2) по расчетной формуле найти массу растворенного вещества, затем его количество;
- 3) по молярному соотношению найти количество искомого вещества;
- 4) по расчетной формуле найти массу (объем) продукта реакции.

Задачи «на избыток», если даны массы (объемы, количества веществ) всех реагентов:

- 1) составить уравнение реакции, найти молярное соотношение веществ;
- 2) рассчитать количества всех веществ, которые заданы в условии;
- 3) сравнить полученное молярное соотношение с найденным (п. 1);

4) определить, какого вещества дано больше, чем требуется по уравнению, — оно в избытке и для дальнейших расчетов его не используют;

5) по молярному соотношению найти количество искомого вещества;

6) по расчетной формуле найти массу или объем реагента.

Нахождение молекулярной формулы вещества:

1) из условия задачи найти массы элементов, входящих в состав данного вещества;

2) найти минимальное целое соотношение числа атомов элементов;

3) составить простейшую формулу вещества и рассчитать ее молярную массу;

4) по данным условия найти истинную молярную массу искомого вещества и сравнить ее с рассчитанной (п. 3);

5) определить истинную молекулярную формулу.

Знания данного раздела проверяются в заданиях А28—А30, В9—В10, С4—С5 на всех трех уровнях ЕГЭ — базовом, повышенном и высоком.

Приведем несколько примеров таких заданий.

An. Сильными антисептическими свойствами обладает

1) этановая кислота

2) раствор фенола

3) диметиловый эфир

4) бензол

Правильный ответ 2, потому что раствор фенола, обладающий кислотными свойствами, раньше называли карболовой кислотой или карболкой и использовали для обработки помещений, инструментов, перевязочных материалов и рук в больницах и полевых госпиталях.

An. Верны ли следующие суждения о свойствах концентрированной серной кислоты?

А. Она обугливает органические вещества, отнимая от них воду.

Б. Попадание ее на кожу приводит к тяжелым ожогам.

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

Правильным ответом является ответ 3, потому что попадание на кожу концентрированной серной кислоты приводит к обугливанию в результате дегидратации, что приводит к тяжелым ожогам.

Вп. Объем воздуха (н.у.), необходимый для сжигания 32 л (н.у.) угарного газа, равен ____ л.

(Запишите число с точностью до целых.)

Для проведения расчетов необходимо правильно составить уравнение реакции:

$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, затем найти молярное соотношение реагирующих газов: $n(\text{CO}) : n(\text{O}_2) = 2:1$. Опираясь на следствие из закона Авогадро, определить количество кислорода: $32 : 2 = 16$ (л).

Поскольку в воздухе кислорода содержится приблизительно 20%, то воздуха потребуется в 5 раз больше, то есть $16 \times 5 = 80$ (л).

5 СТРУКТУРА ТЕСТОВ ЕГЭ ПО ХИМИИ. ТИПЫ ПРОВЕРОЧНЫХ ЗАДАНИЙ И СИСТЕМА ИХ ОЦЕНИВАНИЯ

Тест ЕГЭ по химии имеет три части, задания в которых обозначены соответственно буквами А, В и С. В каждой части содержатся задания разного типа и разного уровня сложности. Всего тест включает 45 заданий.

Часть 1

Эта часть состоит из заданий с выбором ответа (задания типа А) — их большинство (30).

Задания с выбором ответа самые многочисленные в экзаменационной работе, они построены на материале практически всех важнейших разделов школьного курса химии и в своей совокупности проверяют на базовом уровне усвоение значительного количества элементов содержания из всех четырех содержательных блоков: «Химический элемент», «Вещество», «Химическая реакция», «Познание и применение веществ человеком».

В заданиях этой части сформулирован вопрос и предложено четыре варианта ответа, из которых только один — верный. Для выбора правильного ответа отводится не более 2 минут.

Приведем пример тестового задания части А.

Ап. К окислению относится реакция:

- 1) гидратации алкена
- 2) полимеризации стирола
- 3) гидролиза дипептида
- 4) изомеризации алкана

Как видно, тестовое задание типа А содержит краткую незавершенную констатирующую часть и варианты ответов (дистракторы), которые являются завершением констатирующей части. Надо только выбрать правильное завершение констатации.

Бывают случаи, когда тестовые задания составляются с некоторым нарушением правил тестологии. Это связано с тем, что из материала содержания химии, определенно-го нормативными документами, трудно подобрать варианты ответов, среди которых правильный (или неправильный) ответ не выделялся бы по форме представления. Приведем несколько примеров¹.

Ап. Наличием неподеленной электронной пары у атома азота можно объяснить:

- 1) основные свойства диэтиламина
- 2) кислотные свойства аминоуксусной кислоты
- 3) способность к горению анилина
- 4) денатурацию белка

Если вы немного ориентируетесь в материале химии, то заметите, что способность к горению и денатурация в отличие от основных и кислотных свойств принадлежат к различным логическим рядам. В связи с этим задание содержит не четыре, а два варианта ответа, среди которых один — правильный. Нужно только вспомнить, какие свойства определяет свободная электронная пара — основные или кислотные, и правильный выбор будет сделан!

Ап. Электроотрицательность в ряду Na — Mg — Al:

- 1) увеличивается
- 2) уменьшается
- 3) не изменяется
- 4) сначала уменьшается, а затем увеличивается

Сразу бросается в глаза, что один из вариантов ответа отличается по размеру. В таких случаях сначала нужно сделать для себя вывод — четвертый вариант правильный или нет. Если вы немного ориентируетесь в химии, то вам очевидно, что электроотрицательность в одном периоде не может сначала уменьшаться, а затем увеличич-

¹ Неудачные варианты тестовых заданий специально составлены авторами настоящего пособия.

ваться. Таким образом, четвертый вариант сразу исключается. Исключается и третий вариант. В периоде электроотрицательность не может оставаться неизменной. Таким образом, по существу, нужно сделать выбор из двух вариантов ответа — увеличивается электроотрицательность в периоде или уменьшается.

Ап. Оксид железа (III):

- 1) проявляет амфотерные свойства
- 2) проявляет кислотные свойства
- 3) проявляет основные свойства
- 4) не проявляет кислотно-основных свойств

Очевидно, что четвертый вариант ответа не является правильным. В констатирующей части задания говорится, что оксид проявляет свойства, а в варианте ответа сказано о том, что он их не проявляет. Констатирующая часть задания противоречит варианту ответа. Значит, учащемуся нужно сделать выбор не из четырех, а из трех вариантов ответа.

Таким образом, при подготовке к сдаче ЕГЭ полезно обратить внимание на то, как из самой структуры тестового задания можно сделать предположение о том, среди каких вариантов ответа могут быть правильные, а какие — наверняка неправильные ответы.

Задание типа А (с выбором ответа) считается невыполненным, если:

1) указан номер неправильного ответа;

2) указаны номера двух или более ответов, даже если среди них указан и номер правильного ответа;

3) номер ответа не указан.

Часть 2

Содержит задания, требующие краткого ответа (задания типа В). Таких заданий 10. Ответ состоит из последовательности цифр или числа.

В экзаменационной работе предложены следующие разновидности заданий с кратким ответом:

- 1) задания, требующие написания ответа в виде числа;
- 2) задания на выбор нескольких правильных ответов из предложенного перечня ответов (множественный выбор);
- 3) задания с кратким ответом на установление соответствие позиций, представленных в двух множествах.

Задания типа В сложнее заданий типа А. Для выполнения этих заданий отводится от 2 до 5 минут (на каждое).

При подготовке следует учитывать, что правильность выполнения задания типа В, как и типа А, проверяет не человек, а «машина». Для этого листы с ответами сканируются, а затем обрабатываются с помощью ЭВМ. Отрицательный результат будет, если в одну «клеточку» поставить не одну, а две и более цифр или если цифры будут записаны нечетко. В связи с этим полезно потренироваться в заполнении листа правильных ответов.

Среди заданий типа В встречаются расчетные задачи. Приведем пример:

Вп. Какой объем (н.у.) займет газ, полученный при реакции 64 г серы и 56 л (н.у.) водорода? (Ответ округлите до целого числа.)

Задачу надо решить на черновике и записать на листке правильных ответов цифру **45**. (Данная задача на «избыток». Ее следует решить по алгоритму, приведенному в разделе 4, и проверить ответ.)

При подготовке следует обратить внимание на то, что при сканировании запятые в десятичных дробях не распознаются. Это особенность программы. Поэтому при ре-

шении задач нужно обязательно приводить числа, округленные до целых значений. Об этом сообщается в инструкции к тесту.

Задания на установление соответствия в данной части работы, пожалуй, самые сложные, потому что надо сделать множественный выбор, занести в специально отведенную таблицу цифры, а затем полученную последовательность перенести в бланк ответов. Например:

Вп. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления атома азота в нем.

Формула вещества	Степень окисления атома азота
A) N_2O_4	1) +5
B) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	2) +4
B) NaNO_2	3) +3
Г) N_2H_4	4) -3
	5) +2
	6) -2

Сначала ответ надо занести в таблицу:

A	Б	В	Г
1	4	5	6

Затем в бланк ответов следует вписать последовательность цифр без пробелов: 1456.

Итак, задание типа В (с кратким ответом) считается выполненным верно, если правильно записан ответ (число, последовательность цифр).

Часть 3

Содержит задания, требующие развернутого ответа (задания типа С). Таких заданий пять. Это наиболее сложные задания (высокого уровня сложности), они подобны заданиям письменных конкурсных работ.

В отличие от заданий с выбором ответа и кратким ответом они предусматривают одновременную проверку усвоения нескольких (двух и более) элементов содержания из различных содержательных блоков.

Выполнение таких заданий предполагает применение знаний для:

- *объяснения причин многообразия веществ и химических явлений, обусловленности свойств и применения веществ их составом и строением; взаимного влияния атомов в молекулах органических соединений; взаимосвязи неорганических и органических веществ; сущности и закономерностей протекания всех видов реакций;*
- *обоснования возможных способов решения экологических проблем;*
- *составления плана решения экспериментальных задач и прогнозирования результатов химического эксперимента;*
- *проведения комбинированных расчетов по химическим уравнениям и по определению молекулярной формулы вещества.*

В ответах на задания этой части требуется четкая запись всех этапов решения в соответствии с требованиями заданий (в тексте заданий обязательно содержится последовательность этапов решений). Например, обязательно надо указывать условия, при которых протекают реакции, записывать уравнения реакций, приводить необходимые расчеты. Иными словами, каждый шаг должен иметь обоснование, потому что каждый этап решения оценивается баллами, и невыполнение или пропуск какого-либо момента приведет к снижению оценки, хотя от-

вет получен верный. На решение каждого из этих заданий, как правило, отводится до 5 минут.

Приведем примеры таких заданий.

Сп. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

Выполнение данного задания оценивается по следующей схеме:

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Элементы ответа:	
1) Составлен электронный баланс:	
$\begin{array}{ccc} 1 & & P^0 - 5e \longrightarrow P^{+5} \\ 5 & & N^{+5} + e \longrightarrow N^{+4} \end{array}$	
2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:	
$P + 5HNO_3 = H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$	
3) Указано, что фосфор в степени окисления 0 является восстановителем, а азот в степени окисления +5 (или азотная кислота за счет азота в степени окисления +5) — окислителем	
Ответ правильный и полный, включает все названные выше элементы	3
В ответе допущена ошибка только в одном из элементов	2
В ответе допущены ошибки в двух элементах	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	3

Как видно из рекомендаций по оценке знаний, каждое требование, сформулированное в задании, оценивается. В связи с этим перед написанием ответа полезно сначала составить схему условия задания, в которой выделить каждое его требование.

Приведем еще пример:

Сп. Для сгорания 1 л паров органического соединения (пары в 23 раза тяжелее водорода) требуется 3 л кислоро-

да, взятого при тех же условиях. При этом образуются только углекислый газ и вода. Напишите возможные структурные формулы этого соединения.

Оценивается задание по следующей системе:

1. Расчет молекулярной массы органического соединения $M=23\cdot2=46$	5 баллов
2. Если это углеводород, то он должен содержать не менее трех атомов углерода и иметь формулу состава C_3H_{10} , что невозможно	
3. Значит, данное вещество принадлежит к кислородосодержащим соединениям и его состав соответствует формуле C_2H_6O :	
4. CH_3CH_2OH – этанол	
5. CH_3OCH_3 – диметиловый эфир	
Пропущен 1 элемент ответа	4 балла
Пропущено 2 элемента ответа	3 балла
Пропущено 3 элемента ответа	2 балла
Пропущено 4 элемента ответа	1 балл
Отсутствие ответа	0 баллов

Как видно, в ответ записываются как расчеты, так и логические рассуждения и последующие выводы. Каждый этап решения оценивается. Если вы пропустите что-то в своих записях, то это отразится на оценке.

Итак, задание части **C** (с полным решением) считается выполненным, если:

1) оно включает подробную запись каждого этапа выполнения задания;

2) каждый этап выполнен верно в соответствии с формулировкой задания.

Задания теста распределены по содержательным блокам — «Химический элемент», «Вещество», «Химическая реакция», «Познание и применение веществ человеком». При этом учитывается, какое место элементы содержания каждого из блоков занимают в структуре курса. Например, принято во внимание, что в системе знаний, определяющей уровень подготовки выпускников по химии, существенное место занимают элементы содержания блока «Вещество». По этой причине доля заданий, проверяющих усвоение содержания данного блока, составила в экзаменационной работе 45,5% от общего числа всех заданий (см. ниже).

Распределение заданий экзаменационной работы по содержательным блокам

Содержательный блок	Число заданий	Максимальный балл за выполнение заданий каждого блока	% от общего максимального балла (67)	% содержательного блока в кодификаторе (обязательном минимуме содержания)
Химический элемент	2	2	3	5,4
Вещество	22	28	42	45,5
Химическая реакция	14	25	37	27,3
Познание и применение веществ человеком	7	12	18	21,8
ИТОГО	45	67	100	100

Предлагаемые в экзаменационной работе задания ориентированы также на проверку овладения выпускниками определенными видами деятельности (см. ниже).

Распределение заданий по видам проверяемой деятельности

Виды деятельности, проверяемые на экзамене	Число заданий	Максимальный балл за выполнение заданий по каждому виду деятельности	% от общего максимального балла — 67
1. Называть вещества по их химическим формулам. Классифицировать неорганические и органические вещества (по составу и свойствам) и химические реакции (по всем известным признакам классификации)	4	4	6
2. Определять степень окисления химических элементов по формулам их соединений; вид химической связи в неорганических и органических веществах; тип кристаллической решетки в веществах; изомеры и гомологии по структурным формулам и т.д.	4	5	7,5
3. Характеризовать общие свойства химических элементов и их соединений на основе положения в периодической системе Д.И.Менделеева, состав, свойства и применение веществ; факторы, влияющие на изменение скорости химической реакции и состояние химического равновесия	21	26	38,8

Виды деятельности, проверяемые на экзамене	Число заданий	Максимальный балл за выполнение заданий по каждому виду деятельности	% от общего максимального балла — 67
4. Составлять уравнения химических реакций различных типов; уравнения электролитической диссоциации кислот, щелочей, солей; полные и сокращенные ионные уравнения реакций обмена. Объяснять закономерности в изменении свойств веществ, сущность изученных видов химических реакций	11	22	32,8
5. Проводить вычисления по химическим формулам и уравнениям	5	10	14,9
Итого	45	67	100

Приведем примеры тестовых заданий типа А на каждый из проверяемых видов деятельности.

Называть и определять вещества, их свойства, признаки классификации веществ, типы реакций и др.

Ап. Вещество, формула которого K_2SO_3 , называется:

- 1) сульфат калия
- 2) сульфат кальция
- 3) сульфит кальция
- 4) сульфит калия

Ап. К окислению относится реакция:

- 1) гидратации алкена
- 2) полимеризации стирола
- 3) гидролиза дипептида
- 4) изомеризации алкана

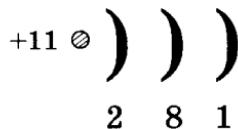
Ап. Реакция, протекающая в соответствии с уравнением $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow -Q$, является

- 1) окислительно-восстановительной реакцией
- 2) реакцией разложения
- 3) реакцией обмена
- 4) экзотермической реакцией

Составлять формулы веществ, схемы строения атомов, уравнения химических реакций.

Умения, соответствующие этим видам деятельности, проще проверять с помощью заданий типа С. Однако и в части 1 могут быть задания такого плана:

Ап. Химический элемент, схема строения атома которого приведена ниже,



в периодической системе химических элементов

Д. И. Менделеева находится в:

- 1) I периоде, в главной подгруппе 2-й группы
- 2) II периоде, в главной подгруппе 1-й группы
- 3) III периоде, в главной подгруппе 1-й группы
- 4) II периоде, в главной подгруппе 3-й группы

Ап. Оксид азота (III) имеет формулу:

- 1) NO
- 2) N_2O_3
- 3) N_2O
- 4) NO_2

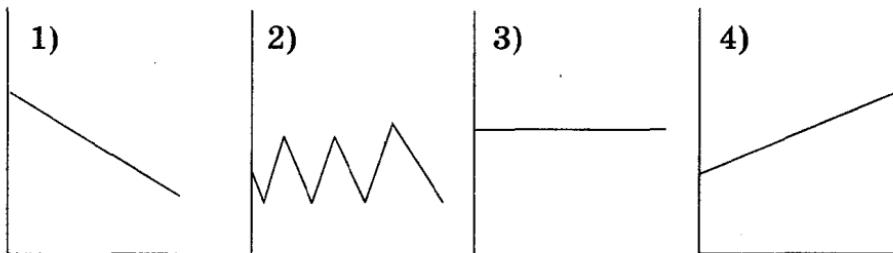
Как видно из приведенных примеров, для ответа на задания данного вида необходимо соотнести уже составленную формулу, уравнение или схему строения атома с названием или другими перечисленными признаками.

Характеризовать химические элементы, свойства и применение веществ.

Как следует из таблицы, расположенной на с. 91—92, задания на проверку этих умений самые многочисленные.

Пример задания, направленного на проверку умения определять характерные особенности химических элементов, может быть следующим:

Ап. Закономерность изменения величины радиуса атома химического элемента от порядкового номера в периодической системе химических элементов отражена на графике:



В качестве примера проверки знаний химических свойств веществ приведем следующее задание:

Ап. Уксусная кислота не вступает в реакцию:

- 1) с натрием
- 2) «серебряного зеркала»
- 3) с гидроксидом меди (II)
- 4) с гидроксидом натрия

Знания применения некоторых веществ можно проверить с помощью следующего задания:

Ап. Минерал доломит ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) вносят в кислые почвы, потому что:

- 1) его реакция с кислотами позволяет снизить кислотность почвы;
- 2) в этом минерале содержится необходимый для синтеза хлорофилла магний;
- 3) в процессе реакции выделяется необходимый для питания растений оксид углерода (IV);
- 4) в его состав входят карбонаты сразу двух металлов.

Объяснять закономерности в изменении свойств веществ, сущности химических реакций.

Задания этого вида относятся к наиболее многочисленным (см. таблицу на с. 91—92). Приведем пример задания, при выполнении которого нужно выбрать вариант объяснения закономерности изменения свойств веществ.

Ап. Литий, бериллий и бор в оксидах имеют различную степень окисления, потому что:

- 1) в атоме каждого химического элемента имеется разное число электронов;
- 2) на внешнем электронном слое их атомов находится различное число электронов;
- 3) относительная атомная масса этих химических элементов различается;
- 4) в периоде по мере возрастания заряда ядра радиус атомов химических элементов уменьшается.

Приведем пример задания, направленного на проверку знания закономерностей протекания химических реакций.

Ап. Химическое равновесие системы

$2\text{NH}_3(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) - Q$ при увеличении концентрации водорода сместится влево, потому что:

- 1) исходное вещество и продукты реакции — газообразные вещества;
- 2) произойдет увеличение скорости обратной реакции;
- 3) в процессе реакции происходит изменение степени окисления атома водорода;
- 4) прямая реакция протекает с поглощением тепла.

Вычислять по химическим формулам и уравнениям.

Примеры таких заданий уже приводились выше. Следует обратить внимание на то, что умения проводить расчеты проверяются с помощью ряда заданий всех трех частей.

Как уже говорилось, задания типа А, В и С различаются по сложности и по уровню требуемых для их выполнения знаний. Распределение заданий экзаменационной

работы по уровню сложности представлено в таблице, приведенной ниже.

Распределение заданий по уровню сложности

Уровень сложности заданий	Число заданий	Максимальный балл за выполнение заданий каждого уровня сложности	Процент от общего максимального балла (67)
Базовый	30 (часть 1)	30	44,8
Повышенный	10 (часть 2)	18	26,8
Высокий	5 (часть 3)	19	28,4
Итого	45	67	100

6 РЕЗУЛЬТАТЫ ЭКЗАМЕНА И ИХ ОЦЕНКА

Обращаем ваше внимание на то, что соотношение первичного балла и оценки определяется только после проверки всех работ, и в 2009 году оно может быть иным.

Для подачи результатов экзамена в вуз полученные первичные баллы пересчитывают исходя из 100-балльной шкалы. Например, в 2005 году соотношение первичного и тестового балла было следующим:

Отметка	Первичный балл (из 67)	Тестовый балл (по 100-балльной шкале)
«2»	0 — 15	0—31
«3»	16—32	32—49
«4»	33—49	50—63
«5»	50—67	64—100

Кроме того, какой тестовый балл считать максимальным (т.е. отметкой «5») для поступления в конкретный вуз, выбирает сам вуз. За этой информацией следует обращаться в приемную комиссию.

Механизм пересчета первичных баллов в тестовые довольно сложен и непропорционален. Он не публикуется в открытой печати, поэтому по первичному баллу самостоятельно спрогнозировать полученный результат очень трудно.

7 НЕКОТОРЫЕ ВОПРОСЫ, ВОЗНИКАЮЩИЕ У АБИТУРИЕНТОВ И ИХ РОДИТЕЛЕЙ

Зачем вводится ЕГЭ?

Экзамен проводится по однотипным материалам на всей территории страны, критерии оценки результатов одинаковые и не зависят от личных пристрастий экзаменаторов, поэтому можно сравнивать всех учащихся по уровню подготовки и обеспечивать равные условия при поступлении в вуз.

Поскольку результаты проверяют на компьютерах, а задания части С — независимые эксперты, можно обеспечить максимально достоверные результаты. Идеологи ЕГЭ надеются, что это сократит объемы репетиторства и взятничества.

Существует еще одна цель — улучшение качества образования: чтобы выпускники успешно сдали экзамен, их надо хорошо подготовить к этому и научить выполнять задания в новой форме — это и есть новая задача, которую потребуется решать нашим учителям. Наконец, немаловажное соображение — разгрузить выпускников-abitуриентов, сократив число экзаменов, вместо выпускных экзаменов и вступительных экзаменов они будут сдавать государственные экзамены, причем их результаты одновременно будут учитываться и в школьном аттестате, и при поступлении в вузы.

Существует и еще одна цель — содействовать справедливому перераспределению финансовых потоков между вузами. В сильные вузы вслед за более сильными абитуриентами пойдет больше денег (согласно механизму ГИФО — государственных именных финансовых обязательств).

Кто создает задания ЕГЭ?

Процесс создания заданий ЕГЭ — это сложная многоэтапная процедура. Во многих случаях вариант содержит задания, составленные разными авторами, прошедшие несколько этапов редактирования, рецензирования специалистами и утвержденные комиссией при Министерстве образования и науки РФ. Затем их апробируют, включая в задания различные мониторинги. В последние годы объявляется открытый конкурс для разработчиков заданий. В нем может принять участие любой желающий. С требованиями к составлению заданий можно ознакомиться на информационном портале ЕГЭ.

Кто и как проверяет ответы на задания ЕГЭ?

Ответы на задания типа А и В проверяют с помощью компьютеров: бланки ответов сканируют, если какие-либо слова и цифры видны неразборчиво, оператор исправляет их, сличая с оригиналом. На бланке ответов (тип В) приведены все возможные комбинации, которые могут быть признаны правильным ответом. Машина сравнивает сканированные ответы с базой правильных ответов и обрабатывает результаты. Задания типа С сначала проверяют два независимых друг от друга эксперта, которые проставляют оценки за каждый ответ на задание в специальный машиночитаемый протокол. После этого информация автоматически вводится в компьютер и пересыпается в Центр тестирования Минобразования России в Москве, где происходит автоматический подсчет баллов, полученных каждым учащимся, и где в сводной общероссийской базе данных хранятся результаты.

Учитывается ли при сдаче ЕГЭ профильность обучения?

В настоящее время такая задача не ставится, потому что даже выпускники профильных школ не получают высший балл — 100! Это означает, что дифференцирующей силы предлагаемых тестов вполне хватает, чтобы надежно различить достижения школьников. Хотя не исключено, что в будущем появятся специализированные тесты для выпускников центров довузовской подготовки и профильных школ.

Как подсчитываются баллы?

По результатам ЕГЭ выпускник получает два документа — аттестат о среднем (полном) образовании и свидетельство о результатах единого государственного экзамена, поэтому существуют два варианта подсчета баллов:

- для школьного аттестата суммируется число правильных ответов и оценки за ответы на задания типа С, полученный балл сравнивается с границами отметок (заранее эти границы пока трудно предсказать, хотя с определенной долей вероятности можно воспользоваться примерными границами предыдущих лет);
- для свидетельства все намного сложнее: после сбора данных по всей стране выводится коэффициент трудности для каждого задания, который участвует в формуле подсчета окончательного балла (это достаточно сложные математические подсчеты).

Как поступить, если выбранные экзамены проводятся в один день?

Для таких случаев расписание предусматривает четыре резервных дня, когда можно будет сдать эти предметы.

**Можно ли пользоваться черновиком?
Сколько в нем должно быть листов?**

В индивидуальный комплект, выдаваемый участникам ЕГЭ, обязательно входит один лист черновика, хотя организаторы экзамена имеют комплект дополнительных бланков, которые предоставляются выпускникам по их требованию.

Если не хватило места для ответа на задание типа С, можно ли воспользоваться обратной стороной бланка ответов?

Да, это допускается, но только для заданий третьей части работы (заданий типа С).

Когда и где можно узнать результаты экзамена?

В течение трех-пяти дней после проведения экзамена на сайте информационной поддержки ЕГЭ публикуются результаты.

Можно ли подавать апелляцию?

Да, причем предусмотрено два ее вида:

- *апелляция по процедуре* (замечания, связанные с текстом заданий, организационными помехами) подается в день проведения экзамена и заносится организаторами в протокол;
- *апелляция по результатам экзамена* подается в конфликтную комиссию, где предоставляется для ознакомления электронная (отсканированная) копия ответного листа. Однако для этого требуется определенное время, то есть получение электрон-

ной версии может занять несколько дней. Если вы считаете, что бланк некорректно обработан на компьютере, то в заявлении надо потребовать повторного сканирования и обработки вашего бланка.

Если у вас нет претензий к обработке вашего бланка, то изменить поставленную оценку невозможно.

Как рассылать результаты ЕГЭ в различные вузы?

При подаче заявления о приеме в вуз помимо установленного перечня документов можно представить оригинал или заверенную в установленном порядке копию свидетельства. При этом можно подавать документы в один или несколько вузов, а также направлять их заказными письмами.

Обратите внимание на то, что можно не представлять свидетельство, а сдавать экзамены в традиционной форме!

Можно ли пересдать ЕГЭ и в каких случаях это разрешается?

Пересдать ЕГЭ можно в резервный день только на основании врачебной справки, подтверждающей невозможность своевременной сдачи экзамена.

Если при сдаче ЕГЭ получена оценка ниже желаемой, то пересдавать его нельзя. Через год можно сдать ЕГЭ вновь в качестве вступительного экзамена. Однако в аттестате уже ничего не исправляется!

Где можно достать все варианты ЕГЭ?

Все варианты ЕГЭ достать нигде нельзя: их готовят с помощью компьютерной программы в последние дни перед экзаменом на основании банка, состоящего из тысяч заданий. В настоящее время на информационном портале ЕГЭ уже открыт свободный доступ к заданиям 2001—2006 гг., а также демонстрационной версии 2008 г. с разбором решений заданий типа С. Возможно, часть из них и попадет в варианты ЕГЭ текущего учебного года, но какие именно, предсказать невозможно. Тем более что многие из них будут подвергнуты редактированию с целью устранения неточностей, выяснению статистических характеристик.

С 2003 г. появилась возможность в конце апреля проходить компьютерный вариант ЕГЭ в специальных репетиционных пунктах.

Как документально оформить желание сдавать ЕГЭ?

До 25 апреля необходимо подать заявление в письменном виде в администрацию школы с указанием предметов, по которым будет сдаваться ЕГЭ. Администрация обязана ознакомить выпускника с нормативной правовой базой, типовыми контрольными измерительными материалами, документами (бланками) и иной информацией, связанной с процедурой проведения ЕГЭ и использованием его результатов.

До 15 мая необходимо получить у администрации школы пропуск, в котором будут указаны предметы и адрес пункта проведения ЕГЭ, даты и время начала экзаменов, коды образовательного учреждения и пункта проведения ЕГЭ, а также инструкция и иная информация. Подробнее с Инструкцией по подготовке и участию выпускников XI (XII) классов общеобразовательных учреждений в едином государственном экзамене в 2005 году можно ознакомиться на информационном портале ЕГЭ.

СОДЕРЖАНИЕ

От авторов	3
1. Химический элемент	10
2. Вещество	17
3. Химическая реакция	50
4. Познание и применение веществ и химических реакций	72
5. Структура тестов ЕГЭ по химии. Типы проверочных заданий и система их оценивания	87
6. Результаты экзамена и их оценка	102
7. Некоторые вопросы, возникающие у абитуриентов и их родителей	103

Учебное издание

**Оржековский Павел Александрович
Богданова Наталья Николаевна
Загорский Вячеслав Васильевич и др.**

ЕГЭ 2009

ХИМИЯ

РЕПЕТИТОР

Директор редакции *И. Федосова*
Ответственный редактор *А. Жилинская*
Художественный редактор *Е. Брынчик*
Технический редактор *Н. Тростянская*
Компьютерная верстка *С. Птицына*
Корректор *Н. Друж*

Санитарно-эпидемиологическое заключение
№ 77.99.60.953.Д.000828.02.08 от 05.02.2008 г.

ООО «Издательство «Эксмо»
27299, Москва, ул. Клары Цеткин, д. 18/5. Тел. 411-68-86, 956-39-21
Home page: www.eksмо.ru E-mail: info@eksмо.ru

Подписано в печать 11.02.2009.
Формат 60x90 $\frac{1}{16}$. Гарнитура «Таймс». Печать офсетная.
Бумага тип. Усл. печ. л. 7,0.
Доп. тираж 3000 экз. Заказ № 110.

Отпечатано в ГП ПО «Псковская областная типография».
180004, г. Псков, ул. Ротная, 34.