



ФИПИ



ИНТЕЛЛЕКТ-ЦЕНТР

# КАК ПОЛУЧИТЬ МАКСИМАЛЬНЫЙ БАЛЛ НА ЕГЭ

## ХИМИЯ

РЕШЕНИЕ ЗАДАНИЙ  
ПОВЫШЕННОГО И ВЫСОКОГО  
УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ

98

99

100

96

97

95

**ФЕДЕРАЛЬНЫЙ ИНСТИТУТ ПЕДАГОГИЧЕСКИХ ИЗМЕРЕНИЙ**

**А.А. Каверина, Г.Н. Молчанова, Н.В. Свириденкова, С.В. Стаханова**

**КАК ПОЛУЧИТЬ МАКСИМАЛЬНЫЙ БАЛЛ НА ЕГЭ**

# **ХИМИЯ**

**Решение заданий повышенного и высокого уровня сложности**



Москва  
«Интеллект-Центр»  
2015

УДК 373.167.1:54  
ББК 24я721  
Х46

Для создания пособия Федеральным институтом педагогических измерений авторам предоставлено право использования ресурсов открытого банка заданий

**Каверина, А.А.**

**Х46** Химия. Решение заданий повышенного и высокого уровня сложности. Как получить максимальный балл на ЕГЭ. Учебное пособие. / А.А. Каверина, Г.Н. Молчанова, Н.В. Свириденкова, С.В. Стаханова. – Москва: Интеллект-Центр, 2015. – 216 с.

ISBN 978-5-00026-165-1

В предлагаемом пособии представлена система заданий повышенного и высокого уровней сложности, аналогичных заданиям контрольных измерительных материалов ЕГЭ по химии. Особое внимание уделяется разбору заданий, вызвавших наибольшие затруднения. Для тренировки и самоподготовки к ЕГЭ предлагаются задания различного уровня сложности по ключевым разделам курса химии.

Пособие адресовано старшеклассникам, преподавателям и родителям. Оно поможет школьникам проверить свои знания и умения по предмету, а учителям – оценить степень достижения требований образовательных стандартов отдельными учащимися и обеспечить их целенаправленную подготовку к экзамену.

*Издание прошло экспертизу Федерального института педагогических измерений.*

УДК 373.167.1:54  
ББК 24я721

Ответственный за выпуск  
исполнительный директор *О.С. Ильясов*

Редактор *Д.П. Локтионов*  
Художественный редактор *Е.Ю. Воробьёва*  
Компьютерная верстка и макет *Ю.Д. Савченко*

Подписано в печать 23.12.2014. Формат 60х84/8.  
Бумага типографская. Печать офсетная. Усл. печ. л. 27,0.  
Тираж 3000 экз. Заказ № 1413930.

Издательство «Интеллект-Центр»  
125445, Москва, ул. Смольная, д. 24, оф. 712

Отпечатано в полном соответствии с качеством  
предоставленного электронного оригинал-макета  
**arvato** в ОАО «Ярославский полиграфический комбинат»  
BERTELSMANN 150049, Ярославль, ул. Свободы, 97

ISBN 978-5-00026-165-1

© «Интеллект-Центр», 2015  
© А.А. Каверина, Г.Н. Молчанова,  
Н.В. Свириденкова, С.В. Стаханова, 2014

## ВВЕДЕНИЕ

В настоящем пособии предложена система типовых заданий, аналогичных наиболее сложным заданиям контрольных измерительных материалов (КИМ), которые будут использоваться при проведении единого государственного экзамена по химии в 2015 году. Систематическая тренировка в выполнении таких заданий является одним из необходимых условий при организации целенаправленной работы по подготовке старшеклассников к экзамену. При этом важно помнить, что выполнение заданий должно обязательно сочетаться с планомерным повторением и систематизацией изученного материала. В пособии даются общие рекомендации по поводу того, как можно наиболее эффективно спланировать такую работу.

Пособие состоит из трёх частей. Часть 1 содержит задания, которые также как и сложные задания экзаменационной работы, построены на основе учебного материала ключевых разделов курса химии. Это следующие разделы:

- «Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания. Электролиз растворов и расплавов солей»;
- «Классификация неорганических веществ. Характерные химические свойства неорганических веществ различных классов. Взаимосвязь неорганических веществ»;
- «Классификация органических веществ. Характерные химические свойства органических веществ различных классов. Взаимосвязь органических веществ»;
- «Расчётные задачи».

По аналогии с вариантами КИМ ЕГЭ 2015 года в этой части пособия представлены сложные задания двух типов: с кратким ответом повышенного уровня сложности и с развёрнутым ответом высокого уровня сложности. Напомним общую характеристику этих заданий.

**Задания с кратким ответом повышенного уровня сложности** ориентированы на проверку сформированности ряда важных предметных и метапредметных (общеучебных) умений, в частности, таких как: *выделять* характерные признаки того или иного понятия, *выявлять* его взаимосвязи с другими понятиями, *использовать* данное понятие при объяснении отдельных фактов и явлений. Осуществление такого характера действий требует применения знаний о свойствах веществ и химических элементов, общих закономерностях, сущности изученных типов реакций, а также умений применять эти знания в различных взаимосвязях. Кроме того, задания повышенного уровня сложности требуют особого внимания и к форме записи ответа. Его нужно установить в ходе выполнения задания, а затем в строгом соответствии с предписаниями в инструкции записать в виде определённой последовательности цифр (трёх или четырёх).

Среди заданий этого типа выделяют следующие разновидности:

- задания на установление соответствия элементов двух множеств;
- задания на выбор нескольких правильных ответов из предложенного их перечня (множественный выбор).

**Высокий уровень сложности заданий с развёрнутым ответом обусловлен тем, что они предусматривают комплексную проверку усвоения нескольких (двух и более) элементов содержания из различных разделов курса химии. В связи с этим и характер действий, которые нужно осуществить при выполнении таких заданий становится более сложным. Так, в частности, здесь необходимо уметь:**

- *устанавливать* причинно-следственные связи между различными элементами знаний;
- *объяснять* обусловленность свойств и применения веществ их составом и строением; характер взаимного влияния атомов в молекулах органических соединений; взаимосвязь неорганических и органических веществ; сущность и закономерности протекания изученных типов реакций;
- *проводить* комбинированные расчёты по химическим уравнениям и по определению молекулярной формулы вещества.

Существенно повышаются требования и к составлению ответа на эти задания. Он должен быть логически построен, содержать описание всей последовательности выполненных действий, включать необходимые выводы и заключения, аргументы в пользу выдвинутых положений и т. п.

В пособии представлены следующие разновидности заданий с развёрнутым ответом:

- задания, проверяющие усвоение важнейших элементов содержания, таких например, как «окислительно-восстановительные реакции»;
- задания, проверяющие усвоение знаний о взаимосвязи веществ различных классов (на примерах превращений органических и неорганических веществ);
- расчётные задачи на установление: массы (объёма, количества вещества) веществ, участвующих в реакции, если одно из них дано в избытке (имеет примеси), дано в виде раствора с определённой массовой долей растворённого вещества; массовые или объёмные доли продукта реакции от теоретически возможного выхода; массовой доли (массы) вещества в смеси; молекулярной формулы вещества.

Итак, как видно из характеристики заданий того и другого уровней сложности, успешность их выполнения во многом определяется осознанным *пониманием* соответствующего теоретического материала, *владением* обширным объёмом фактологических сведений, а также *умением применять* полученные знания в различных взаимосвязях. Отсюда становится очевидным, что началом выполнения каждого отдельного задания должно стать выяснение того, усвоение каких элементов содержания курса химии оно проверяет. Для этого необходимо обратить внимание на особенности формулировки задания и тщательно его проанализировать, то есть найти ключевые слова, уяснить на какие вопросы нужно будет ответить, и какой теоретический и фактологический материал послужит основой для получения ответов на эти вопросы.

В связи с этим обращаем внимание на то, что часть 1 пособия максимально удобно структурирована в целях оказания помощи в ходе тренировки по выполнению заданий. Все задания, представленные в ней, систематизированы по тем четырём разделам курса химии, о которых шла речь выше. В свою очередь в

структуре каждого раздела выделены подразделы: материал для повторения и систематизации знаний, который предложен в справочном формате; задания с комментариями и решениями; задания для самостоятельной работы. В комментариях описаны подходы к выполнению заданий, сформулированы вопросы, которые могут возникнуть по ходу рассуждений, даны рекомендации в том, какой теоретический и фактологический материал нужно использовать.

Часть 2 пособия содержит тренировочные варианты, включающие задания повышенного и высокого уровней сложности. Каждый из них включает 9 заданий с кратким ответом и 5 заданий с развёрнутым ответом. В части 3 пособия представлены ответы к заданиям для самостоятельной работы и заданиям тренировочных вариантов.

Пособие адресовано старшеклассникам, выбирающим экзамен по химии, учителям и методистам. Учащиеся могут использовать это пособие в процессе самоподготовки к экзамену. По результатам выполнения заданий они имеют возможность оценить свои знания, убедиться в том, какой материал усвоен прочно, а какой требует ещё дополнительного повторения. Тем самым они смогут своевременно скорректировать свой план подготовки к экзамену. Учитель может использовать материал пособия в разных целях: для мониторинга и объективной оценки учебных достижений каждого отдельного ученика; в целях закрепления систематизации и обобщения изученного материала. Материалы пособия могут быть использованы также при проведении внутришкольных репетиционных экзаменов по химии в 11-х классах общеобразовательных учреждений.

**Желаем успехов в работе!**

# ЧАСТЬ 1. СИСТЕМА ЗАДАНИЙ ПОВЫШЕННОГО И ВЫСОКОГО УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ ПО ВАЖНЕЙШИМ РАЗДЕЛАМ/ТЕМАМ КУРСА ХИМИИ

Данная часть пособия включает задания повышенного и высокого уровней сложности, ориентированных на проверку усвоения элементов содержания ключевых разделов курса химии. Как уже было сказано ранее, систематическая тренировка в выполнении таких заданий необходима каждому, кто начинает заблаговременно готовиться к экзамену.

Предлагаем несколько рекомендаций в том, как можно повысить эффективность самостоятельной работы по выполнению предложенных заданий.

Прежде всего самое пристальное внимание следует уделить тому материалу, который надо будет повторить и привести в систему. Такой материал присутствует в каждом из четырех разделов части 2 пособия. Он служит основой для построения заданий и одновременно ориентиром для обдумывания последовательности их выполнения. Этот материал в формате мини-справочника, в котором вы найдете всю информацию, необходимую для выполнения заданий. Это перечень ведущих понятий с раскрытием их сущности и правил использования, формулы, необходимые для решения расчетных задач, обширные фактологические сведения о химических свойствах неорганических и органических веществ различных классов, а также о различных типах химических реакций и закономерностях их протекания. Постоянное обращение к этому материалу в процессе выполнения заданий будет являться одной из эффективных форм его повторения и систематизации.

С некоторыми приемами его использования вы можете ознакомиться, обратившись к заданиям с комментариями и решениями, которые присутствуют в каждом разделе.

## Раздел 1. Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания. Электролиз растворов и расплавов солей

Отметим, что эта тема является одной из ключевых в курсе химии, поэтому в экзаменационной работе на проверку её усвоения направлены задания разных типов. Аналогичные задания будут рассмотрены и в данном разделе.

Выполнение заданий повышенного уровня сложности с кратким ответом предполагает умение *определять* степень окисления атома элемента в составе молекулы или иона, *находить* окислитель и восстановитель в реакции, схема или уравнение которой предложено; *определять* число принятых окислителем или отданных восстановителем электронов; *расставлять* коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса.

При выполнении заданий с развёрнутым ответом вы встретитесь с более сложной задачей. Вам потребуется умение *прогнозировать* продукты окислительно-восстановительных реакций, *устанавливать* формулы веществ, пропу-



щенных в схеме реакции. Чтобы справиться с этой задачей, нужно не только *понимать* основные закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций, но и *знать* свойства важнейших окислителей и восстановителей, применяемых в промышленных процессах и лабораторной практике. Поэтому тем, кто стремится к самым высоким результатам, рекомендуем уделить особое внимание вопросам, раскрывающим окислительно-восстановительные свойства веществ.

## 1.1. Материал для повторения и систематизации знаний

**Ведущие понятия раздела, обязательные для усвоения:**

*степень окисления, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительные реакции, межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции, внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции, реакции диспропорционирования, важнейшие окислители и восстановители, электролиз растворов и расплавов солей, катодные и анодные продукты электролиза.*

**Окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов, входящих в состав молекул реагирующих веществ.

**Степень окисления** – это условный заряд атома в соединении, вычисленный в предположении, что все связи в этом соединении ионные (то есть все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента).

Степень окисления атома элемента в простом веществе или в соединении можно определить, руководствуясь **следующими правилами:**

1. Степень окисления атомов в составе **простого вещества** равна нулю, например:  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{P}_4^0$ ,  $\text{Zn}^0$  и т.п.
2. Степень окисления **одноатомных ионов** совпадает с их зарядом:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$  и т.п.
3. Атомы некоторых элементов проявляют в составе соединений **постоянную степень окисления**. Нужно запомнить, что
  - **щелочные металлы** (Li, Na, K, Rb, Cs) проявляют в соединениях степень окисления **+1**;
  - **щелочноземельные металлы** (Ca, Sr, Ba), а также другие **металлы II группы** (Be, Mg, Zn, Cd) имеют степень окисления **+2**;
  - **алюминий** в соединениях проявляет степень окисления **+3**;
  - **фтор** как наиболее электроотрицательный элемент во всех соединениях проявляет степень окисления **-1**.



4. *Кислород* в большинстве соединений имеет степень окисления **-2**. Однако в составе *пероксидов* его степень окисления равна **-1** (например,  $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{Na}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{Ba}^{+2}\text{O}_2^{-1}$  и т.п.), а в соединениях с более электроотрицательным элементом – фтором – степень окисления кислорода положительна:  $\text{O}_2^{+1}\text{F}_2^{-1}$ ,  $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$ .
5. Для *водорода* наиболее характерна степень окисления **+1**, но в соединениях с металлами ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$  и т.п.), а также в соединениях с менее электроотрицательными кремнием и бором ( $\text{SiH}_4$ ,  $\text{B}_2\text{H}_6$ ) его степень окисления равна **-1**.
6. В молекуле алгебраическая сумма значений степеней окисления всех образующих ее атомов равна нулю, а в многоатомном ионе – заряду иона.

Для тех элементов, атомы которых могут проявлять различные степени окисления в зависимости от того, в состав каких соединений они входят, можно определить *высшую и низшую степени окисления*. Для большинства элементов *высшая степень окисления совпадает с номером группы* периодической системы, в которой они располагаются.<sup>1</sup>

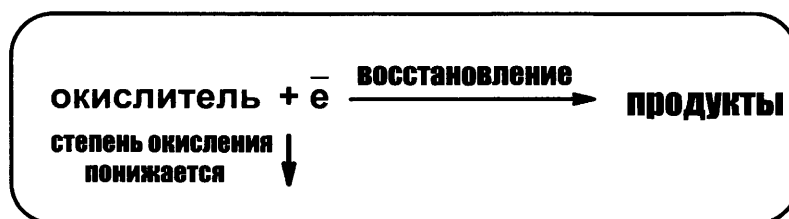
*Низшие отрицательные степени окисления характерны только для неметаллов*. Их значения определяются числом электронов, которые может принять атом неметалла до достижения им электронной конфигурации благородного газа. Таким образом, *низшую степень окисления* элемента можно найти по формуле: (№ группы Периодической системы – 8).

Если молекула образована ковалентными связями, то более электроотрицательный атом имеет отрицательную степень окисления, а менее электроотрицательный – положительную. Например, в молекуле  $\text{P}_2\text{S}_3$  более электроотрицательным является атом серы, следовательно, он находится в своей низшей степени окисления **-2**, а атом фосфора имеет степень окисления **+3**.

Теория окислительно-восстановительных процессов основана на следующих основных положениях.

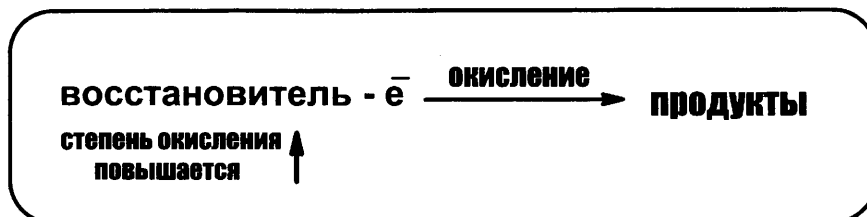
*Окислением* называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, а *восстановлением* – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

*Окислитель* – это вещество, в состав которого входят атомы, понижающие свою степень окисления. Принимая электроны от восстановителя, *окислитель восстанавливается*:

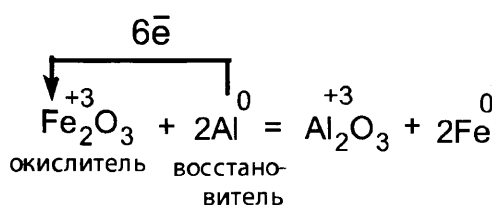


<sup>1</sup> Высшая степень окисления, равная номеру группы, не реализуется для фтора, кислорода и некоторых элементов VIII группы.

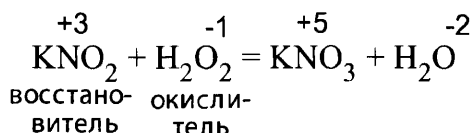
**Восстановитель** – это вещество, в состав которого входят атомы, *повышающие* свою степень окисления. Отдавая электроны окислителю, *восстановитель окисляется*:



Таким образом, сущность окислительно-восстановительной реакции состоит в переносе электронов от восстановителя к окислителю, например:

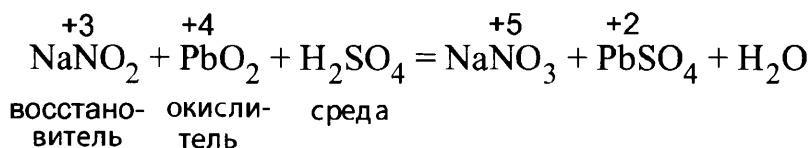


В более широком смысле понятия окислитель и восстановитель относят не только к веществам, но и к входящим в их состав ионам и атомам. Так, в реакции

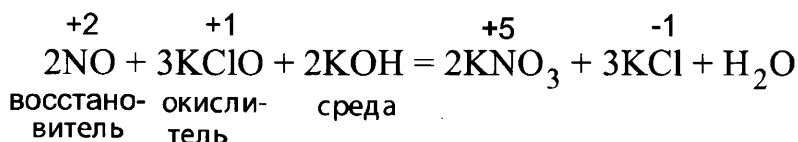


участвуют вещество-восстановитель  $\text{KNO}_2$ , ион-восстановитель  $\text{NO}_2^-$ , а также атом-восстановитель  $\text{N}^{+3}$ .

В окислительно-восстановительных реакциях, кроме окислителя и восстановителя, могут принимать участие вещества, создающие ту или иную *среду раствора* (кислотную, щелочную), благоприятствующую протеканию реакции. Для создания *кислотной среды* часто используют серную кислоту, например:



*Щелочную среду* обычно создают добавлением гидроксидов натрия или калия:



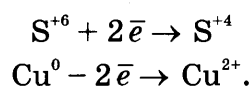
## Типы окислительно-восстановительных реакций

Выделяют три типа окислительно-восстановительных реакций.

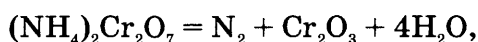
Чаще всего встречаются реакции *межмолекулярного окисления – восстановления*. В этом случае атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав разных веществ. Например, в реакции взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой



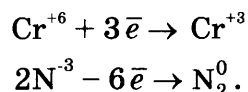
окислителем является серная кислота (за счет  $\text{S}^{+6}$ ), а восстановителем – медь:



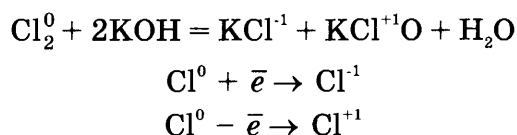
В реакциях *внутримолекулярного окисления-восстановления* атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав молекулы одного и того же вещества. К этому типу относится, например, реакция разложения дихромата аммония



в которой восстановителем является атом азота, а окислителем – атом хрома, до начала реакции находившиеся в составе одного вещества:



В реакциях *диспропорционирования (или самоокисления – самовосстановления)* в роли окислителя и восстановителя выступают атомы одного и того же элемента, находившиеся до начала реакции в одной степени окисления. Например, при взаимодействии  $\text{Cl}_2$  с холодным раствором гидроксида калия один из атомов хлора выступает в роли окислителя, понижая свою степень окисления, а другой атом хлора является восстановителем, повышая свою степень окисления:



Реакции диспропорционирования являются частным случаем внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций.

## **Окислительно-восстановительные свойства веществ**

Зная, какие степени окисления могут принимать атомы, входящие в состав вещества, можно прогнозировать его поведение в окислительно-восстановительных реакциях.

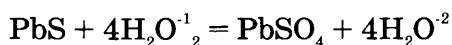
*Атомы, находящиеся в высшей степени окисления, могут быть только окислителями*, поскольку способны принимать, но не отдавать электроны. Например, сера в составе  $\text{H}_2\text{SO}_4$  находится в своей высшей степени окисления +6, и, следовательно, может проявлять только окислительные свойства. Аналогично, только окислительные свойства проявляет азот в составе азотной кислоты и нитратов, хлор в составе кислоты  $\text{HClO}_4$  и ее солей и т.д.

*Атомы, находящиеся в низшей степени окисления, могут быть только восстановителями*, поскольку способны отдавать, но не принимать электроны. Поэтому только восстановительные свойства проявляют, например, сера в составе  $\text{H}_2\text{S}$  и сульфидов, азот в составе  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$  и нитридов, хлор в составе  $\text{HCl}$  и хлоридов и т.д.

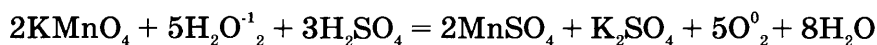
*Атомы, находящиеся в промежуточной степени окисления, могут и принимать, и отдавать электроны.* Вещества, содержащие такие атомы, обладают *окислительно-восстановительной двойственностью*: они выступают в роли окислителя или восстановителя в зависимости от свойств реагента, с которым взаимодействуют, и от условий проведения реакции.

Например, в молекуле пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  кислород находится в промежуточной степени окисления -1; следовательно, это вещество может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

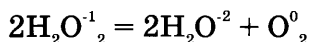
Окислительные свойства  $\text{H}_2\text{O}_2$  преобладают и проявляются в реакциях со многими типичными восстановителями, например с сульфидом свинца:



Однако при действии на  $\text{H}_2\text{O}_2$  еще более энергичного окислителя, чем он сам, например, перманганата калия, пероксид водорода выступает в роли восстановителя:



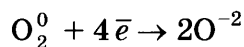
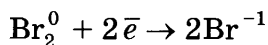
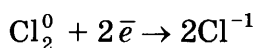
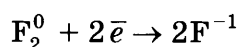
Наконец, вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны к реакциям *диспропорционирования*. К этому типу реакций относится разложение пероксида водорода на воду и кислород:



Приведенные выше правила позволяют предсказать окислительно-восстановительные возможности веществ, однако на их основании нельзя сделать вывод о том, насколько сильно будут проявляться эти свойства и какие продукты образуются в результате реакции. Для ответа на эти вопросы нужно знать конкретные химические свойства веществ, которые изучаются в курсе неорганической химии. На данном этапе изучения материала целесообразно познакомиться с некоторыми важнейшими окислителями и восстановителями (см. табл. 1 и 2).

### Важнейшие окислители

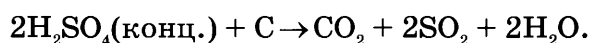
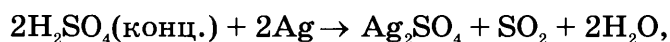
1. *Простые вещества, образованные атомами с высокой электроотрицательностью*:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $O_2$  и т.п. Принимая электроны, они восстанавливаются до низших степеней окисления:



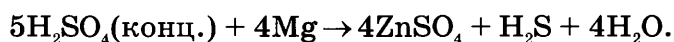
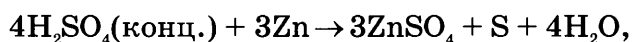
В ряду галогенов от фтора к бромю окислительные свойства ослабевают, окислительные свойства иода значительно слабее, чем у остальных галогенов.

2. Среди кислородсодержащих кислот к важнейшим окислителям относятся *азотная и концентрированная серная кислоты*.

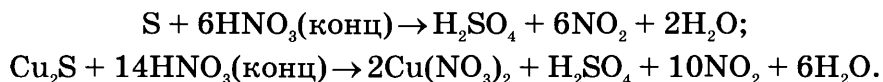
*Концентрированная серная кислота* по свойствам резко отличается от разбавленной. Обладая сильными окислительными свойствами, концентрированная  $H_2SO_4$  окисляет некоторые металлы, расположенные в ряду напряжений после водорода, а также многие неметаллы и сложные вещества:



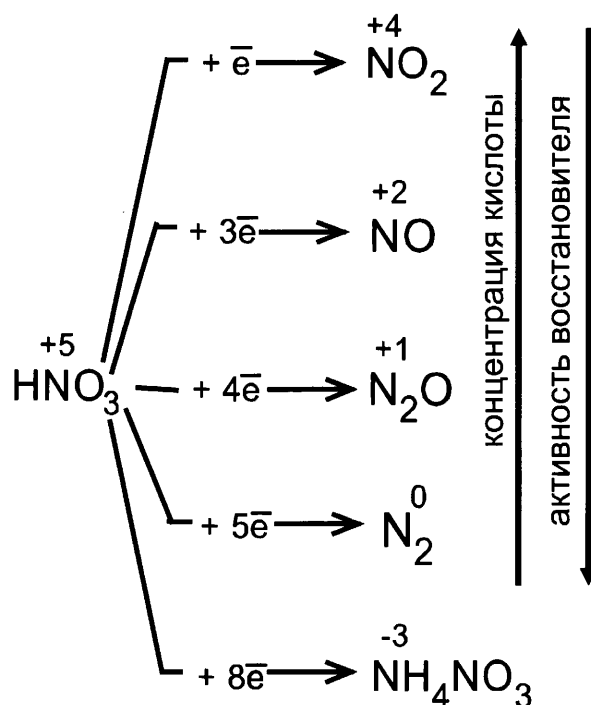
Чаще всего продуктом восстановления серной кислоты является  $SO_2$ . Однако в зависимости от условий проведения реакции и силы восстановителя можно получить и другие продукты – серу и сероводород:



**Азотная кислота**, особенно концентрированная и дымящая – сильный окислитель. Она взаимодействует с многими неметаллами и сложными веществами, окисляя большинство элементов до их высших степеней окисления:

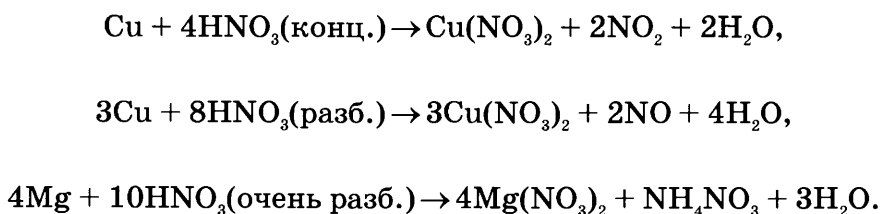


При взаимодействии  $\text{HNO}_3$  с металлами окислителем является атом азота, находящийся в степени окисления +5. Поэтому водород в таких реакциях практически не выделяется, а образуются различные продукты восстановления нитрат-иона, в зависимости от концентрации кислоты, активности металла и некоторых других факторов:



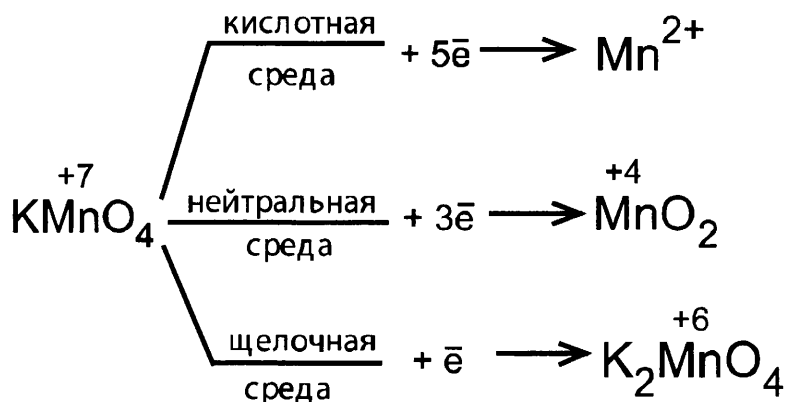
При взаимодействии горячей концентрированной азотной кислоты с металлами и неметаллами в большинстве случаев выделяется бурый газ  $\text{NO}_2$ . При действии разбавленной, 30–35% -ной  $\text{HNO}_3$  на малоактивные металлы в основном образуется оксид азота(II). Сильно разбавленная азотная кислота при действии на активные металлы (Mg, Zn, Ca) может восстанавливаться до иона аммония, образующего с  $\text{HNO}_3$  нитрат аммония.

Примеры реакций:



3. **Перманганат калия**  $\text{KMnO}_4$  проявляет сильные окислительные свойства за счет атома марганца в степени окисления +7. Продукты его восстановления, образующиеся при взаимодействии с одними и теми же реагентами, зависят от характера среды (кислотной, нейтральной, щелочной), в которой протекает реакция.

В *кислотной среде*  $\text{KMnO}_4$  восстанавливается до катиона  $\text{Mn}^{2+}$ , в *нейтральной* – до оксида марганца(IV), а в *щелочной* – до манганата калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ :

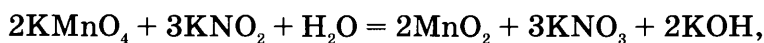


Примеры реакций:

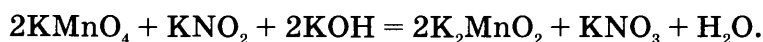
*кислотная среда*



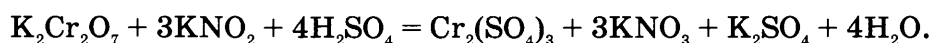
*нейтральная среда*



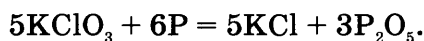
*щелочная среда*



4. **Хромат и дихромат калия** ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) проявляют окислительные свойства за счет атома хрома, находящегося в степени окисления +6. Эти окислители используют чаще всего в кислотной среде, продуктом их восстановления является обычно ион  $\text{Cr}^{3+}$ , например:



5. **Кислородсодержащие соединения галогенов** ( $\text{NaClO}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{KBrO}_3$  и т.д.) содержат атомы галогенов в неустойчивых положительных степенях окисления и проявляют за счет этого сильные окислительные свойства. Атомы галогенов, как правило, восстанавливаются до наиболее устойчивой для них степени окисления -1, например:



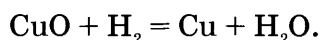
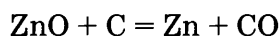
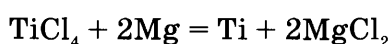
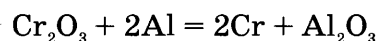


## Некоторые важнейшие окислители и продукты их восстановления

Окислители	Преимущественно образующиеся продукты восстановления
$H_2SO_4$ (конц.)	$H_2S, S, SO_2$ (в зависимости от силы восстановителя)
$HNO_3$	$NH_4^+, N_2, N_2O, NO, NO_2$ (в зависимости от силы восстановителя и концентрации кислоты)
$KMnO_4$ перманганат калия	$Mn^{2+}, MnO_2, MnO_4^{2-}$ (в зависимости от характера среды)
$K_2Cr_2O_7$ дихромат калия	$Cr^{3+}$
$MnO_2$	$Mn^{2+}$
Кислородсодержащие соединения галогенов $KClO_3$ $KClO$ $HClO_4$ $KBrO_3$ и т.д.	$Cl^-, Br^-$

## Важнейшие восстановители

1. Простые вещества, образованные атомами с низкой электроотрицательностью: металлы (Na, Ca, Mg, Al и т.п.), углерод, водород. Эти восстановители часто используют в процессах получения металлов, протекающих при высоких температурах, например:



2. Сложные вещества, содержащие атом в низшей степени окисления: HI, KI,  $H_2S$ ,  $Na_2S$ ,  $NH_3$ ,  $PH_3$  и т.п.

3. Сложные вещества, содержащие катионы металлов, заряд которых может возрасти, например,  $Fe^{2+}$ ,  $Cr^{2+}$ .

4. Сложные вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Однако для некоторых из них, таких, как угарный газ CO, сульфиты, нитриты,

восстановительные свойства преобладают над окислительными, поэтому их часто используют в промышленности и лабораторной практике в качестве восстановителей. Нитриты обычно окисляются до нитратов, а сульфиты – до сульфатов. Примеры реакций:

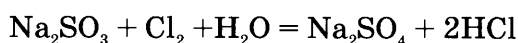
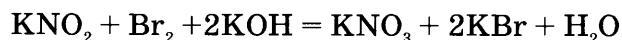
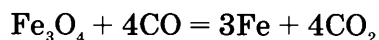


Таблица 2

**Некоторые важнейшие восстановители и продукты их окисления**

Восстановители	Преимущественно образующиеся продукты окисления
HI, KI	I <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> S, Na <sub>2</sub> S, ZnS	S, SO <sub>2</sub> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (в зависимости от силы окислителя и условий реакции)
NH <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> , NO (в зависимости от условий реакции)
PH <sub>3</sub>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Fe <sup>2+</sup> , FeO	Fe <sup>3+</sup> , Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (в зависимости от условий реакции)
Cu <sub>2</sub> O, Cu <sub>2</sub> S	Cu <sup>2+</sup> , CuO (в зависимости от условий реакции)
KNO <sub>2</sub>	KNO <sub>3</sub>
K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>

**Электролиз растворов и расплавов солей**

**Электролиз** – это совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих на поверхности электродов, помещенных в расплав или раствор электролита, при пропускании электрического тока.

**Катодом** является электрод, на котором протекают реакции восстановления ионов и молекул. При электролизе катод соединен с отрицательным полюсом источника постоянного тока.

**Анодом** является электрод, на котором протекают реакции окисления ионов и молекул. При электролизе катод соединен с положительным полюсом источника постоянного тока.

В окислительно-восстановительных процессах, протекающих при электролизе, могут участвовать и сами электроды. В этом случае они называются активными. Однако школьная программа предполагает знакомство с процессами элек-

тролиза, протекающими на так называемых *инертных электродах*, то есть электродах, которые сами не изменяются в процессе электролиза. Такие электроды могут быть изготовлены, например, из платины или графита.

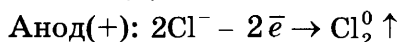
Наиболее простым в химическом отношении случаем является *электролиз расплавов солей*.

В качестве примера рассмотрим процессы, протекающие при электролизе расплава хлорида натрия.

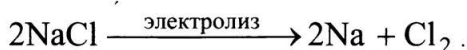
Хлорид натрия в расплаве диссоциирует с образованием катионов натрия и анионов хлора:



При пропускании электрического тока на катоде протекает восстановление ионов натрия до металлического натрия, а на аноде – окисление хлорид-ионов (рис. 1):



Складывая полуреакции окисления и восстановления, получаем суммарное уравнение электролиза:



Итак, при электролизе расплава хлорида натрия можно получить металлический натрий и газообразный хлор.

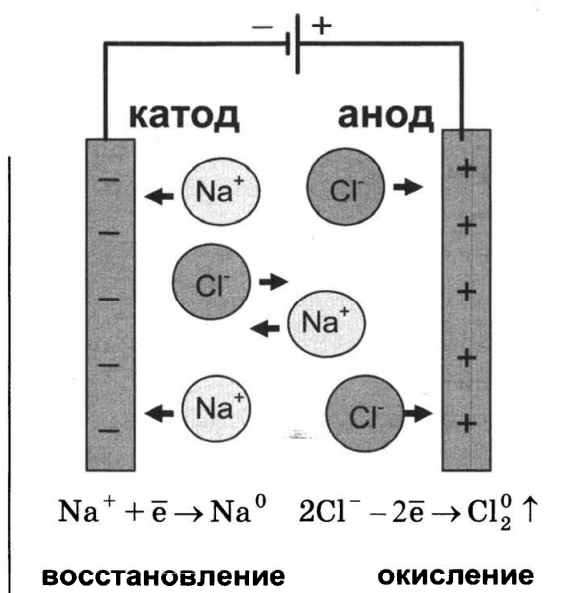


Рис. 1. Схема электролиза расплава хлорида натрия

Электролиз расплавов солей достаточно прост с химической точки зрения, но представляет значительные сложности технического характера: для его проведения необходимо поддержание высоких температур (иногда до 1000 °С).

Поэтому для практического осуществления электролиза более предпочтительным является вариант его проведения *в водных растворах*. Однако следует учитывать, что в этом случае в процессах, протекающих на электродах, кроме ионов электролита могут участвовать и молекулы воды. В случае электролиза водного раствора соли на катоде может выделяться не только металл, но и водо-

род. Аналогично, на аноде возможно выделение не только продукта окисления анионов соли, но и кислорода (рис. 2).

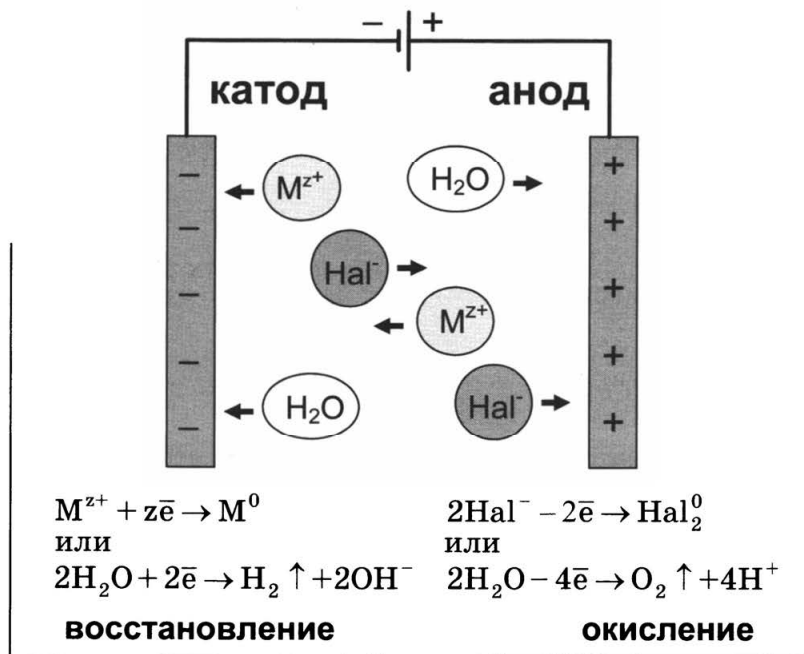


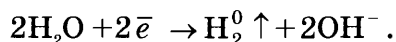
Рис. 2. Схема электролиза водного раствора галогенида металла

Рассмотрим правила, которые позволяют определить, какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водного раствора соли и какие продукты образуются при этом.

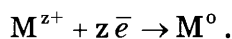
#### Катодные продукты электролиза

Для выбора катодного процесса следует руководствоваться положением металла в ряду напряжений.

Если металл расположен в ряду напряжений *левее марганца*, то на катоде происходит восстановление молекул воды и выделяется водород (рис. 3):



Если металл расположен в ряду напряжений *правее водорода*, то на катоде выделяется только металл:



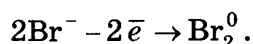
Наконец, *металлы от марганца включительно и до свинца* выделяются на катоде одновременно с водородом. На практике существует возможность замедлять выделение водорода, и электролиз водных растворов солей никеля, хрома и др. проводят в промышленных масштабах для получения соответствующих металлов.

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H)	Cu Hg Ag Pt Au	
выделяется только H <sub>2</sub> : 2H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> ↑ + 2OH <sup>-</sup>	одновременно выделяются металл и H <sub>2</sub> : M <sup>z+</sup> + ze <sup>-</sup> → M <sup>0</sup> и 2H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> ↑ + 2OH <sup>-</sup>	выделяется только металл: M <sup>z+</sup> + ze <sup>-</sup> → M <sup>0</sup>

Рис. 3. Катодные продукты электролиза водных растворов солей.

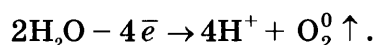
### Анодные продукты электролиза

Если **анион бескислородный** (Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>) то на аноде окисляется сам анион, например:



**Исключением** является **ион F<sup>-</sup>**: при электролизе растворов фтороводорода и фторидов на аноде выделяется кислород.

Если электролизу подвергаются водные растворы **кислородсодержащих кислот** или их солей (а также фтороводорода и фторидов), то на аноде происходит окисление воды с выделением кислорода:



## 1.2. Задания с комментариями и решениями

### Задание 1.

Найдите степень окисления элементов, которые в формулах перечисленных соединений выделены жирным шрифтом: **H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>**, **BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>**, **Na<sub>2</sub>Cr<sub>3</sub>O<sub>10</sub>**, BaO<sub>2</sub>, AlH<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

### Решение.

Найдем степень окисления фосфора в соединении **H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>**. Учитывая, что атомы водорода и кислорода находятся в своих обычных степенях окисления +1 и -2 соответственно, и обозначив степень окисления фосфора за x, составим следующее уравнение:

$$(+1) \cdot 3 + x + (-2) \cdot 2 = 0, \text{ откуда } x = +1.$$

Определить степень окисления можно и по-другому, не составляя уравнения. Будем рассуждать так. В соединении **H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>** суммарный отрицательный заряд на двух атомах кислорода равен -4. Он частично скомпенсирован зарядом +3 на трех атомах водорода. Чтобы молекула в целом была электронейтральна, атом фосфора должен иметь заряд +1. Это и есть его степень окисления.

Расчет степени окисления элементов в ионе проводится аналогично расчету степени окисления в молекуле. Только обязательно надо учесть, что компенсация положительных и отрицательных зарядов происходит не полностью: алгебраиче-

ская сумма значений степеней окисления всех атомов, образующих многоатомный ион, равна заряду иона. Для вычисления степени окисления брома в  $\text{BrO}_3^-$  составим уравнение:

$$x + (-2) \cdot 3 = -1, \text{ откуда } x = +5.$$

Проведём проверку: суммарный заряд трех атомов кислорода -6 только частично скомпенсирован зарядом +5 атома брома, значит, заряд всего иона действительно -1.

Степень окисления хрома в  $\text{Na}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$  равна +6. Для расчета степени окисления можно составить следующее уравнение, обозначив степень окисления хрома за «х»:

$$(+1) \cdot 2 + 3x + (-2) \cdot 10 = 0, \text{ откуда } x = +6.$$

Во всех своих соединениях, в том числе и в  $\text{BaO}_2$ , барий проявляет степень окисления +2 (см. правило 3). Следовательно, степень окисления каждого атома кислорода равна -1.

Для водорода в соединениях возможны только две степени окисления: +1 и -1. В соответствии с правилом 5, в соединениях с менее электроотрицательными, чем он сам, элементами, в том числе с металлами, водород проявляет отрицательную степень окисления. Значит, в соединении  $\text{AlH}_3$  степень окисления водорода -1.

Чтобы рассчитать степень окисления азота в веществе  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  нужно учесть, что атом азота входит в состав иона аммония, заряд которого равен +1. Учитывая, что атом водорода в этом соединении проявляет степень окисления +1, составим уравнение:

$$x + (+1) \cdot 4 = +1. \text{ Отсюда } x = -3.$$

Таким образом, степень окисления атома азота в ионе аммония равна -3.

### Задание 2.

Установите соответствие между схемой реакции и формулой вещества-восстановителя в ней.

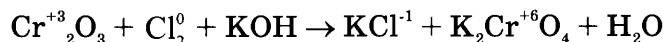
СХЕМА РЕАКЦИИ		ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА- ВОССТАНОВИТЕЛЯ	
А)	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	1)	$\text{KOH}$
Б)	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Ag} + \text{O}_2$	2)	$\text{H}_2\text{S}$
В)	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S}$	3)	$\text{H}_2\text{O}_2$
Г)	$\text{Cl}_2 + \text{NO} \rightarrow \text{NOCl}$	4)	$\text{Ag}_2\text{O}$
		5)	$\text{NO}$
		6)	$\text{Cr}_2\text{O}_3$

Ответ:	А	Б	В	Г

**Решение.**

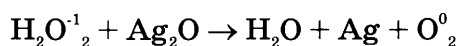
При выполнении этого задания сначала определим степени окисления элементов в приведенных схемах реакций, а затем найдем восстановитель – вещество, в составе которого находится элемент, отдающий электроны и повышающий степень окисления.

В реакции:



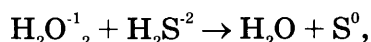
степень окисления атома хлора меняется от 0 до -1, а атома хрома – от +3 до +6. Напомним, что восстановителем является тот атом, *степень окисления которого повышается*. В данном примере это атом хрома, а вещество-восстановитель –  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (ответ 6). Отметим, что в этой реакции участвует гидроксид калия, создающий щелочную среду.

При анализе схем реакций Б и В важно не забыть, что степень окисления кислорода в составе  $\text{H}_2\text{O}_2$  равна -1. В ходе реакции



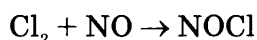
она повышается до 0, следовательно, восстановителем является пероксид водорода (ответ 3).

В реакции



наоборот, степень окисления атома кислорода понижается от -1 до -2, а степень окисления атома серы повышается от -2 до 0. Следовательно, восстановителем в данном примере является сероводород (ответ 2).

При рассмотрении реакции



затруднение может вызвать определение степеней окисления элементов в молекуле малознакомого вещества – хлорида нитрозила  $\text{NOCl}$ . Однако ничего сложного нет: кислород и хлор, будучи более электроотрицательными элементами, чем азот, находятся в своих низших степенях окисления (-2 и -1 соответственно), а азот имеет степень окисления +3. Поскольку в ходе рассматриваемой реакции степень окисления азота повышается с +2 до +3, то восстановителем является оксид азота (II) (ответ 5).



### Задание 3.

Установите соответствие между схемой реакции и изменением степени окисления восстановителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯ	
А) $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	1)	$\text{Cl}^{+7} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
Б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$	2)	$\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}^0$
В) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	3)	$\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
Г) $\text{KClO} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3$	4)	$\text{Cl}^{+1} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
	5)	$\text{Cl}^{+1} \rightarrow \text{Cl}^{+5}$
	6)	$\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{+7}$

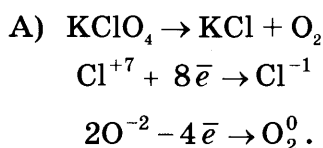
Ответ:

А	Б	В	Г

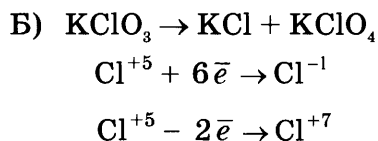
### Решение.

Схемы предложенных к рассмотрению реакций выглядят несколько необычно: в их левых частях содержатся формулы только одного вещества. Следовательно, атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в составе одной молекулы. Такие реакции могут относиться либо к реакциям самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования), либо к внутримолекулярным окислительно-восстановительным реакциям.

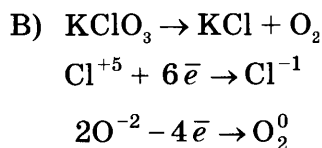
Запишем схемы электронного баланса для всех предложенных реакций.



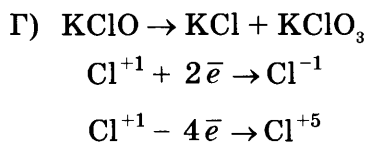
Поскольку степень окисления меняют атомы разных элементов, то это *внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция*. Восстановителем является кислород (ответ 2).



Поскольку степень окисления меняют атомы одного и того же элемента, находившиеся изначально в одинаковой степени окисления, данный процесс является реакцией *диспропорционирования*. И окислителем, и восстановителем являются атомы хлора. Восстановитель – тот из них, который повышает степень окисления:  $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{+7}$  (ответ 6).



Как и в случае А, рассматриваемая реакция относится к внутримолекулярным окислительно-восстановительным реакциям. Восстановителем является кислород (ответ 2).



Это реакция диспропорционирования. Восстановителем является тот атом хлора, который повышает степень окисления:  $\text{Cl}^{+1} \rightarrow \text{Cl}^{+5}$  (ответ 5).

#### Задание 4.

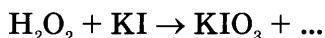
Установите соответствие между схемой реакции и формулой недостающего в ней вещества.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА
А) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$	1) $\text{KNO}_3$
Б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \dots$	2) $\text{O}_2$
В) $\text{KNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O} + \dots$	3) $\text{NO}$
Г) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \dots + \text{KOH}$	4) $\text{N}_2\text{O}_3$
	5) $\text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{H}_2$

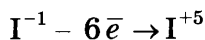
Ответ:	А	Б	В	Г

#### Решение.

Будем рассуждать следующим образом. В схеме первой реакции

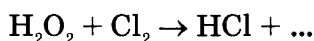


указано, какой продукт образуется из иодида калия. Определим, как изменяется степень окисления иода:



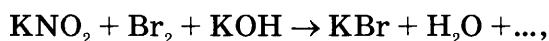
Видно, что иод в этой реакции является восстановителем, и его степень окисления в ходе реакции повышается. Тогда пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  должен быть окислителем, и степень окисления атома кислорода будет понижаться. Напомним, что в молекуле пероксида водорода степень окисления атома кислорода -1. Следовательно, в продукте реакции его степень окисления должна снизиться до -2. Варианты ответов предусматривают только одно такое вещество –  $\text{H}_2\text{O}$  (ответ 5).

Из схемы второй реакции



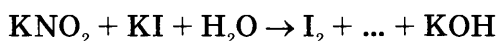
видно, что хлор выступает в роли окислителя, степень его окисления понижается от 0 до -1. Тогда пероксид водорода будет восстановителем, и степень окисления атома кислорода повысится с -1 до 0. Значит, недостающим продуктом реакции является кислород  $\text{O}_2$  (ответ 2).

В третьей реакции, схема которой



окислителем является бром. Тогда нитрит калия  $\text{KNO}_2$  должен быть восстановителем, и степень окисления атома азота будет повышаться. Варианты ответа предусматривают только одно вещество, в котором степень окисления атома азота выше, чем +3, как в молекуле  $\text{KNO}_2$ . Этим веществом является нитрат калия  $\text{KNO}_3$ , в котором степень окисления атома азота +5 (ответ 1).

И, наконец, в последнем примере



иод является восстановителем, тогда  $\text{KNO}_2$  будет окислителем, и степень окисления атома азота понизится. Недостающим продуктом реакции будет в этом случае  $\text{NO}$  (ответ 3).

*Усвоение материала темы «Электролиз расплавов и растворов солей» чаще всего проверяется заданиями, ориентированными на установление соответствия между формулой соли и катодным или анодным продуктом электролиза ее раствора или расплава. Рассмотрим несколько примеров подобных заданий.*

#### **Задание 5.**

Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе её водного раствора.

	ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А)	$\text{CuBr}_2$	1) $\text{H}_2$
Б)	$\text{CuSO}_4$	2) $\text{Cu}$
В)	$\text{NaNO}_3$	3) $\text{Na}$
Г)	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	4) $\text{Ba}$
		5) $\text{NO}_2$
		6) $\text{Br}_2$

Ответ:

А	Б	В	Г

**Решение.**

Напомним, что на катоде протекает процесс восстановления (принятия электронов). Следовательно, при электролизе растворов солей на катоде могут выделяться только металлы или водород. Поэтому два последних варианта ответа можно сразу исключить из рассмотрения как заведомо неверные. Далее руководствуемся правилами определения катодных продуктов электролиза. Медь расположена в ряду напряжений металлов правее водорода, значит, при электролизе и раствора  $\text{CuBr}_2$ , и раствора  $\text{CuSO}_4$  на катоде будет выделяться медь (ответ 2). Барий и натрий расположены левее марганца, следовательно, при электролизе водных растворов их солей на катоде выделяется водород (ответ 1).

Ответ: **2211**.

**Задание 6.**

Установите соответствие между формулой соли и продуктом, который образуется на инертном аноде при электролизе её водного раствора.

	ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А)	$\text{CuSO}_4$	1) водород
Б)	$\text{KBr}$	2) кислород
В)	$\text{NaF}$	3) металл
Г)	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	4) бром
		5) фтор
		6) азот

Ответ:

А	Б	В	Г

**Решение.**

Воспользуемся правилами определения анодных продуктов электролиза. Поскольку  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  содержат кислородсодержащие анионы, при электролизе водных растворов этих солей на аноде выделится кислород (ответ 2). Так как бромид калия является солью бескислородной кислоты, анодным продуктом электролиза его раствора будет бром (ответ 4). Выполняя это задание, важно не ошибиться с выбором анодного продукта электролиза фторида натрия. Напомним, что, хотя фторид-ион является бескислородным, *при электролизе водных растворов на аноде фтор не разряжается*. Вместо этого протекает окисление воды с выделением кислорода. Таким образом, для случая В верным будет вариант ответа 2.

Ответ: **2422**.

### Задание 7.

Установите соответствие между названием вещества и способом его электролитического получения.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ПОЛУЧЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗОМ
А) литий	1) раствора LiF
Б) фтор	2) расплава LiF
В) серебро	3) раствора MgCl <sub>2</sub>
Г) магний	4) раствора AgNO <sub>3</sub>
	5) расплава Ag <sub>2</sub> O
	6) расплава MgCl <sub>2</sub>

Ответ:

А	Б	В	Г

### Решение.

Знание правил определения катодных и анодных продуктов электролиза поможет справиться и с этим заданием. Действительно, литий – активный металл, расположен в ряду напряжений левее марганца. Поэтому при электролизе водных растворов его солей на катоде будет выделяться не сам литий, а водород. Значит, этот металл можно получить только электролизом *расплава* его соли (в случае А ответ 2). Аналогично рассуждаем и в случае магния: этот металл можно получить только электролизом *расплава* соли (в случае Г ответ 6).

Обратите внимание, что при электролизе водных растворов фторидов на аноде выделяется не газообразный фтор, а кислород из воды. Значит, фтор нельзя получить при электролизе раствора LiF, нужно использовать расплав этой соли (в случае Б ответ 2).

И, наконец, серебро, находящееся в ряду напряжений правее водорода, образуется при электролизе водного раствора его нитрата (в случае В ответ 4). При выборе способа электролитического получения серебра может показаться верным пятый вариант ответа. Действительно, формально электролиз расплава оксида должен привести к образованию металла. Однако следует учесть химические свойства Ag<sub>2</sub>O: это вещество легко разлагается при нагревании при температурах значительно более низких, чем температура его плавления. Поэтому расплава оксида серебра просто-напросто не существует.

Ответ: **2246**.

*Для расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций можно использовать метод электронного баланса. Рассмотрим его суть на нескольких примерах.*

### Задание 8.

Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции



**Решение.**

1. Определим степень окисления тех атомов, которые изменяют её в процессе реакции, и запишем их значения над символами элементов:

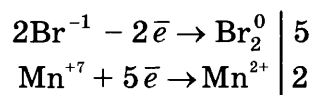


2. По изменению степени окисления определим окислитель и восстановитель: степень окисления атомов марганца понизилась от +7 до +2, следовательно,  $\text{KMnO}_4$  является окислителем.

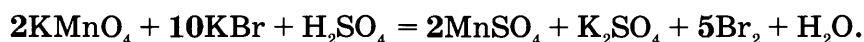
Степень окисления атомов брома повысилась с -1 до 0, следовательно, бромид калия является восстановителем.

Кроме окислителя и восстановителя в реакции участвует серная кислота. Входящие в ее состав атомы не меняют степени окисления, но она создает кислотную среду, благоприятную для протекания реакции. Часто такое вещество, создающее ту или иную реакцию среды, кратко называют «среда».

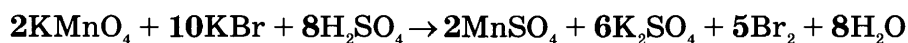
3. Запишем уравнения электронного баланса, подбирая множители так, чтобы число суммарное электронов, отданных всеми атомами восстановителя, было равно числу электронов, принятых всеми атомами окислителя:



4. Найденные таким образом коэффициенты подставим в уравнение реакции:



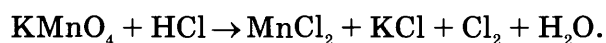
5. Подберем коэффициенты перед формулами остальных реагентов в следующей последовательности:  $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ . Окончательно получаем:



6. Чтобы убедиться в правильности подбора коэффициентов, подсчитаем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения. И в левой, и в правой части уравнения находится по 40 атомов кислорода, следовательно, коэффициенты подобраны верно.

**Задание 9.**

Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции



**Решение.**

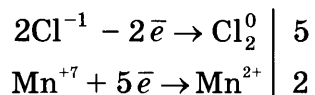
Как и в предыдущем примере, сначала определим степени окисления тех атомов, которые изменяют её в процессе реакции:



Окислителем в реакции является  $\text{KMnO}_4$ , а восстановителем –  $\text{HCl}$ . Однако эта реакция *имеет характерную особенность*: можно заметить, что *не все атомы хлора* переходят из степени окисления -1 в степень окисления 0. В правой части уравнения  $\text{Cl}^{-1}$  входит в состав хлоридов марганца и калия. Дело в том,

что в этой реакции *HCl* выполняет функцию и восстановителя, и среды одновременно. Это необходимо учитывать при подборе коэффициентов.

Составим электронный баланс:



Подставим найденные коэффициенты в уравнение реакции. Коэффициент 5 ставим только перед тем веществом, в котором содержатся атомы хлора, поменявшие степень окисления (то есть перед молекулой  $\text{Cl}_2$ ):



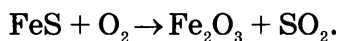
Далее подбираем коэффициенты перед формулами остальных реагентов в следующей последовательности:  $\text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ . Окончательно получаем:



Убеждаемся в правильности подбора коэффициентов, сравнив число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения (по 8 атомов).

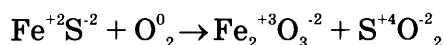
### Задание 10.

Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении реакции

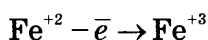


### Решение.

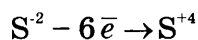
После определения степеней окисления элементов становится очевидна особенность этой реакции: в ней участвует *один атом-окислитель* (кислород), но *два атома-восстановителя* – железо и сера:



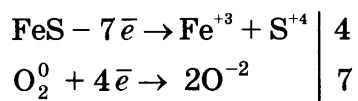
Атом железа отдает один электрон:



Атом серы отдает шесть электронов:

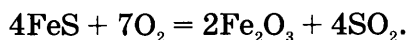


Для составления электронного баланса оба процесса окисления можно объединить:



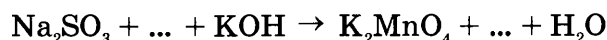


С учетом найденных коэффициентов получаем:



### **Задание 11.**

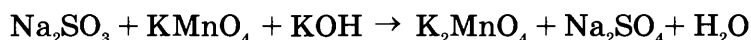
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



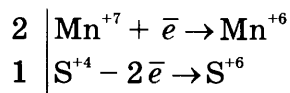
Определите окислитель и восстановитель.

### **Решение.**

Прежде всего определим недостающие в уравнении реакции вещества. В правой части уравнения находится манганат калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , а в левой части в качестве вещества-среды указан гидроксид калия. Нам известно, что манганаты получают восстановлением перманганатов в щелочной среде. Следовательно, недостающее в левой части уравнения вещество – перманганат калия. Таким образом,  $\text{KMnO}_4$  в этой реакции окислитель, а это значит, что сульфит натрия выступает в данном случае в роли восстановителя. Окисляясь, он образует в качестве продукта сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Итак, мы установили формулы всех веществ, участвующих в реакции:

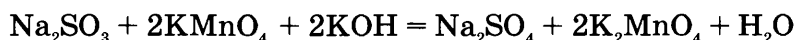


Теперь составим электронный баланс.



Указываем, что сера в степени окисления +4 (или сульфит натрия за счет серы в степени окисления +4) является восстановителем, а марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия за счёт марганца в степени окисления +7) – окислителем.

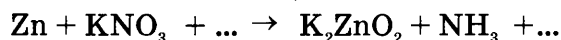
Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



Правильность расстановки коэффициентов проверяем, сравнивая суммарное количество атомов кислорода в левой и правой части уравнения.

### **Задание 12.**

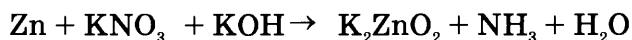
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



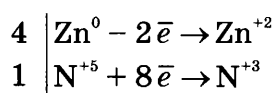
Определите окислитель и восстановитель.

**Решение.**

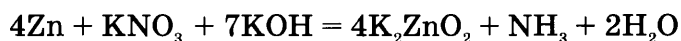
В данной схеме уже указаны окислитель ( $\text{KNO}_3$ ) и восстановитель ( $\text{Zn}$ ) и продукты их восстановления ( $\text{K}_2\text{ZnO}_2$ ) и окисления ( $\text{NH}_3$ ) соответственно. Следовательно, в левой части уравнения необходимо дописать формулу вещества, выполняющего роль среды. Поскольку в результате взаимодействия получается цинкат калия, то реакция протекает в щелочной среде, а недостающее вещество – гидроксид калия  $\text{KOH}$ . В правую часть уравнения добавляем  $\text{H}_2\text{O}$ .



Составляем электронный баланс:



Указываем, что цинк в степени окисления 0 является восстановителем, а азот в степени окисления +5 (или нитрат калия за счёт азота в степени окисления +5) – окислителем. Расставляем коэффициенты:



Правильность расстановки коэффициентов проверяем, сравнивая суммарное количество атомов кислорода в левой и правой части уравнения.

**Задание 13.**

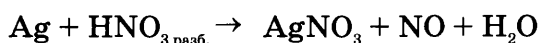
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



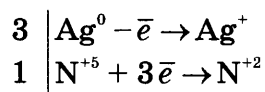
Определите окислитель и восстановитель.

**Решение.**

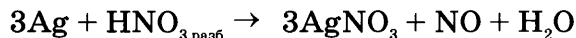
Очевидно, что азотная кислота выступает в данном случае как окислитель, значит  $\text{AgNO}_3$  – это продукт окисления металлического серебра. Поскольку для взаимодействия с малоактивным металлом была взята разбавленная азотная кислоты, то наиболее вероятным продуктом ее восстановления будет оксид азота(II). Получаем схему уравнения:



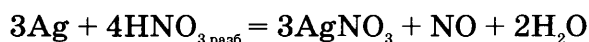
Составляем электронный баланс:



Указываем, что серебро в степени окисления 0 является восстановителем, а азот в степени окисления +5 (или азотная кислота за счёт азота в степени окисления +5) – окислителем. Расставляем коэффициенты, следующие из электронного баланса:



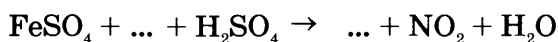
Теперь необходимо учесть, что азотная кислота в данном взаимодействии выполняет также роль среды и образует соль  $\text{AgNO}_3$ , в которой степень окисления азота не меняется и остается +5. Меняем коэффициент «1» перед  $\text{HNO}_3$ , на коэффициент «4» (т.е. 1+3). Проставляем коэффициент перед формулой воды и окончательно получаем:



Не забудьте проверить получившееся уравнение реакции по кислороду!

#### **Задание 14.**

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции

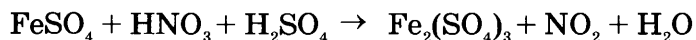


Определите окислитель и восстановитель.

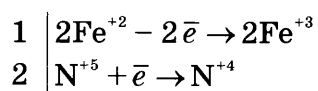
#### **Решение.**

Отметим, что в рассматриваемой реакции сульфат железа(II) может быть только восстановителем. Дело в том, что в среде серной кислоты не может образоваться металлическое железо, а, значит, окислителем  $\text{FeSO}_4$  являться не может. Таким образом, недостающее вещество в правой части уравнения – это  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Роль окислителя, как и в предыдущем примере, играет атом азота в степени окисления +5. Он входит в состав азотной кислоты. Очевидно, что в качестве окислителя здесь нельзя взять нитрат калия или нитрат натрия и т.д., так как в правой части уравнения отсутствуют атомы щелочных металлов.

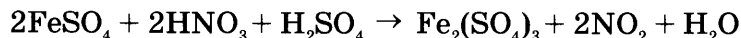
Записываем схему реакции:



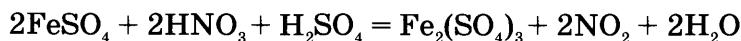
Составляем электронный баланс:



Указываем, что железо в степени окисления +2 является восстановителем, а азот в степени окисления +5 (или азотная кислота за счет атома азота в степени окисления +5) окислителем. Теперь схема реакции выглядит так:



Далее считаем количество атомов водорода и проставляем коэффициент перед формулой воды. Не забываем сделать проверку по кислороду. Получаем уравнение реакции в окончательном виде:



### **Задание 15.**

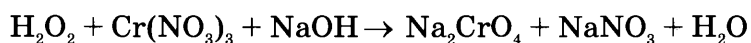
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



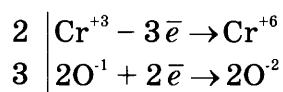
Определите окислитель и восстановитель.

### **Решение.**

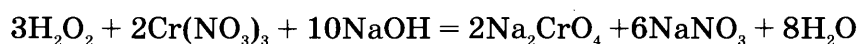
Прежде всего, проанализируем продукты реакции, формулы которых записаны в правой части уравнения. Атом хрома в соединении  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  имеет степень окисления +6, т.е. находится в высшей степени окисления. Значит, хромат натрия  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  получается в результате окисления соединения хрома, находившегося изначально в степени окисления +3. Поскольку продуктом приведенной реакции также является нитрат натрия, окончательно устанавливаем недостающее в левой части вещество. Это восстановитель – нитрат хрома(III)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ . Находящийся в левой части уравнения пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , следовательно, является окислителем. Процесс его восстановления приводит к образованию воды, формулу которой мы и записываем в правую часть уравнения.



Составляем электронный баланс:



Указываем, что хром в степени окисления +3 является восстановителем, а кислород в степени окисления -1 (или пероксид водорода за счёт кислорода в степени окисления -1) – окислителем. Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



Правильность расстановки коэффициентов проверяем, сравнивая суммарное количество атомов кислорода в левой и правой части уравнения.

### 1.3. Задания для самостоятельной работы

1. Установите соответствие между формулой иона и степенью окисления серы в его составе.

ФОРМУЛА ИОНА	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ СЕРЫ
А) $\text{HS}^-$	1) - 2
Б) $\text{SO}_3^{2-}$	2) - 1
В) $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	3) + 2
Г) $\text{SF}_2^{2+}$	4) + 4
	5) + 6
	6) + 7

Ответ:

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между названием вещества и степенью окисления азота в нём.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АЗОТА
А) гидросульфид аммония	1) - 3
Б) нитрат железа(II)	2) - 2
В) нитрит натрия	3) + 1
Г) азотистая кислота	4) + 2
	5) + 3
	6) + 5

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между уравнением реакции и формулой вещества, которое в данной реакции является окислителем.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	ОКИСЛИТЕЛЬ
A) $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 = \text{S} + 2\text{HI}$	1) $\text{NO}_2$
Б) $2\text{S} + \text{C} = \text{CS}_2$	2) $\text{H}_2\text{S}$
В) $2\text{SO}_3 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$	3) $\text{HI}$
Г) $\text{S} + 3\text{NO}_2 = \text{SO}_3 + 3\text{NO}$	4) $\text{S}$
	5) $\text{SO}_3$
	6) $\text{I}_2$

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между схемой реакции и формулой вещества-восстановителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ФОРМУЛА ВОССТАНОВИТЕЛЯ
A) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$	1) $\text{KOH}$
Б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Ag} + \text{O}_2$	2) $\text{Cl}_2$
В) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{O}_2$	3) $\text{H}_2\text{O}_2$
Г) $\text{Cl}_2 + \text{NO} \rightarrow \text{NOCl}$	4) $\text{Ag}_2\text{O}$
	5) $\text{NO}$

Ответ:

А	Б	В	Г

5. Установите соответствие между уравнением реакции и изменением степени окисления окислителя в данной реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ
A) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$	1) $-1 \rightarrow 0$
Б) $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$	2) $0 \rightarrow -2$
В) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$	3) $+4 \rightarrow +2$
Г) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	4) $+1 \rightarrow 0$
	5) $+2 \rightarrow 0$
	6) $0 \rightarrow -1$

Ответ:

А	Б	В	Г

6. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления восстановителя.

**СХЕМА РЕАКЦИИ**

- А)  $\text{FeCl}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{HCl}$
- Б)  $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- В)  $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- Г)  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{FeI}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

**ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ  
ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯ**

- 1)  $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$
- 2)  $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0$
- 3)  $2\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}_2^0$
- 4)  $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
- 5)  $\text{Cl}^{+7} \rightarrow \text{Cl}^-$
- 6)  $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Ответ:

	А	Б	В	Г

7. Установите соответствие между схемой реакции и ролью азота в этой реакции.

**СХЕМА РЕАКЦИИ**

- А)  $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
- Б)  $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{O}_2$
- В)  $\text{NH}_3 + \text{Na} \rightarrow \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$
- Г)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

**РОЛЬ АЗОТА В РЕАКЦИИ**

- 1) окислитель
- 2) восстановитель
- 3) и окислитель, и восстановитель
- 4) ни окислитель, ни восстановитель

Ответ:

	А	Б	В	Г

8. Установите соответствие между свойствами азота и уравнением окислительно-восстановительной реакции, в которой он проявляет эти свойства.

**СВОЙСТВА АЗОТА**

- А) только окислитель
- Б) только восстановитель
- В) и окислитель, и восстановитель
- Г) ни окислитель, ни восстановитель

**УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ**

- 1)  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$
- 3)  $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$   
 $= 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$

Ответ:

	А	Б	В	Г



9. Установите соответствие между схемой реакции и формулой недостающего в ней вещества.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА
А) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots$	1) $\text{SO}_3$
Б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \dots + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2) $\text{SO}_2$
В) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$	3) $\text{H}_2\text{S}$
Г) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_{2(\text{изб.})} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \dots$	4) $\text{H}_2$
	5) $\text{S}$

Ответ:

А	Б	В	Г

10. Установите соответствие между схемой реакции и формулой недостающего в ней вещества.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА
А) $\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \dots + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1) $\text{SO}_2$
Б) $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots + \text{HBr}$	2) $\text{H}_2\text{SO}_4$
В) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$	3) $\text{SO}_3$
Г) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$	4) $\text{S}$
	5) $\text{H}_2\text{SO}_3$

Ответ:

А	Б	В	Г

11. Установите соответствие между формулой соли и продуктом(-ами), образующимся(-имися) на катоде при электролизе её водного раствора.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А) $\text{Li}_2\text{SO}_4$	1) $\text{Li}$
Б) $\text{CaBr}_2$	2) $\text{H}_2$
В) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	3) $\text{Ca}$
Г) $\text{CuBr}_2$	4) $\text{Pb}; \text{H}_2$
	5) $\text{CuO}$
	6) $\text{Cu}$

Ответ:

А	Б	В	Г

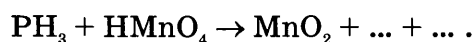
12. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на инертном аноде при электролизе её водного раствора.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А) $Mg(NO_3)_2$	1) $O_2$
Б) $Ba(ClO_3)_2$	2) $N_2$
В) $NaCl$	3) $Cl_2$
Г) $MnSO_4$	4) $NO_2$
	5) $S$
	6) $H_2$

Ответ:

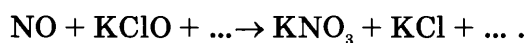
А	Б	В	Г

13. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

14. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



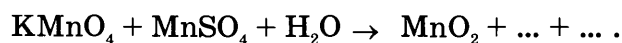
Определите окислитель и восстановитель.

15. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



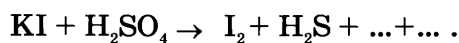
Определите окислитель и восстановитель.

16. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

17. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



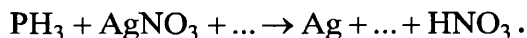
Определите окислитель и восстановитель.

**18.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



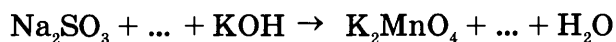
Определите окислитель и восстановитель.

**19.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



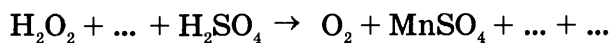
Определите окислитель и восстановитель.

**20.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



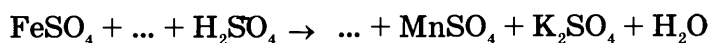
Определите окислитель и восстановитель.

**21.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



Определите окислитель и восстановитель.

**22.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



Определите окислитель и восстановитель.

## Раздел 2. Классификация неорганических веществ. Характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

### Взаимосвязь неорганических веществ

В экзаменационной работе наиболее сложными заданиями по неорганической химии являются задания, проверяющие усвоение такого элемента содержания как «Взаимосвязь неорганических соединений». Такие задания называют «мысленным экспериментом». При выполнении этих заданий необходимо на основе описания экспериментально проведенных химических превращений составить уравнения соответствующих им реакций, в которых могут участвовать как простые, так и сложные вещества, относящиеся к разным классам неорганических соединений. Реакции между этими веществами могут быть разных типов: реакции соединения и разложения, реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные, реакции, описывающие процессы гидролиза и электролиза солей, комплексообразования и другие.

Знание химических свойств неорганических веществ проверяется и заданиями с кратким ответом повышенного уровня сложности.

Успешному выполнению данных заданий будет способствовать повторение и систематизация того материала, который представлен в таблицах 3–11. При повторении обращайте внимание на известные вам общие закономерности протекания химических реакций – кислотно-основных взаимодействий, реакций ионного обмена, окислительно-восстановительных реакций.

### 2.1. Материал для повторения и систематизации знаний

#### *Химические свойства простых веществ*

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы. Элементы, образующие простые вещества-*неметаллы*, это He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, B, H. Остальным элементам соответствуют простые вещества-*металлы*.

В химических реакциях металлы проявляют только свойства *восстановителей*, то есть отдают внешние электроны, превращаясь при этом в положительно заряженные катионы. Для неметаллов более характерны свойства *окислителей*, то есть они способны присоединять электроны и превращаться при этом в отрицательно заряженные анионы.

Сравнительную активность металлов в окислительно-восстановительных реакциях в водных растворах характеризует электрохимический ряд напряжений металлов:

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H,  
Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

В таблицах 3 и 4 описываются характерные свойства металлов и неметаллов.

## Химические свойства простых веществ-металлов

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
1	С неметаллами	Металлы реагируют со многими неметаллами с образованием бинарных соединений. При этом неметалл всегда выступает в роли окислителя, а металл – восстановителя.	$2Al + 3I_2 = 2AlI_3$
	а) с водородом	<i>Щелочные и щелочноземельные металлы</i> реагируют при нагревании с водородом, образуя при этом соответствующие гидриды.	$2K + H_2 = 2KH$
	б) с кислородом	Большинство металлов (кроме золота и платины) образуют оксиды.	$4Li + O_2 = 2Li_2O$
		<i>Щелочные металлы (кроме лития)</i> , а также <i>барий</i> при сгорании на воздухе, образуют пероксиды и соединения с еще большим содержанием кислорода.	$2Na + O_2 = Na_2O_2$
		Продуктом окисления <i>железа</i> кислородом воздуха является железная окалина $Fe_3O_4$ , представляющая собой смесь оксида железа(II) и оксида железа(III) – $FeO \cdot Fe_2O_3$	$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$
	в) с хлором и бромом	Большинство металлов реагирует с хлором и бромом с образованием галогенидов. Хлор и бром являются сильными окислителями, поэтому железо и хром они окисляют до трехвалентного состояния.	$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
	г) с серой	Большинство металлов способны образовывать сульфиды. Сера окисляет железо до двухвалентного состояния. При этом также возможно образование полисульфидов.	$2Al + 3S = Al_2S_3$
	д) с азотом, фосфором, углеродом и кремнием	С азотом, фосфором, углеродом и кремнием <i>активные металлы</i> вступают в реакции при нагревании с образованием соответственно нитридов, фосфидов, карбидов и силицидов. Литий реагирует с азотом уже при комнатной температуре.	$6Li + N_2 = 2Li_3N$ $3Ca + 2P = Ca_3P_2$ $4Al + 3C = Al_4C_3$ $2Mg + Si = Mg_2Si$

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
2	с водой	а) <i>щелочные и щелочноземельные металлы</i> реагируют с водой при комнатной температуре, при этом образуется щёлочь и водород;	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
		б) <i>алюминий и магний</i> реагируют с водой при нагревании, при этом образуется гидроксид металла и водород;	$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
		в) металлы, стоящие в ряду активности <i>после алюминия до водорода</i> реагируют с водой при нагревании, при этом образуется оксид металла и водород;	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2$
		г) металлы, стоящие в ряду активности <i>после водорода</i> в реакцию с водой не вступают.	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \not\rightarrow$
3	с оксидами	При высокой температуре более <i>активные металлы</i> восстанавливают менее активные металлы из их оксидов. На этом основан, например, метод алюмотермии – получение металлов из их оксидов действием алюминия.	$2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
		<i>Железо</i> при сплавлении с оксидом железа(III) или с оксидом железа(II, III) восстанавливает трехвалентное железо до двухвалентного.	$\text{Fe} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{FeO}$ $\text{Fe} + \text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{FeO}$
		Также металлы могут реагировать с некоторыми оксидами неметаллов, восстанавливая неметаллы до простых веществ.	$2\text{Mg} + \text{CO}_2 = 2\text{MgO} + \text{C}$ $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 = 2\text{MgO} + \text{Si}$ $\text{Cu} + \text{N}_2\text{O} = \text{N}_2 + \text{CuO}$ $4\text{Cu} + 2\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 4\text{CuO}$
4	с пероксидами	<i>Натрий</i> при сплавлении реагирует с пероксидом натрия с образованием оксида натрия.	$\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
5	с растворами кислот (кроме азотной) <sup>2</sup>	а) металл, стоящий в ряду активности металлов <i>до водорода</i> способен вытеснять водород из кислоты, при этом образуется соль, в которой металл проявляет минимальную степень окисления.	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
		б) металлы, стоящие в ряду активности металлов <i>после водорода</i> не реагируют с растворами кислот.	$\text{Cu} + \text{HCl} \not\rightarrow$
6	со щелочами	Некоторые металлы ( <i>Al, Zn</i> ), образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, способны реагировать со щелочами (в растворе или расплаве), при этом выделяется водород. В растворе образуется комплексная соль, при сплавлении – средняя.	$2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH}_{(\text{тв.})} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$
7	с солями	а) <i>Более активные металлы</i> способны вытеснять менее активные из растворов их солей. Такие реакции не проводят со щелочными и щелочноземельными металлами, т.к. они реагируют с водой.	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
		б) металлы также реагируют с солями металлов, способных восстанавливаться до более низкой степени окисления.	$\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 = \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2;$ $\text{Fe} + 2\text{FeCl}_3 = 3\text{FeCl}_2;$ $\text{Zn} + 2\text{CrCl}_3 = \text{ZnCl}_2 + 2\text{CrCl}_2$

Таблица 4

## Химические свойства простых веществ-неметаллов

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
1	С металлами	Многие неметаллы реагируют с металлами с образованием бинарных соединений. При этом неметалл всегда выступает в роли	$2\text{Al} + 3\text{I}_2 = 2\text{AlI}_3$

<sup>2</sup> Реакции металлов с азотной кислотой и концентрированной серной кислотой см. в теме «Химические свойства кислот».

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
		окислителя, а металл – восстановителя.	
2	с неметаллами	Неметаллы реагируют с неметаллами с образованием бинарных соединений. Неметалл с меньшей электроотрицательностью выступает как восстановитель, с большей – как окислитель. Хлор, бром и иод не реагируют с кислородом. Сера, сгорая в кислороде, образует оксид серы(IV)	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
3	с водой	<i>Фтор</i> вступает в реакцию при обычных условиях с выделением атомарного кислорода. <i>Хлор и бром</i> реагируют обратимо. Некоторые неметаллы при нагревании реагируют с водяным паром.	$\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ $\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} = \text{CO} + \text{H}_2$
4	с оксидами	а) <i>водород и углерод</i> при нагревании восстанавливают металлы из их оксидов. При реакции с оксидами щелочных и щёлочноземельных металлов образуются соответствующие гидриды и карбиды.	$\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ $3\text{C} + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaC}_2 + \text{CO}$
		б) <i>кислород</i> окисляет низшие оксиды металлов и неметаллов в высшие	$\text{O}_2 + \text{CO} = \text{CO}_2$ $\text{O}_2 + \text{P}_2\text{O}_3 = \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{O}_2 + 4\text{FeO} = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
5	с концентрированной серной и азотной кислотой	<i>сера, углерод, фосфор</i> окисляются концентрированной серной и азотной кислотами до высшей степени окисления	$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + 5\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6	со щелочами	<i>галогены, сера, кремний и фосфор</i> способны реагировать со щелочами	$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$



	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
			$3S + 6KOH \xrightarrow{t^{\circ}} \rightarrow 2K_2S + K_2SO_3 + 3H_2O$ $Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2$ $4P + 3KOH + 3H_2O = 3KH_2PO_2 + PH_3$
7	с солями	<p><i>Галогены</i> способны реагировать с солями:</p> <p>а) более активные галогены (кроме фтора) вытесняют менее активные галогены из растворов их солей;</p> <p>б) окисляют металлы в низших степенях окисления.</p>	$Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$ $Cl_2 + 2FeCl_2 = 2FeCl_3$
		<i>Кислород</i> реагирует с сульфидами, при этом образуются сернистый газ и оксид металла.	$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$ $4FeS + 7O_2 = 2Fe_2O_3 + 4SO_2$
		Неметаллы могут окисляться солями-окислителями	$5KClO_3 + 6P \xrightarrow{t^{\circ}} \rightarrow 5KCl + 3P_2O_5$ $2KClO_3 + 3C \xrightarrow{t^{\circ}} \rightarrow 2KCl + 3CO_2$

### Химические свойства оксидов

**Оксиды** – соединения, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород в степени окисления –2.

Для прогнозирования свойств какого-либо оксида необходимо, прежде всего, определить его химический характер: *основный, кислотный, амфотерный*. Химический характер оксида зависит того, какой химический элемент входит (металл или неметалл) в его состав, а также и от того, какую степень окисления проявляет элемент.

Оксиды можно разделить на две группы – *несолеобразующие и солеобразующие*. В свою очередь солеобразующие делятся на основные, амфотерные и кислотные.

*Неметаллы*, в основном, образуют *кислотные* оксиды. Исключение составляют несолеобразующие оксиды  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$  и некоторые другие.

Оксиды *металлов* в степени окисления +1 и +2 – *основные*, исключение – оксид цинка  $ZnO$  и оксид бериллия  $BeO$ , являющиеся амфотерными.

*Амфотерными* также являются оксиды *металлов* в степени окисления +3 и +4.

*Металлы* в степени окисления +5, +6 и +7 образуют *кислотные* оксиды.

Важнейшие химические свойства оксидов приведены в табл. 5.

Таблица 5

**Химические свойства оксидов**

	С какими веществами реагируют	Особенности, условия и продукты реакций	Примеры
1	С металлами	При высокой температуре <i>более активные металлы</i> восстанавливают менее активные из их оксидов.	$\text{CuO} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnO}$
		Некоторые металлы могут восстанавливать неметаллы из их оксидов.	$\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$ $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = \text{C} + 2\text{MgO}$
		<i>Железо</i> при сплавлении с оксидом железа(III) или с оксидом железа(II, III) восстанавливает трехвалентное железо до двухвалентного	$\text{Fe} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{FeO}$ $\text{Fe} + \text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{FeO}$
2	с неметаллами	а) <i>водород и углерод</i> при нагревании восстанавливают металлы из их оксидов.	$\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
		При реакции с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов образуются соответствующие гидриды и карбиды.	$3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ $3\text{C} + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaC}_2 + \text{CO}$
		<i>Углекислый газ</i> реагирует с углеродом, образуя угарный газ	$\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$
		б) <i>кислород</i> окисляет низшие оксиды металлов и неметаллов в высшие.	$\text{O}_2 + \text{CO} = \text{CO}_2$ $\text{O}_2 + \text{P}_2\text{O}_3 = \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{O}_2 + 4\text{FeO} = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
3	с водой	а) <i>Кислотные оксиды</i> (кроме $\text{SiO}_2$ ) в реакциях с водой образуют кислоты;	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
		При растворении в воде $\text{NO}_2$ образуется две кислоты – азотистая и азотная	$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$
		$\text{SO}_2$ и $\text{CO}_2$ реагируют с водой обратимо;	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
		б) <i>оксиды щелочных и щелочноземельных металлов</i> в реакциях с водой образуют щелочи;	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

	С какими веществами реагируют	Особенности, условия и продукты реакций	Примеры
		<i>основные оксиды</i> остальных металлов с водой не реагируют;	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$
		в) <i>амфотерные и несолеобразующие оксиды</i> с водой не реагируют	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$
4	с оксидами	<p>Между оксидами возможно два вида взаимодействий:</p> <p>1. <i>Кислотно-основные взаимодействия</i> – солеобразующие оксиды одной группы вступают с солеобразующими оксидами других групп в реакцию соединения с образованием соответствующих солей:</p> <p>а) <i>основные оксиды</i> реагируют с кислотными и амфотерными оксидами</p>	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{ZnO} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
		б) <i>кислотные оксиды</i> реагируют с основными и амфотерными оксидами	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ $3\text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
		в) <i>амфотерные оксиды</i> реагируют с основными и кислотными оксидами	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2$
		2. <i>Окислительно-восстановительные реакции</i>	$3\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{NO} + \text{SO}_3$
5	с пероксидами	<i>Углекислый газ</i> реагирует с пероксидом натрия с выделением кислорода	$2\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
6	с летучими водородными соединениями	Оксиды некоторых металлов и неметаллов вступают в окислительно-восстановительные реакции с летучими водородными соединениями, проявляющими восстановительные свойства	$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
7	с кислотами	<p>1. <i>Кислотно-основные взаимодействия:</i></p> <p>Основные и амфотерные оксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды</p>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

	С какими веществами реагируют	Особенности, условия и продукты реакций	Примеры
		Оксид кремния взаимодействует с плавиковой (фтороводородной) кислотой	$\text{SiO}_2 + 6\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$
		<b>2. Окислительно-восстановительные реакции</b> Если оксид образован элементом в низкой степени окисления, то этот оксид вступает с кислотами окислителями (азотной и концентрированной серной) в окислительно-восстановительную реакцию.	$2\text{FeO} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$
		Иодоводородная кислота реагирует с оксидом железа(III) или с оксидом железа(II, III), восстанавливая трехвалентное железо до двухвалентного	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HI} = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HI} = 3\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
		<b>Концентрированные галогеноводородные кислоты</b> (кроме HF) окисляются некоторыми оксидами металлов в высокой степени окисления до простых веществ-галогенов.	$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
8	со щелочами	<b>Кислотные</b> оксиды реагируют со щелочами с образованием соли и воды	$\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
		<b>Амфотерные</b> оксиды при сплавлении со щелочами также образуют соль и воду	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH}_{(\text{тв.})} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
		<b>Амфотерные</b> оксиды при взаимодействии с растворами щелочей образуют комплексные соли.	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
9	с солями	Кислотные и амфотерные оксиды при сплавлении вытесняют более летучие кислотные оксиды из их солей	$\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2$

### Химические свойства кислот

**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных заместиться на атом металла, и кислотного остатка.



A – кислотный остаток; n – заряд кислотного остатка

Кислоты можно классифицировать, положив в основу классификации различные признаки. По количеству атомов водорода в молекулах кислоты делятся

на группы: *одноосновные* ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ), *двухосновные* ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ), *трёхосновные* ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ). А по наличию в молекуле атомов кислорода выделяют *кислородсодержащие кислоты* ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и *бескислородные кислоты* ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ). Различают также *сильные кислоты* ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  и др.) и *слабые кислоты* ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и др.). По растворимости в воде можно выделить кислоты: *растворимые* ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$  и др.), *малорастворимые* ( $\text{H}_2\text{S}$ ) и *нерастворимые* ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ). По устойчивости молекул бывают кислоты *стабильные* ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) и *нестабильные* ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ). По окислительно-восстановительной способности выделяют кислоты-окислители: азотную кислоту  $\text{HNO}_3$  и концентрированную серную кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , и кислоты-восстановители: иодоводородную кислоту  $\text{HI}$  и сероводородную кислоту  $\text{H}_2\text{S}$ .

Кислотами являются как гидроксиды неметаллов и металлов в степени окисления +5 - +7, так и водные растворы ряда летучих водородных соединений.

Кислоты изменяют окраску индикаторов. В кислой среде метилоранж и лакмус изменяют свой цвет на красный.

Важнейшие химические свойства кислот приведены в табл. 6 и 7.

Таблица 6

**Химические свойства кислот**

	<b>С какими веществами реагируют</b>	<b>Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций</b>	<b>Примеры</b>
1	с металлами	а) Растворы кислот реагируют с металлами, стоящими в ряду активности металлов <i>до водорода</i> , при этом выделяется водород (кроме азотной кислоты) и образуется соль, в которой металл проявляет минимальную степень окисления.	$2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
		б) металлы, стоящие в ряду активности металлов <i>после водорода</i> не реагируют с растворами кислот (кроме азотной).	$\text{Cu} + \text{HCl} \not\rightarrow$
2	с неметаллами	<i>сера, углерод, фосфор</i> окисляются концентрированной серной и азотной кислотами до высшей степени окисления	$\begin{aligned} \text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} &= \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{P} + 5\text{HNO}_{3(\text{конц.})} &= \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$
3	с оксидами	1. <i>Кислотно-основные взаимодействия:</i> Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды	$\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} &= \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} &= 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$
		Плавииковая (фтороводородная) кислота взаимодействует с оксидом кремния	$\text{SiO}_2 + 6\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
		<p>2. <i>Окислительно-восстановительные реакции</i></p> <p>Если оксид образован элементом в низкой степени окисления, то этот оксид вступает с кислотами окислителями (азотной и концентрированной серной) в окислительно-восстановительную реакцию.</p>	$2\text{FeO} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} =$ $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 +$ $+ 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} =$ $= 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 +$ $+ 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_{3(\text{конц.})} =$ $= \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$
		<p>Иодоводородная кислота реагирует с оксидом железа(III) или с оксидом железа(II, III), восстанавливая трехвалентное железо до двухвалентного</p>	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HI} = 2\text{FeI}_2 +$ $+ \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HI} = 3\text{FeI}_2 +$ $+ \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
4	с основаниями	<p>Реакция кислот с основаниями протекает по схеме: кислота + основание → соль + вода</p> <p>Взаимодействие кислоты с основанием называется <i>реакцией нейтрализации</i>.</p>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} =$ $= \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 =$ $= (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
5	с солями	<p>1. <i>Реакции ионного обмена</i></p> <p>Кислоты взаимодействуют с солями, если при этом</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- образуется новая нерастворимая соль,</li> <li>- выделяется газ,</li> <li>- образуется новая более слабая или летучая кислота (сульфид меди не реагирует с кислотами-неокислителями).</li> </ul> <p>Кислоты реагируют с основными солями и рядом комплексных солей.</p>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 =$ $= \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 =$ $= 2\text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S} \uparrow +$ $+ 2\text{NaCl}$ $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl} =$ $= \text{NaCl} + \text{AlCl}_3$
		<p>2. <i>Окислительно-восстановительные реакции</i></p> <p>Если соль образована элементом или элементами в низкой степени окисления, то эта соль вступает с кислотами окислителями (азотной и концентрированной серной) в окислительно-восстановительную реакцию.</p>	$\text{ZnS} + 8\text{HNO}_{3(\text{конц.})} =$ $= \text{ZnSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{FeSO}_4 + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} =$ $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{FeS} + 12\text{HNO}_{3(\text{конц.})} =$ $= \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 9\text{NO}_2 +$ $+ \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
		<p>Иодоводородная кислота реагирует с солями железа(III) и с солями меди(II), восстанавливая трехвалентное железо до двухвалентного, а медь(II) до меди(I).</p>	$2\text{FeCl}_3 + 2\text{HI} =$ $= 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{HCl}$ $2\text{CuCl}_2 + 2\text{HI} =$ $= 2\text{CuCl} + \text{I}_2 + 2\text{HCl}$

С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
	Сероводородная кислота реагирует с солями железа(III), восстанавливая трехвалентное железо до двухвалентного.	$2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$
	Концентрированные галогеноводородные кислоты (кроме HF) окисляются солями-окислителями ( $\text{KMnO}_4$ , $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) до простых веществ-галогенов.	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$

Таблица 7

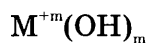
Взаимодействие серной и азотной кислоты с металлами

Кислота	Металлы	Продукты восстановления кислоты	Примеры
$\text{H}_2\text{SO}_4$	разбавленная	стоящие в ряду напряжения металлов до водорода	$\text{H}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
		стоящие в ряду напряжения металлов после водорода	нет реакции $\text{Cu} + \text{HCl} \not\rightarrow$
	концентрированная	стоящие в ряду напряжения металлов после серебра	нет реакции $\text{Pt} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \not\rightarrow$
		щелочные и щелочноземельные, Mg, Zn	$\text{H}_2\text{S}, \text{S}$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
		Al, Fe, Cr только при нагревании (на холоду пассивируются)	$\text{S}, \text{SO}_2$ $2\text{Al} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
		остальные	$\text{SO}_2$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{HNO}_3$	разбавленная	стоящие в ряду напряжения металлов после серебра	нет реакции $\text{Pt} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \not\rightarrow$
		щелочные, щелочноземельные и магний	$\text{NH}_4\text{NO}_3$ $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$

Кислота		Металлы	Продукты восстановления кислоты	Примеры
		остальные до водорода	$\text{NH}_4\text{NO}_3, \text{N}_2, \text{N}_2\text{O}, \text{NO}$	$5\text{Zn} + 12\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
		стоящие в ряду напряжения металлов после водорода	$\text{NO}$	$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$
	концентрированная	стоящие в ряду напряжения металлов после серебра	нет реакции	$\text{Pt} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \not\rightarrow$
		щелочные и щелочноземельные	$\text{N}_2\text{O}$	$4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$
		остальные, (а также Al, Fe, Cr при нагревании),	$\text{NO}_2$	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$

### Химические свойства оснований

**Основания** – сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксигруппами – OH:



M – металл; m – степень окисления металла

По растворимости в воде основания делятся на две группы – растворимые и нерастворимые. Растворимые в воде основания называются *щелочами*.

Растворимые в воде основания изменяют окраску индикаторов. В щелочной среде лакмус становится синим, метилоранж – желтым, а фенолфталеин – малиновым.

Химические свойства оснований приведены в табл. 8.



## Химические свойства оснований

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
1	С металлами	Некоторые металлы ( <i>Al, Zn</i> ), образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, в растворе или расплаве способны реагировать со щелочами, при этом выделяется водород. В растворе образуется комплексная соль, при сплавлении – средняя.	$2Al + 2KOH + 6H_2O = 2K[Al(OH)_4] + 3H_2$ $Zn + 2NaOH_{(тв.)} = Na_2ZnO_2 + H_2$
2	с неметаллами	<i>Галогены, сера, кремний и фосфор</i> способны реагировать со щелочами.	$Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$ $3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{t^o} 5KCl + KClO + 3H_2O$ $3S + 6KOH \xrightarrow{t^o} 2K_2S + K_2SO_3 + 3H_2O$ $Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2$ $4P + 3KOH + 3H_2O = 3KH_2PO_2 + PH_3$
3	с оксидами	<i>Кислотные</i> оксиды реагируют со щелочами с образованием соли и воды.	$6KOH + P_2O_5 = 2K_3PO_4 + 3H_2O$
		<i>Амфотерные</i> оксиды при сплавлении со щелочами также образуют соль и воду.	$2KOH_{(тв.)} + ZnO \xrightarrow{t^o} K_2ZnO_2 + H_2O$
		<i>Амфотерные</i> оксиды при взаимодействии с растворами щелочей образуют комплексную соль.	$Al_2O_3 + 2KOH + H_2O = 2K[Al(OH)_4]$
4	с пероксидами	Если основание образовано металлом в низкой степени окисления, то оно окисляется пероксидом водорода.	$2Fe(OH)_2 + H_2O_2 = 2Fe(OH)_3$
5	с кислотами	Основания реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации).	$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$

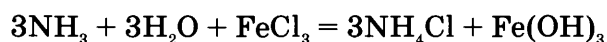
	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
6	с амфотерными гидроксидами	<i>Щелочи</i> реагируют с амфотерными гидроксидами. Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексная соль, при сплавлении – средняя.	$\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} = \text{K[Al(OH)}_4\text{]}$ $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{KOH}_{(\text{тв.})} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
7	с солями	<i>Щелочи</i> реагируют с растворимыми солями, если при этом образуется осадок или $\text{NH}_3$ .	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba(OH)}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaOH}$ $2\text{NaOH} + \text{FeSO}_4 = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 \uparrow + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
8	термическое разложение	Основания (кроме гидроксидов натрия, калия, рубидия и цезия) при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду.  <i>Гидроксид серебра и гидроксид ртути(II)</i> разлагаются уже при комнатной температуре, поэтому их невозможно препаративно получить в реакциях ионного обмена.	$\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Основными свойствами проявляет и водный раствор аммиака. В водном растворе аммиака лакмус становится синим, метилоранж – желтым, а фенолфталеин – малиновым.

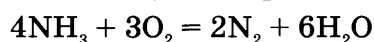
Аммиак реагирует с кислотами:



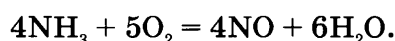
Аммиак в водном растворе реагирует с солями, если образующийся в результате реакции ионного обмена гидроксид является нерастворимым:



Газообразный аммиак горит на воздухе с образованием азота и воды:



В присутствии катализатора продуктом горения аммиака является оксид азота(II):



Как восстановитель аммиак взаимодействует и со многими другими окислителями, причем в подавляющем большинстве случаев *продуктом окисления аммиака является азот* (схема 1).

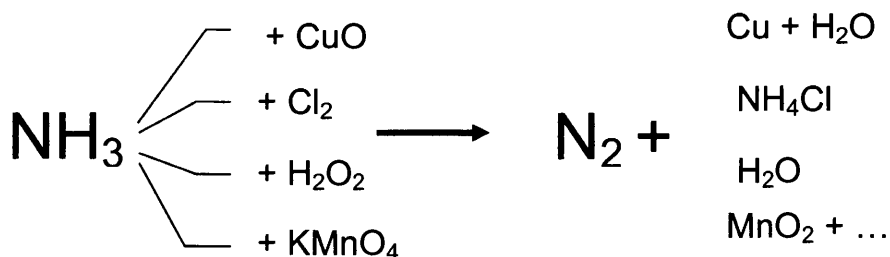


Схема 1. Восстановительные свойства аммиака

### Химические свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерными гидроксидами являются гидроксиды цинка, бериллия, олова(II) и олова(IV), свинца(II) и свинца(IV), алюминия, железа(III), хрома(III) и некоторые другие. Все амфотерные гидроксиды являются нерастворимыми в воде веществами. Химические свойства амфотерных гидроксидов приведены в табл. 9.

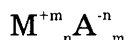
Таблица 9

#### Химические свойства амфотерных гидроксидов

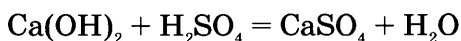
	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
1	с оксидами	При сплавлении амфотерные гидроксиды реагируют с оксидами щелочных и щёлочноземельных металлов.	$\text{Zn(OH)}_2 + \text{K}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2	с пероксидами	Гидроксид хрома(III) окисляется пероксидом водорода в щелочной среде до соответствующего хромата.	$2\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
3	с кислотами	Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды	$2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
4	со щелочами	Амфотерные гидроксиды реагируют со щелочами. Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексная соль, при сплавлении – средняя.	$\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} = \text{K[Al(OH)}_4\text{]}$ $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5	термическое разложение	Амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду.	$2\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
6	с солями	Амфотерные гидроксиды с солями <b>не реагируют.</b>	

## Химические свойства солей

**Соли** – сложные вещества, состоящие из атомов металла, или иона аммония  $\text{NH}_4^+$  и кислотного остатка.



Соли можно рассматривать как продукт взаимодействия кислот с основаниями.



Если все атомы водорода в молекуле кислоты замещены атомами металла, то такие соли называют *средними*. При неполном замещении атомов водорода многоосновной кислоты на атомы металла образуются *кислые соли*, например,  $\text{NaHCO}_3$ .

Продуктами неполного замещения групп  $\text{OH}$  соответствующего основания на кислотные остатки являются *основные соли*, например  $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ .

Важнейшие химические свойства солей приведены в табл. 10.

Таблица 10

### Химические свойства солей

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
1	С металлами	а) <i>Более активные металлы</i> способны вытеснять менее активные из растворов их солей. Такие реакции не проводят со щелочными и щелочноземельными металлами, т.к. они реагируют с водой	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
		б) металлы также реагируют с солями металлов, способных восстанавливаться до более низкой степени окисления.	$\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 = \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2$ $\text{Fe} + 2\text{FeCl}_3 = 3\text{FeCl}_2$ $\text{Zn} + 2\text{CrCl}_3 = \text{ZnCl}_2 + 2\text{CrCl}_2$
2	с неметаллами	<i>Галогены</i> способны реагировать с солями: а) более активные галогены (кроме фтора) вытесняют менее активные галогены из растворов их солей; б) окисляют металлы в низших степенях окисления.	$\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{FeCl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
		<i>Сульфиды</i> реагируют с кислородом, при этом образуются сернистый газ и оксид металла.	$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
		Соли-окислители могут окислять некоторые неметаллы	$5\text{KClO}_3 + 6\text{P} \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$ $2\text{KClO}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{CO}_2$
3	с оксидами	При сплавлении кислотные и амфотерные оксиды вытесняют более летучие кислотные оксиды из их солей.	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2$
		В присутствии воды растворимые и нерастворимые карбонаты реагируют с углекислым газом с образованием соответствующих гидрокарбонатов	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
4	с водой (полный необратимый гидролиз)	Некоторые соли и солеподобные бинарные соединения, которые были получены прямым синтезом из простых веществ, подвергаются полному необратимому гидролизу. Сульфиды алюминия и хрома(III) гидролизуются до соответствующих гидроксидов и сероводорода.	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
		Газообразным продуктом гидролиза карбида алюминия является метан. При гидролизе карбида кальция выделяется ацетилен.	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$ $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
		При реакции с водой нитриды металлов и фосфиды образуют соответственно аммиак и фосфин.	$\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3$ $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3$
		При гидролизе силицида магния выделяется силан.	$\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SiH}_4$
		Газообразным продуктом гидролиза гидридов металлов является водород.	$\text{KH} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2$
5	с кислотами	1. Реакции ионного обмена Кислоты взаимодействуют с солями, если при этом – образуется новая нерастворимая соль,	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$

С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
	<ul style="list-style-type: none"> <li>- выделяется газ,</li> <li>- образуется новая более слабая или летучая кислота</li> </ul>	$2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 =$ $= 2\text{KCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S} \uparrow +$ $+ 2\text{NaCl}$
	Средние соли многоосновных кислот реагируют с кислотами с образованием кислых солей	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ $= 3\text{CaHPO}_4$
	Основные соли реагируют с кислотами с образованием средних солей	$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl} =$ $= \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	<p><b>2. Окислительно-восстановительные реакции</b></p> <p>Если соль образована элементом или элементами в низкой степени окисления, то эта соль вступает с кислотами окислителями (азотной и концентрированной серной) в окислительно-восстановительную реакцию.</p>	$\text{ZnS} + 8\text{HNO}_{3(\text{конц})} =$ $= \text{ZnSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{FeSO}_4 + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} =$ $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{FeS} + 12\text{HNO}_{3(\text{конц})} =$ $= \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 9\text{NO}_2 +$ $+ \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
	Иодоводородная кислота реагирует с солями железа(III) и с солями меди(II), восстанавливая трёхвалентное железо до двухвалентного, а медь(II) до меди(I).	$2\text{FeCl}_3 + 2\text{HI} =$ $= 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{HCl}$ $2\text{CuCl}_2 + 2\text{HI} =$ $= 2\text{CuCl} + \text{I}_2 + 2\text{HCl}$
	Сероводородная кислота реагирует с солями железа(III), восстанавливая трёхвалентное железо до двухвалентного.	$2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} =$ $= 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$
	Концентрированные галогеноводородные кислоты (кроме HF) окисляются солями-окислителями ( $\text{KMnO}_4$ , $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) до простых веществ-галогенов.	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} =$ $= 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 +$ $+ 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$
	Растворимые хроматы в кислой среде переходят в дихроматы. Цвет раствора при этом переходит из жёлтого в оранжевый.	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 +$ $+ \text{H}_2\text{O}$

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
6	с растворимыми в воде основаниями	Растворимые соли реагируют со щелочами и водным раствором аммиака, если при этом образуется осадок или слабый электролит.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ $= \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$ $2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ $6\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O} +$ $+ \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 =$ $= 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 +$ $+ 2\text{Cr}(\text{OH})_3$
		Кислые соли реагируют со щелочами с образованием средних солей	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} =$ $= \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
		Растворимые дихроматы в щелочной среде переходят в хроматы. Цвет раствора при этом переходит из оранжевого в жёлтый.	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} =$ $= 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7	с солями	<p>1. <i>Реакции ионного обмена</i></p> <p>а) Растворимые соли реагируют между собой, если при этом образуется нерастворимая соль (см. таблицу растворимости).</p>	$3\text{CaCl}_2 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{KCl}$
		<p>б) <i>Совместный гидролиз</i>. В водном растворе соли реагируют между собой, если образующаяся в результате ионного обмена соль подвергается полному необратимому гидролизу, протекающему с образованием осадка соответствующего гидроксида металла и выделением газа. (В таблице растворимости на месте таких солей стоит прочерк). Совместный гидролиз протекает при взаимодействии сульфид-, сульфит-, гидрокарбонат- и карбонат-анионов с катионами алюминия и хрома(III), а также гидрокарбонат- и карбонат-анионов с катионами железа(III).</p>	$2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 +$ $+ 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow +$ $+ 6\text{NaCl} + 3\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaHCO}_3 =$ $= \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow +$ $+ 3\text{NaCl} + 3\text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} +$ $+ 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow +$ $+ 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$ $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 +$ $+ 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow +$ $+ 6\text{NaCl} + 3\text{SO}_2 \uparrow$
		<p>2. <i>Окислительно-восстановительные реакции</i></p> <p>Если одна соль проявляет свойства окислителя, а вторая – вос-</p>	$2\text{FeCl}_3 + 2\text{KI} =$ $= 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KCl}$

	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
		<p>становителя, то между ними возможно протекание окислительно-восстановительной реакции</p> <p>Типичные анионы-окислители: <math>\text{MnO}_4^-</math>, <math>\text{CrO}_4^{2-}</math>, <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}</math> и др.;</p> <p>Типичные анионы-восстановители: <math>\text{S}^{2-}</math>, <math>\text{SO}_3^{2-}</math>, <math>\text{I}^-</math> и др.;</p> <p>Типичные катионы-окислители: <math>\text{Fe}^{3+}</math>, <math>\text{Cu}^{2+}</math> и др.;</p> <p>Типичные катионы-восстановители: <math>\text{Fe}^{2+}</math>, <math>\text{Cr}^{2+}</math> и др.</p>	$2\text{CuCl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{CuCl} + \text{I}_2 + 2\text{KCl}$ $2\text{FeCl}_3 + \text{K}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{KCl}$ $5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
8	термическое разложение	<p>а) все <i>нитраты</i> разлагаются при нагревании:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>при разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности металлов до магния (кроме лития) образуется нитрит металла и выделяется кислород.</li> <li>при разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности от магния до меди, а также лития, образуется оксид металла, оксид азота (IV) и кислород. При термическом разложении нитрата железа(II) образуется оксид железа(III)</li> <li>при разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности после меди, образуется металл, оксид азота (IV) и кислород.</li> </ul> <p>б) <i>карбонаты</i> металлов (кроме карбонатов натрия, калия, рубидия и цезия) при нагревании разлагаются на соответствующий оксид металла и углекислый газ.</p> <p>Карбонаты серебра и ртути разлагаются до свободных металлов.</p>	$2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2$ $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2$



	С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
		в) <i>гидрокарбонаты</i> металлов разлагаются до соответствующих карбонатов	$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
		в) <i>соли аммония</i> (кроме нитрата, нитрита и дихромата) при нагревании разлагаются на аммиак и соответствующую кислоту или продукты ее разложения. Эти реакции не являются окислительно-восстановительными	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3 + \text{HCl}$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
		При термическом разложении нитрата, нитрита и дихромата аммония протекают окислительно-восстановительные реакции	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
		Комплексные соли разлагаются с образованием средних солей	$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \xrightarrow{t^\circ} \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
9	Электролиз растворов солей	<p>При электролизе растворов солей неорганических кислот <b>на катоде</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– происходит выделение <i>водорода</i>, если металл, образующий катион, стоит в ряду напряжения металлов <i>до алюминия</i> включительно.</li> <li>– происходит выделение <i>металла</i>, если металл, образующий катион, стоит в ряду напряжения металлов <i>после водорода</i>.</li> <li>– происходит одновременное выделение и водорода и металла, если металл, образующий катион, стоит в ряду напряжения металлов <i>между алюминием и водородом</i>.</li> </ul> <p>Выделение водорода на катоде происходит в результате восстановления молекул воды, если среда раствора соли нейтральная или восстановления молекулы воды и катионов водорода, если среда раствора соли кислая.</p>	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{⚡}} \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$ $\text{CuCl}_2 \xrightarrow{\text{⚡}} \text{Cu} + \text{Cl}_2$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

С какими веществами реагируют	Особенности реакций, условия их протекания и продукты реакций	Примеры
	<p><i>на аноде</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– происходит выделение кислорода, если в состав аниона входит атом кислорода или это фторид-анион.</li> <li>– происходит выделение простого вещества, образованного элементом, входящим в состав аниона, если соль является солью бескислородной кислотой (кроме фтора).</li> </ul> <p>Выделение кислорода происходит в результате окисления молекул воды, если среда раствора соли нейтральная или окисления молекулы воды и гидроксид-анионов, если среда раствора соли щелочная.</p>	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э}} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{CuBr}_2 \xrightarrow{\text{э}} \text{Cu} + \text{Br}_2$ $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э}} \text{S} + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$ $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

### Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Качественные реакции позволяют определить наличие того или иного вещества в исследуемом растворе или другой смеси, или доказать наличие в составе соединения тех или других функциональных групп. Признаком этих реакций является появление или исчезновение окрашивания, выделение или растворение осадка, образование газа и др.

Качественные реакции неорганических веществ представлены в табл. 11.

Таблица 11

#### Качественные реакции на катионы и анионы

Ион	Реактив	Признаки реакции
$\text{H}^+$	индикатор	в кислой среде лакмус и метилоранж изменяют свою окраску на красную, фенолфталеин остаётся бесцветным
	любой карбонат	↑ выделение газа без цвета и запаха
$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$	↑ выделение газа с резким запахом (аммиак)
$\text{Li}^+$	$\text{PO}_4^{3-}$	↓ образование белого осадка
$\text{Ag}^+$	$\text{Cl}^-$	↓ образование белого творожистого осадка
	$\text{Br}^-$	↓ образование желтоватого творожистого осадка
	$\text{I}^-$	↓ образование жёлтого осадка
	$\text{PO}_4^{3-}$	↓ образование жёлтого осадка, растворимого в кислотах
	$\text{S}^{2-}$	↓ образование чёрного осадка
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	↓ образование белого осадка, нерастворимого в кислотах
	$\text{CO}_3^{2-}$	↓ образование белого осадка, растворимого в кислотах
	$\text{PO}_4^{3-}$	↓ образование белого осадка

Ион	Реактив	Признаки реакции
Ca <sup>2+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в кислотах
	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	↓ образование белого осадка
Mg <sup>2+</sup>	OH <sup>-</sup>	↓ образование белого аморфного осадка
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в кислотах
	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	↓ образование белого осадка
Cu <sup>2+</sup>	OH <sup>-</sup>	↓ образование голубого осадка
	S <sup>2-</sup>	↓ образование чёрного осадка
	I <sup>-</sup>	↓ образование серого осадка, раствор меняет цвет на бурый
Fe <sup>2+</sup>	OH <sup>-</sup>	↓ выпадение серо-зелёного осадка, буреющего на воздухе
	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	↓ образование синего осадка
Zn <sup>2+</sup>	OH <sup>-</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в избытке щелочи
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в кислотах
Pb <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>	↓ образование белого осадка
	I <sup>-</sup>	↓ образование жёлтого осадка, растворимого в горячей воде
	S <sup>2-</sup>	↓ образование чёрного осадка
Fe <sup>3+</sup>	OH <sup>-</sup>	↓ образование бурого осадка
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	↓ образование бурого осадка и ↑выделение газа
	I <sup>-</sup>	раствор меняет цвет на бурый
	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	↓ образование синего осадка
Al <sup>3+</sup>	OH <sup>-</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в избытке щелочи
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	↓ образование белого осадка и ↑выделение газа
	S <sup>2-</sup>	↓ образование белого осадка и ↑выделение газа с неприятным запахом
	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	↓ образование белого осадка
OH <sup>-</sup>	индикатор	в щелочной среде лакмус изменяют свою окраску на синюю, метилоранж – на жёлтую, а фенолфталеин становится малиновым
Cl <sup>-</sup>	Ag <sup>+</sup>	↓ образование белого творожистого осадка
Br <sup>-</sup>	Ag <sup>+</sup>	↓ образование желтоватого творожистого осадка
I <sup>-</sup>	Ag <sup>+</sup>	↓ образование жёлтого осадка
S <sup>2-</sup>	H <sup>+</sup>	↑выделение газа с неприятным запахом
	Ag <sup>+</sup> , Cu <sup>2+</sup> , Pb <sup>2+</sup>	↓ образование чёрного осадка
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ba <sup>2+</sup>	↓ образование белого осадка нерастворимого в кислотах
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Ba <sup>2+</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в кислотах
	H <sup>+</sup>	↑выделение газа бесцветного с неприятным запахом
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sup>+</sup>	↑выделение газа без цвета и запаха
	Ca <sup>2+</sup>	↓ образование белого осадка, растворимого в кислотах
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sup>+</sup>	↓ образование желеобразного бесцветного осадка
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Ag <sup>+</sup>	↓ образование жёлтого осадка, растворимого в кислотах
	Ca <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> , Al <sup>3+</sup>	↓ образование белого осадка

Кроме того, что наличие того или иного катиона или аниона в растворе можно определить при помощи качественных реакций, различить растворы некоторых солей можно и по характеру среды раствора. Так, например, среда раствора большинства растворимых карбонатов, силикатов, фосфатов, сульфидов и сульфитов – щелочная, что можно определить как при помощи метилоранжа и лакмуса, так и при помощи фенолфталеина. Кислую среду имеют растворы большинства солей меди, цинка, алюминия, железа(II) и железа(III). Доказать это можно, используя метилоранж и лакмус.

## 2.2. Задания с комментариями и решениями

### Задание 1.

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

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

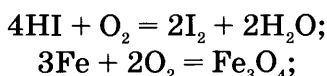
Ответ:	А	Б	В	Г

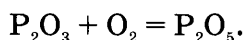
### Решение.

При выполнении этого задания требуется продемонстрировать знание химических свойств простых веществ: металлов и неметаллов.

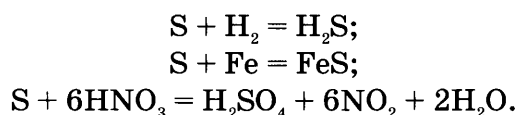
Характерной особенностью алюминия является его способность реагировать с разбавленными кислотами и растворами щелочей. Кроме того, его используют в качестве восстановителя для получения других металлов (такой метод называется алюминотермией). Исходя из этих сведений находим набор реагентов, с которыми может взаимодействовать алюминий: это оксид железа (III), разбавленная азотная кислота и раствор гидроксида натрия (ответ 1).

Реагенты, с которыми будет взаимодействовать кислород, выберем, опираясь на его важнейшее свойство – способность выступать в качестве окислителя при взаимодействии с простыми и сложными веществами. Поскольку веществ, с которыми реагирует кислород, много, при выборе верного варианта ответа в данном случае лучше действовать методом «от противного»: найдём вещества, с которыми кислород *не реагирует*, и отбросим заведомо неверные варианты ответов. Так, не будет взаимодействия между кислородом и азотной кислотой, гидроксидом натрия, хлоридом кальция, оксидом железа (III), поскольку восстановительные свойства для этих веществ не характерны. Не реагирует кислород и с хлором (оксиды хлора получают косвенным путём). Таким образом, можно исключить все варианты, кроме ответа 3. Действительно, все вещества, представленные в этом наборе, взаимодействуют с кислородом:





Сера может проявлять как свойства окислителя, реагируя с металлами и водородом, так и свойства восстановителя, окисляясь, например, азотной кислотой (эти реакции протекают при нагревании):



Натрий – активный щелочной металл. Он энергично реагирует с водой, чуть медленнее – со спиртами, соединяется с большинством неметаллов. Таким образом, набор реагентов, с которыми будет реагировать натрий – это этанол, вода и хлор.

Ответ: 1324.

### Задание 2.

Установите соответствие между названием оксида и формулами веществ, с которыми он может взаимодействовать.

	НАЗВАНИЕ ОКСИДА	ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ
А)	оксид калия	1) $H_2O$ , $MgO$ , $LiOH$
Б)	оксид углерода (II)	2) $Fe_3O_4$ , $H_2O$ , $Si$
В)	оксид хрома (III)	3) $H_2$ , $Fe_3O_4$ , $O_2$
Г)	оксид фосфора (V)	4) $H_2O$ , $N_2O_5$ , $H_3PO_4$
		5) $H_2SO_4$ , $NaOH$ , $Al$
		6) $Al$ , $N_2O_5$ , $H_2O$

Ответ:

А	Б	В	Г

### Решение.

При выполнении этого задания нужно опираться на знание характерных химических свойств несолеобразующих, кислотных, основных и амфотерных оксидов.

Оксид калия  $K_2O$  относится к основным оксидам, для которых характерны реакции с водой, кислотами и кислотными оксидами. Правильным в данном случае будет вариант ответа 4.

Оксид углерода (II)  $CO$  – несолеобразующий оксид. Такие оксиды не взаимодействуют ни с водой, ни с кислотами, ни со щелочами. Возможны только окислительно-восстановительные реакции. Набор веществ, с которыми будет вступать во взаимодействие оксид углерода (II) – это  $H_2$ ,  $Fe_3O_4$ ,  $O_2$  (ответ 3).

Оксид хрома (III) – амфотерный, значит, будет реагировать и с кислотами, и со щелочами, однако не будет взаимодействовать с водой. Напомним, что алюминий способен восстанавливать металлы из оксидов:

$Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr$ . Таким образом,  $Cr_2O_3$  может взаимодействовать с серной кислотой, гидроксидом натрия и алюминием (ответ 5).

Оксид фосфора (V) относится к кислотным оксидам, для которых характерны реакции с водой, щелочами и основными оксидами. Выбираем вариант ответа 1.

Ответ: 4351.

### Задание 3.

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$	1) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	2) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	3) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Г) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	4) $\text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2$
	6) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Ответ:

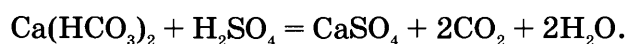
А	Б	В	Г

### Решение.

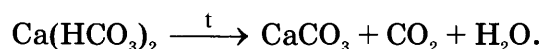
Это задание проверяет знание химических свойств кислых и средних солей.

Кислые соли могут взаимодействовать с основаниями с образованием средних солей, поэтому в примере А продуктами реакции будут карбонат кальция и вода:  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

И гидрокарбонаты, и карбонаты взаимодействуют с кислотами с выделением  $\text{CO}_2$ . В примере Б продуктами реакции являются сульфат кальция, углекислый газ и вода:

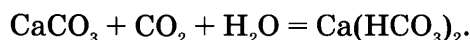


Характерным свойством гидрокарбонатов является их способность превращаться в средние карбонаты при не очень сильном нагревании:



Такая реакция протекает, например, при кипячении жёсткой воды.

Наконец, возможен обратный переход карбоната кальция в гидрокарбонат. Это происходит, например, если пропускать углекислый газ через водную суспензию  $\text{CaCO}_3$ . Поскольку гидрокарбонат кальция, в отличие от карбоната, растворим, наблюдается исчезновение мути, образованной взвешенными в воде частичками  $\text{CaCO}_3$ :



Ответ: 1426.

#### Задание 4.

Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой.

ВЕЩЕСТВА	РЕАКТИВ
А) KCl и KI	1) HCl
Б) NaOH и Ca(OH) <sub>2</sub>	2) K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
В) CaCO <sub>3</sub> и CaSiO <sub>3</sub>	3) AgNO <sub>3</sub>
Г) HBr и KBr	4) Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
	5) фенолфталеин

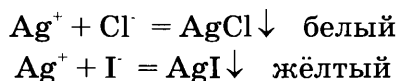
Ответ:

А	Б	В	Г

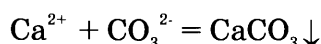
#### Решение.

Задания этого типа проверяют не только знание химических свойств неорганических веществ, но и знание признаков химических реакций, протекающих между этими веществами, а также качественных реакций на катионы и анионы.

А) Первые два вещества отличаются друг от друга анионами. Качественным реактивом на галогенид-анионы является катион серебра. При взаимодействии нитрата серебра с хлоридом калия образуется осадок белого цвета, а с иодидом калия – желтого (ответ 3).

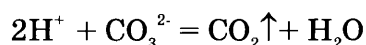


Б) Во второй паре веществ оба вещества являются щелочами, поэтому в растворе каждого из них фенолфталеин будет менять свой цвет на малиновый. Отличить катионы натрия от катионов кальция можно с помощью карбонат-аниона – при взаимодействии катиона кальция с карбонат-анионом образуется белый осадок карбоната кальция:



(ответ 2).

В) Карбонат кальция и силикат кальция являются нерастворимыми веществами. Различить эти соединения можно действием кислоты. Карбонат кальция будет реагировать с кислотой с выделением газа:



(ответ 1).

Г) В последней паре веществ нужно отличить сильную кислоту от соли, имеющей нейтральную реакцию среды. В этом случае также нельзя воспользоваться предложенным индикатором – фенолфталеином, т.к. и в кислой, и в нейтральной среде фенолфталеин бесцветен. Поэтому еще раз воспользуемся свойством кислот реагировать с карбонатами с выделением газа.



(ответ 1).

Ответ: 3211

**Задание 5.**

Установите соответствие между реагирующими вещества и признаком протекающей между ними реакции.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРИЗНАК РЕАКЦИИ
А) силикат натрия и соляная кислота	1) выпадение белого осадка
Б) карбонат кальция и соляная кислота	2) выпадение желтого осадка
В) цинк и гидроксид натрия	3) выделение газа и растворение осадка
Г) нитрат серебра и фосфат калия	4) выделение газа
	5) образование бесцветного желеобразного осадка

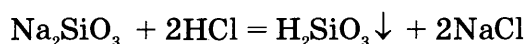
Ответ:

А	Б	В	Г

**Решение.**

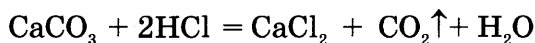
При выполнении этого задания сначала необходимо написать уравнения протекающих реакций – определить образующиеся вещества, а затем вспомнить физические свойства этих веществ – агрегатное состояние, цвет, запах, растворимость в воде.

А) Взаимодействие силиката натрия и соляной кислоты является реакцией обмена, и в результате ее образуются кремниевая кислота и хлорид натрия:



Кремниевая кислота не растворима в воде и образует бесцветный желеобразный осадок (ответ 5).

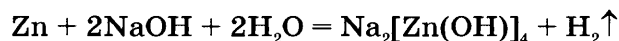
Б) Взаимодействие всех карбонатов с кислотами, более сильными, чем угольная, приводит к вытеснению угольной кислоты из ее соли и сопровождается выделением углекислого газа:



Вступающий в реакцию карбонат кальция не растворим в воде, а образующийся хлорид кальция хорошо растворяется в воде.

Признаком протекания данной реакции является выделение газа и растворение осадка (ответ 3).

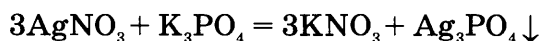
В) Гидроксид цинка реагирует с раствором гидроксида натрия, при этом выделяется водород:



Признаком этой реакции является выделение газа (ответ 4).



Г) Нитрат серебра вступает в реакцию ионного обмена с фосфатом калия:



Реакция протекает за счет образования осадка фосфата серебра, представляющего собой вещество желтого цвета (ответ 2).

Ответ: 5342.

### Задание 6.

Установите соответствие между формулами двух вещества и реагентом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой.

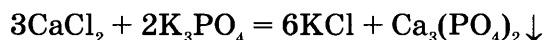
ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ	РЕАГЕНТ
А) $\text{KCl}$ и $\text{CaCl}_2$	1) $\text{HCl}$
Б) $\text{BaSO}_4$ и $\text{BaSO}_3$	2) $\text{K}_3\text{PO}_4$
В) $\text{K}_3\text{PO}_4$ и $\text{K}_2\text{SO}_4$	3) $\text{NaOH}$
Г) $\text{ZnSO}_4$ и $\text{MgSO}_4$	4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
	5) фенолфталеин

Ответ:

А	Б	В	Г

### Решение.

А) Хлорид калия и хлорид кальция различаются катионами. Катион калия не образует осадка ни с одним из представленных веществ. Катион кальция образует с фосфат-анионом нерастворимую соль белого цвета:



(ответ 2).

Б) Сульфиты, в отличие от сульфатов, взаимодействуют с кислотами. Признаком этой реакции является выделение газа. Таким образом, сульфат бария можно отличить от сульфита бария действием соляной кислоты:

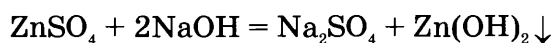
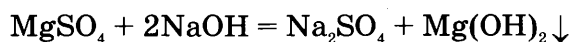


(ответ 1).

В) Фосфат калия нельзя отличить от сульфата калия с помощью соли бария: в том и другом случае будет образовываться белый осадок. Сульфат калия – это соль сильной кислоты и сильного основания. Характер среды раствора этой соли нейтральный. Фосфат калия – соль слабой кислоты и сильного основания. Характер среды водного раствора этой соли щелочной. Фенолфталеин в растворе этой соли станет малиновым.

(ответ 5).

Г) Отличить катион цинка от катиона магния можно с помощью гидроксида натрия. При медленном добавлении к растворам солей цинка и магния в том и другом случае сначала будет наблюдаться выпадение белого осадка. Но при дальнейшем прибавлении раствора гидроксида натрия осадок гидроксида цинка растворится. Осадок гидроксида магния при этом не изменится:



(ответ 3).

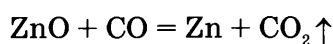
Ответ: 2153.

### Задание 7.

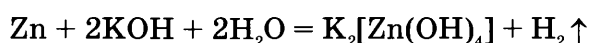
При восстановлении оксида цинка угарным газом образовался металл. Металл прореагировал с концентрированным раствором гидроксида калия с образованием комплексной соли. Через раствор соли пропустили избыток сероводорода, при этом образовался осадок. При нагревании этого осадка с концентрированной азотной кислотой выделился бурый газ. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

#### Решение.

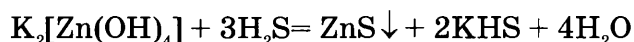
Угарный газ – оксид углерода(II) – восстанавливает малоактивные металлы из их оксидов:



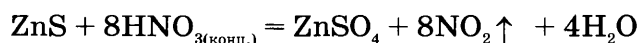
Цинк – металл, образующий амфотерные оксид и гидроксид, растворяется в концентрированных растворах щелочей. При этом образуется комплексная соль, и выделяется водород:



Избыток сероводорода реагирует с тетрагидроксоцинкатом калия с образованием нерастворимого сульфида цинка. В условиях избытка многоосновных кислот обычно образуются кислые соли. Поэтому вторым продуктом реакции будет гидросульфид калия.



Азотная кислота проявляет сильные окислительные свойства. Она окисляет сульфид-анион до сульфат-аниона. Продуктом восстановления азотной кислоты в этой реакции является оксид азота(IV) – газ бурого цвета.

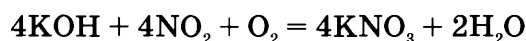


### Задание 8.

Смесь оксида азота(IV) и кислорода пропустили через раствор гидроксида калия. Полученную при этом соль высушили и прокалили. Остаток, полученный после прокаливания соли, растворили в воде и смешали с раствором иодида калия и серной кислотой. Образовавшееся в ходе этой реакции простое вещество прореагировало с алюминием. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

**Решение.**

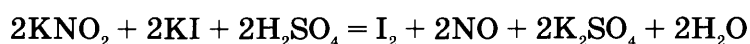
При взаимодействии оксида азота(IV) с кислородом степень окисления азота изменяется от +4 до +5. Азот в степени окисления +5 образует азотную кислоту и её соли – нитраты. Продуктом взаимодействия оксида азота(IV) с гидроксидом калия в присутствии кислорода будет нитрат калия:



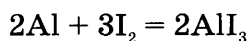
При термическом разложении нитратов щелочных металлов (кроме лития) образуются нитриты и выделяется кислород:



Нитриты – неустойчивые соединения, они легко вступают окислительно-восстановительные реакции, причём в зависимости от условий могут проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя. Иодид калия может проявлять только восстановительные свойства, поэтому в этой реакции нитрит калия будет окислителем. Иодид-анион окисляется до молекулярного иода, а азот +3 восстанавливается до азота +2, образуя оксид азота(II):



Образовавшееся простое вещество – иод – реагирует с алюминием:



### 2.3. Задания для самостоятельной работы

23. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) К
- Б) Zn
- В) Cl<sub>2</sub>
- Г) N<sub>2</sub>

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) Fe, KI, NaOH
- 2) NaOH, MgCl<sub>2</sub>, HF
- 3) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, CsOH, CO<sub>2</sub>
- 4) O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Li
- 5) O<sub>2</sub>, S, HBr

Ответ:

А	Б	В	Г

24. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) CO<sub>2</sub>
- Б) Na<sub>2</sub>O
- В) P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- Г) CO

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) CuO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>
- 2) CaO, NaOH, Mg
- 3) H<sub>2</sub>O, NaOH, O<sub>2</sub>
- 4) H<sub>2</sub>O, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, HCl
- 5) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Zn, Al(OH)<sub>3</sub>

Ответ:

А	Б	В	Г

25. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) HF
- Б) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (р-р)
- В) HI
- Г) HNO<sub>3</sub>

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) Cu, NaHCO<sub>3</sub>, Zn
- 2) CuCl<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Mg
- 3) SiO<sub>2</sub>, NaOH, Na<sub>2</sub>O
- 4) BaCl<sub>2</sub>, CuO, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- 5) Al, CO<sub>2</sub>, CaO

Ответ:

А	Б	В	Г

26. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) Be(OH)<sub>2</sub>
- Б) Zn(OH)<sub>2</sub>
- В) Fe(OH)<sub>2</sub>
- Г) Ba(OH)<sub>2</sub>

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) O<sub>2</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, HCl
- 2) KOH, HCl, Na<sub>2</sub>O
- 3) Na<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KCl
- 4) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CuCl<sub>2</sub>
- 5) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, HBr

Ответ:

А	Б	В	Г

27. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) NaHCO<sub>3</sub>
- Б) FeCl<sub>3</sub>
- В) BaCl<sub>2</sub>
- Г) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) Fe, KI, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- 2) KOH, HCl, AlCl<sub>3</sub>
- 3) KMnO<sub>4</sub>, HCl, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
- 4) NaOH, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, ZnCl<sub>2</sub>
- 5) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, AgNO<sub>3</sub>

Ответ:

А	Б	В	Г

28. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) P	1) HCl, HNO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Б) Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	2) O <sub>2</sub> , Zn, KOH(p-p)
В) Cu <sub>2</sub> O	3) BaCl <sub>2</sub> , AgNO <sub>3</sub> , CO
Г) NH <sub>4</sub> Cl	4) O <sub>2</sub> , CO, HCl
	5) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.), KOH, Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>

Ответ:

	А	Б	В	Г

29. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) NH <sub>4</sub> Br	1) HCl, CO <sub>2</sub> , Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Б) HNO <sub>3</sub>	2) AgNO <sub>3</sub> , KOH, Ca(OH) <sub>2</sub>
В) Ba(OH) <sub>2</sub>	3) Pb, S, C
Г) Na	4) CaO, Br <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
	5) S, Cl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O

Ответ:

	А	Б	В	Г

30. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) Al	1) HCl, CO <sub>2</sub> , NaHCO <sub>3</sub> (p-p)
Б) Al(OH) <sub>3</sub>	2) O <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Ca
В) NaOH	3) HNO <sub>3</sub> , Cu, H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Г) CuCl <sub>2</sub>	4) HCl, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , KOH(p-p)
	5) NaOH(p-p), (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S(p-p), AgNO <sub>3</sub> (p-p)

Ответ:

	А	Б	В	Г

31. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) Fe
- Б)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
- В)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- Г)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) HBr, BaCl<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>
- 2) Al(OH)<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>, Li<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- 3) Ca, NH<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>
- 4) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KOH, Al
- 5) S, CuSO<sub>4</sub>, HCl

Ответ:

А	Б	В	Г

32. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

**ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА**

- А) O<sub>2</sub>
- Б) CO<sub>2</sub>
- В) Ba(OH)<sub>2</sub>
- Г) NH<sub>4</sub>Br

**РЕАГЕНТЫ**

- 1) Cl<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, AgNO<sub>3</sub>
- 2) Li<sub>2</sub>O, CaO, C
- 3) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, ZnS
- 4) CO, H<sub>2</sub>S, Mg
- 5) Al(OH)<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>, ZnSO<sub>4</sub>

Ответ:

А	Б	В	Г

33. Установите соответствие между двумя веществами и признаком реакции, протекающей между ними.

**ВЕЩЕСТВА**

- А) NaOH и CrCl<sub>3</sub>(изб.)
- Б) KOH(р-р) и Be(OH)<sub>2</sub>
- В) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и HNO<sub>3</sub>
- Г) CaCO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O и CO<sub>2</sub>

**ПРИЗНАК РЕАКЦИИ**

- 1) выделение бесцветного газа
- 2) образование окрашенного осадка
- 3) образование белого осадка
- 4) растворение осадка
- 5) видимые признаки реакции отсутствуют

Ответ:

А	Б	В	Г

34. Установите соответствие между формулами двух веществ и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества.

**ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ**

А)  $Al_2(SO_4)_3$  и  $MgSO_4$

Б)  $NaCl$  и  $K_2SO_3$

В)  $CuBr_2$  и  $Cu(NO_3)_2$

Г)  $HBr$  и  $KBr$

**РЕАКТИВ**

1)  $KCl(p-p)$

2)  $AgNO_3(p-p)$

3)  $HNO_3(разб.)$

4)  $NaOH(p-p)$

5)  $K_2CO_3$

Ответ:

А	Б	В	Г

35. Газ, полученный при обработке нитрида кальция водой, пропустили над раскалённым порошком оксида меди(II). Полученное при этом твёрдое вещество растворили в концентрированной азотной кислоте, раствор выпарили, а полученный твёрдый остаток прокалили. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

36. Некоторое количество сульфида железа(II) разделили на две части. Одну из них обработали соляной кислотой, а другую подвергли обжигу на воздухе. В результате каждой из этих реакций образовался газ. При взаимодействии этих газов получили простое вещество жёлтого цвета. Его нагрели с концентрированной азотной кислотой, при этом выделился бурый газ. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

37. Оксид хрома(VI) прореагировал с раствором гидроксидом калия. К образовавшемуся желтому раствору добавили серную кислоту, после чего из этого раствора выделили соль оранжевого цвета. Её обработали бромоводородной кислотой и получили простое вещество, которое вступило в реакцию с сероводородом. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

38. Порошок магния нагрели в атмосфере азота. При взаимодействии полученного вещества с водой выделился газ. Этот газ пропустили через водный раствор сульфата хрома(III), в результате чего образовался серый осадок. Осадок отделили и обработали при нагревании раствором, содержащим пероксид водорода и гидроксид калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

39. Аммиак пропустили через бромоводородную кислоту. К полученному раствору добавили раствор нитрата серебра. Выпавший осадок отделили и нагрели с порошком цинка. На образовавшийся в ходе реакции металл подействовали концентрированной серной кислотой, при этом выделился газ с резким запахом. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

40. Нитрат серебра прокалили. К образовавшемуся твёрдому остатку добавили концентрированную азотную кислоту, при этом наблюдали интенсивное выделение бурого газа. Газ собрали и полностью поглотили раствором гидроксида калия при охлаждении. К образовавшемуся раствору прилили раствор дихромата калия, подкисленный серной кислотой. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



## Раздел 3. Классификация органических веществ. Характерные химические свойства органических веществ различных классов.

### Взаимосвязь органических веществ

Ведущими элементами содержания, усвоение которых проверяется заданиями, построенными на материале данного раздела, являются: характерные химические свойства углеводородов, кислород- и азотсодержащих органических соединений, генетическая взаимосвязь органических веществ, механизмы реакций в органической химии. Успешность выполнения этих заданий определяется умениями подтверждать существование генетической связи между веществами различных классов путем составления уравнений соответствующих реакций с учетом заданных условий их проведения. Рекомендуем систематизировать знание свойств и основных способов получения органических веществ различных классов, пользуясь данными, приведенными в таблицах 12–46. Обращаем ваше внимание на то, что при составлении уравнений реакций с участием органических веществ требуется использовать их структурные формулы, однозначно определяющие порядок связи атомов в молекуле.

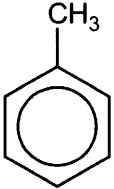
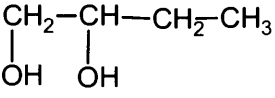
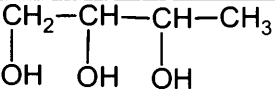
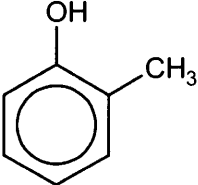
### 3.1. Материал для повторения и систематизации знаний

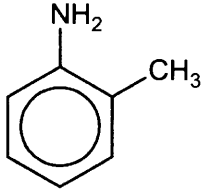
Начиная повторение, целесообразно вспомнить особенности химического строения веществ и общие формулы классов органических соединений, к которым они принадлежат. Обратите внимание на межклассовую изомерию алкенов и циклоалканов, алкинов и алкадиенов, одноатомных спиртов и простых эфиров, карбоновых кислот и сложных эфиров (табл. 12). Данные этой таблицы понадобятся вам также при решении задач на установление формулы органического вещества (см. раздел 4).

Таблица 12

**Общие формулы органических соединений различных классов**

Общая формула	Класс органических соединений	Примеры соединений
$C_n H_{2n+2}$	Алканы	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ бутан
$C_n H_{2n}$	Алкены	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ бутен-1
	Циклоалканы	$\begin{array}{c} H_2C-CH_2 \\   \quad   \\ H_2C-CH_2 \end{array}$ циклобутан
$C_n H_{2n-2}$	Алкины	$CH\equiv C-CH_2-CH_3$ бутин-1
	Алкадиены	$CH_2=CH-CH=CH_2$ бутадиен-1,3

Общая формула	Класс органических соединений	Примеры соединений
$C_n H_{2n-6}$	Ароматические углеводороды (арены)	 толуол
$C_n H_{2n+2} O$	Предельные одноатомные спирты	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ бутанол-1
	Простые эфиры	$CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$ диэтиловый эфир
$C_n H_{2n+2} O_2$ или $C_n H_{2n}(OH)_2$	Двухатомные спирты	 бутандиол-1,2
$C_n H_{2n+2} O_3$ или $C_n H_{2n-1}(OH)_3$	Трехатомные спирты	 бутантриол-1,2,3
$C_n H_{2n-6} O$ или $C_n H_{2n-7}(OH)$	Фенолы	 2-метилфенол
$C_n H_{2n} O$	Альдегиды	$CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)H$ бутаналь
	Кетоны	$CH_3-C(=O)-CH_2-CH_3$ бутанон
$C_n H_{2n} O_2$	Карбоновые кислоты	$CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)OH$ бутановая кислота
	Сложные эфиры	$CH_3-C(=O)O-CH_2-CH_3$ этиловый эфир уксусной кислоты, этилацетат

Общая формула	Класс органических соединений	Примеры соединений
$C_n H_{2n+3} N$	Первичные, вторичные и третичные амины	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ бутиламин (первичный амин);  $CH_3-CH_2-NH-CH_2-CH_3$ диэтиламин (вторичный амин);  $CH_3-CH_2-\overset{\overset{CH_3}{ }}{N}-CH_3$ диметилэтиламин (третичный амин)
$C_n H_{2n-5} N$ или $C_n H_{2n-7} NH_2$	Ароматические амины	 2-метиланилин
$C_n H_{2m} O_m$ или $C_n (H_2O)_m$	Углеводы	$CH_2-CH-CH-CH-CH-C=O$ $  \quad   \quad   \quad   \quad  $ $OH \quad OH \quad OH \quad OH \quad OH$ глюкоза

## Алканы

**Алканы** – это предельные углеводороды нециклического строения. Их называют также *парафинами*.

**Общая формула алканов** –  $C_n H_{2n+2}$ .

Каждый атом углерода в молекулах алканов образует четыре простые  $\sigma$ -связи с атомами водорода или другими атомами углерода. Электронные орбитали атомов углерода находятся в состоянии  $sp^3$ -гибридизации. Гибридные орбитали, а, значит, и связи каждого атома углерода направлены к вершинам тетраэдра.

В обычных условиях алканы химически малоактивны: не взаимодействуют с кислотами, щелочами; не обесцвечивают раствор  $KMnO_4$  и бромную воду.

Ковалентная связь С-С в молекулах алканов неполярна, а связь С-Н – малополярна. Они проявляют склонность к гомолитическому разрыву с образованием свободных радикалов. Следовательно, для алканов характерны реакции, протекающие по радикальному механизму (табл. 13).

В промышленных количествах алканы выделяют из нефти и природного газа. Методы, использующиеся для получения алканов в лаборатории, приведены в табл. 14.

## Химические свойства алканов

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Замещение атомов водорода. Протекает по радикальному механизму на свету или при нагревании.</i>	
<i>Хлорирование, бромирование</i>	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ <p>(образуются также <math>\text{CH}_2\text{Cl}_2</math>, <math>\text{CHCl}_3</math>, <math>\text{CCl}_4</math>)</p> $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\overset{\text{Br}}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{HBr}$
<i>Нитрование</i>	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\overset{\text{NO}_2}{\text{CH}}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>При бромировании и нитровании гомологов метана соблюдается следующий порядок замещения атомов водорода:  у третичного атома C → у вторичного атома C → у первичного атома C</p>
<i>Реакции с разрывом связи C-C. Протекают при нагревании и действии катализаторов.</i>	
<i>Крекинг</i>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{450-600^\circ\text{C}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
<i>Изомеризация</i>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{AlCl}_3, t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
<i>Дегидрирование и дегидроциклизация. Протекают под действием катализаторов Ni, Pt, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.</i>	
<i>Дегидрирование</i>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{кат.}, t^\circ} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$

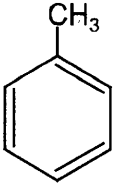
Типы реакций	Уравнения реакций
Дегидроциклизация (ароматизация)	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{кат.}, t^\circ} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 4\text{H}_2$ 
<i>Горение и каталитическое окисление.</i>	
Горение	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 882 \text{ кДж/моль}$
Каталитическое окисление	$2\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}, t^\circ} 4\text{CH}_3-\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$

Таблица 14

## Способы получения алканов

Способы получения	Уравнения реакций
Гидролиз карбида алюминия (можно получить только метан).	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$
Сплавление натриевых и калиевых солей карбоновых кислот со щелочами.	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{CH}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
Реакция Вюрца – взаимодействие галогеналканов с натрием.	$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} + 2\text{Na} \longrightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + 2\text{NaBr}$
Синтез Кольбе – электролиз водных растворов натриевых или калиевых солей карбоновых кислот.	$2\text{CH}_3\text{COONa} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{CH}_3\text{CH}_3 + 2\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

## Циклоалканы

**Циклоалканы** – это предельные углеводороды циклического строения. Как и в молекулах алканов, электронные орбитали атомов углерода в молекулах циклоалканов находятся в состоянии *sp<sup>3</sup>-гибридизации*. Атомы углерода связаны между собой и атомами водорода *σ-связями*. Общая формула циклоалканов –  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

Химические свойства циклоалканов зависят от размеров цикла. Для углеводородов с *малыми циклами* (C<sub>3</sub>–C<sub>4</sub>) характерны реакции присоединения водорода, галогенов и галогеноводородов, приводящие к *размыканию цикла*. Циклоалканы с пятью и более атомами углерода в цикле по химическим свойствам практически не отличаются от алканов; для них наиболее характерны реакции *замещения атомов водорода* (табл. 15).

Таблица 15

Химические свойства циклоалканов

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции присоединения с размыканием цикла. Характерны для малых циклов – циклопропана и циклобутана.</i>	
Гидрирование	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni, } 80^\circ\text{C}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 ;$ <p style="text-align: center;">циклопропан <span style="margin-left: 150px;">пропан</span></p>
Галогенирование	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array} + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\   \qquad \qquad   \\ \text{Br} \qquad \qquad \text{Br} \end{array} ;$ <p style="text-align: center;">циклопропан <span style="margin-left: 100px;">1,3-дибромпропан</span></p>
Гидрогалогенирование	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \\   \qquad   \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array} + \text{HBr} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ <p style="text-align: center;">циклобутан <span style="margin-left: 100px;">1-бромбутан.</span></p>
<i>Замещение атомов водорода. Характерно для циклоалканов с пятью и более атомами углерода в цикле.</i>	
Галогенирование	$\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_{11}\text{Cl} + \text{HCl}.$ <p style="text-align: center;">циклогексан <span style="margin-left: 100px;">хлорциклогексан</span></p>
Нитрование	$\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_6\text{H}_{11}\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">циклогексан <span style="margin-left: 100px;">нитроциклогексан</span></p>
<i>Ароматизация – дегидрирование с образованием ароматических углеводородов. Характерна для циклогексана и его гомологов.</i>	
Ароматизация	$\text{C}_6\text{H}_{12} \xrightarrow{\text{Pt, } t^\circ} \text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2.$ <p style="text-align: center;">циклогексан <span style="margin-left: 100px;">бензол</span></p>

## Способы получения циклоалканов

Способы получения	Уравнения реакций
<p><i>Действие активных металлов (натрия, лития, магния, цинка) на дигалогенпроизводные алканов</i></p>	$  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-Br} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \text{H}_2\text{C} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{CH}_2\text{-Br}  \end{array}  + 2\text{Na} \rightarrow \triangle + 2\text{NaBr};  $ <p>1,3-дибромпропан                      циклопропан</p> $  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-Br} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \text{H}_2\text{C} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-Br}  \end{array}  + \text{Mg} \rightarrow \text{pentagon} + \text{MgBr}_2.  $ <p>1,5-дибромпентан                      циклопентан</p>
<p><i>Гидрирование бензола и его гомологов. Можно получить только циклоалканы с шестью атомами углерода в цикле.</i></p>	$  \text{benzene} + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[\text{P}]{\text{кат., } t^\circ} \text{cyclohexane}  $ <p>бензол    циклогексан</p>

## Алкены

**Алкены (олефины)** – это непредельные углеводороды, молекула которых содержит одну двойную связь, которая *представляет собой сочетание одной  $\sigma$ - и одной  $\pi$ -связи*. Электронные орбитали атомов углерода, связанных двойной связью, находятся в состоянии  *$sp^2$ -гибридизации*. *Общая формула алкенов –  $C_nH_{2n}$* .

Для алкенов характерна как *структурная изомерия* (углеродного скелета, положения кратной связи, межклассовая), так и *геометрическая изомерия (цис-транс)*.

Алкены гораздо более химически активны, чем алканы, причем двойная связь является реакционным центром их молекул. Для алкенов наиболее характерны реакции *присоединения, окисления и полимеризации* (табл. 17).

## Химические свойства алкенов

Типы реакций	Уравнения реакций
<b>Реакции присоединения</b>	
<p><b>Гидрирование.</b> Протекает в присутствии металлических катализаторов (никель, платина, палладий).</p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni, } t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p style="text-align: center;">пропилен <span style="margin-left: 200px;"></span> пропан.</p>
<p><b>Галогенирование.</b> Протекает в обычных условиях. Механизм реакции – ионный.</p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}_2}$ <p style="text-align: center;">пропилен <span style="margin-left: 200px;"></span> 1,2-дибромпропан.</p>
<p><b>Гидрогалогенирование.</b> Протекает в обычных условиях. Механизм реакции – ионный.</p>	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">этилен <span style="margin-left: 200px;"></span> хлорэтан.</p> <p>При присоединении галогеноводородов к несимметричным алкенам выполняется <b>правило Марковникова</b>: атом водорода преимущественно присоединяется к более гидрированному атому углерода при двойной связи, например:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array} + \text{HCl} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Cl} \end{array}$ <p style="text-align: center;">2-метилбутен-2 <span style="margin-left: 200px;"></span> 2-метил-2-хлорбутан.</p>
<p><b>Гидратация.</b> Протекает при нагревании в присутствии кислотных катализаторов. Механизм реакции – ионный.</p>	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_3\text{PO}_4, 300^\circ\text{C}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$ <p style="text-align: center;">этилен <span style="margin-left: 200px;"></span> этиловый спирт;</p> <p>При присоединении галогеноводородов к несимметричным алкенам также выполняется <b>правило Марковникова</b>:</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \begin{array}{c} \text{OH} \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ <p style="text-align: center;">бутен-1 <span style="margin-left: 200px;"></span> бутанол-2.</p>



Типы реакций	Уравнения реакций
<b>Окисление</b>	
<p>«Мягкое» окисление – взаимодействие с <math>\text{KMnO}_4</math> в нейтральной или слабощелочной среде без нагревания.</p>	$3 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ <p style="text-align: center;">пропилен</p> $3 \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$ <p style="text-align: center;">пропандиол-1,2</p>
<p>«Жесткое» окисление – взаимодействие с <math>\text{KMnO}_4</math> в кислой среде при нагревании.</p>	<p>Происходит расщепление молекулы по месту двойной связи, образуются <i>карбоновые кислоты</i>:</p> $5 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + 8\text{KMnO}_4 + 12\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ}$ $5 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{C}}=\text{O} + 5 \underset{\text{HO}}{\text{O}}=\text{C}-\text{CH}_3 + 8\text{MnSO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ <p>Если двойная связь концевая, то одним из продуктов окисления алкена будет <i>углекислый газ</i>:</p> $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ}$ $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{C}}=\text{O} + \text{CO}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>Если углеродная цепь алкена имеет разветвление при двойной связи, <i>образуется кетон</i>:</p> $5 \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}_2 + 8\text{KMnO}_4 + 12\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ}$ $5 \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{O} + 5 \text{CO}_2 + 8\text{MnSO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$
<b>Полимеризация</b>	
<p><b>Полимеризация</b> протекает при воздействии различных факторов (повышении давления, УФ-облучении, действии органических перекисей) или в присутствии катализаторов</p>	$n \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \left[ \text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—} \right]_n$ <p style="text-align: center;">этилен <span style="margin-left: 150px;">полиэтилен;</span></p> $n \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \left[ \text{—}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{—CH}_2\text{—} \right]_n$ <p style="text-align: center;">пропилен <span style="margin-left: 150px;">полипропилен.</span></p>

## Способы получения алкенов

Способы получения	Уравнения реакций
<i>Дегидрирование алканов</i>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{кат.}, t^\circ} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$
<i>Дегалогенирование ди-галогензамещенных алканов при действии на них цинка или магния</i>	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 + \text{Zn} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{ZnBr}_2$
<i>Дегидратация спиртов</i>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}), t^\circ} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Выполняется правило Зайцева: атом водорода отщепляется преимущественно от наименее гидрированного атома углерода:</p> $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}), t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
<i>Дегидрогалогенирование при нагревании моногалогензамещенных алканов со спиртовыми растворами щелочей</i>	<p>Как и дегидратация, протекает в соответствии с правилом Зайцева:</p> $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{KOH}(\text{спирт. р-р}), t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}.$

## Алкадиены

**Алкадиены (диеновые углеводороды)** – это непредельные углеводороды, молекулы которых содержат две двойные связи. Общая формула диеновых углеводородов  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .

Если две двойные связи разделены одной простой связью, то их называют сопряженными двойными связями, а соответствующие алкадиены – **сопряженными диенами**. Наибольшее практическое значение имеют два простейших представителя этих углеводородов, **бутадиен-1,3 (дивинил)** и **2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)**:

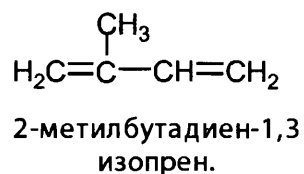
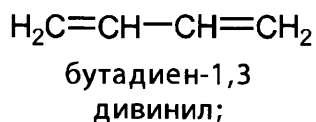


Таблица 19

Химические свойства алкадиенов

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Гидрирование</b></p>	<p>При взаимодействии с избытком водорода образуется алкан:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \end{array} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ <p>Если реагенты взяты в молярном соотношении 1:1, возможно образование продуктов как 1,2-присоединения, так и 1,4-присоединения:</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \begin{cases} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 \end{cases}$
<p><b>Галогенирование</b></p>	<p>При взаимодействии с избытком брома образуется продукт полного бромирования:</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Br} \quad \text{Br} \quad \text{Br} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2 \end{array}$ <p>Если реагенты взяты в молярном соотношении 1:1, возможно образование продуктов как 1,2-присоединения, так и 1,4-присоединения:</p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \begin{cases} \rightarrow \begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Br} \\   \quad   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \end{array} \\ \rightarrow \begin{array}{c} \text{Br} \quad \quad \quad \text{Br} \\   \quad \quad \quad   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2 \end{array} \end{cases}$ <p>(основной продукт)</p> <p>В обычных условиях основным является продукт 1,4-присоединения</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
<b>Полимеризация</b>	<p>Полимеризация протекает в основном по типу 1,4-присоединения:</p> $n \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \left[ -\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2- \right]_n$ <p>бутадиен-1,3 (дивинил)                      бутадиеновый (дивиниловый) каучук</p> $n \text{H}_2\text{C}=\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \left[ -\text{CH}_2-\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{CH}-\text{CH}_2- \right]_n$ <p>изопрен                                      изопреновый каучук</p>
<b>Окисление</b>	Диеновые углеводороды окисляются $\text{KMnO}_4$ и другими окислителями.

Таблица 20

## Способы получения алкадиенов

Способы получения	Уравнения реакций
<b>Дегидрирование алканов</b>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_3, t^\circ} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2;$ <p>бутан                                      бутадиен-1,3 (дивинил)</p> $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_3, t^\circ} \text{H}_2\text{C}=\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2.$ <p>2-метилбутан                              2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)</p>
<b>Реакция Лебедева – получение бутадиена из этанола</b>	$2 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \xrightarrow{\text{ZnO, Al}_2\text{O}_3, 450^\circ\text{C}} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2.$ <p>этанол                                      бутадиен-1,3 (дивинил)</p>

## Алкины

Ненасыщенные углеводороды, содержащие тройную связь  $\text{C}\equiv\text{C}$  и образующие гомологические ряды общей формулы  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ , называют алкинами.

Тройная связь в молекуле ацетилена представляет собой сочетание одной  $\sigma$ - и двух  $\pi$ -связей. Атомы углерода, связанные тройной связью, находятся в состоянии  $sp$ -гибридизации.

Наличие кратной связи в молекулах ацетиленовых углеводородов обуславливает их склонность к реакциям присоединения (табл. 21). Во многих реакциях они ведут себя аналогично алкенам. Но есть и некоторые особенности. Так, алкины с концевой тройной связью вступают в реакции замещения.

Таблица 21

Химические свойства алкинов

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции присоединения</i>	
<p><b>Гидрирование</b> Протекает под действием катализатора</p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + 2 \text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат.}, t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3$
<p><b>Галогенирование</b> Протекает в обычных условиях. Механизм реакции – ионный.</p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + 2 \text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Br} \\   \quad   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH} \\   \quad   \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$ <p style="text-align: center;">1,1,2,2-тетрабромпропан</p>
<p><b>Гидрогалогенирование</b> Протекает в обычных условиях. Механизм реакции – ионный. Присоединение осуществляется по правилу В.В. Марковникова</p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \end{array} + \text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Cl} \end{array}$ <p style="text-align: center;">суммарно:</p> $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + 2 \text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Cl} \end{array}$ <p style="text-align: center;">2,2-дихлорпропан</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Гидратация (реакция Кучерова)</b>            Присоединение осуществляется по правилу В.В. Марковникова</p>	$\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{HgSO}_4]{\text{H}_2\text{SO}_4} \left[ \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{CH} \\   \\ \text{OH} \end{array} \right] \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ <p style="text-align: center;">этаналь, уксусный альдегид</p> $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{H}_2\text{SO}_4]{\text{HgSO}_4} \left[ \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \\   \\ \text{HO} \end{array} \right] \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ <p style="text-align: center;">пропин ацетон</p>
<b>Полимеризация</b>	
<p><b>Тримеризация ацетилена</b></p>	$3 \text{HC}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{Сакт.}, 450^\circ\text{C}} \text{C}_6\text{H}_6$ <p style="text-align: center;">бензол</p>
<p><b>Реакции замещения</b>            в реакции замещения вступают только алкины с концевой тройной связью</p>	
<p><b>Взаимодействие со щелочными металлами</b></p>	$\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{Na} \longrightarrow \text{HC}\equiv\text{CNa} + 1/2 \text{H}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">ацетиленид натрия</p> $\text{HC}\equiv\text{CH} + 2 \text{Na} \longrightarrow \text{NaC}\equiv\text{CNa} + \text{H}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">диацетиленид натрия</p>
<p><b>Взаимодействие с гидридами щелочных металлов</b></p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{NaNH}_2 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CNa} + \text{H}_2$
<p><b>Взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра</b></p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CAg} \downarrow + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">метилацетиленид серебра</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Окисление</i>	
<i>Горение</i>	$2 \text{C}_2\text{H}_2 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
<i>Жёсткое окисление в зависимости от строения исходного алкина образуются различные продукты</i>	$5 \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + 8 \text{KMnO}_4 + 12 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $5 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_3\text{C}-\text{COOH} + 8 \text{MnSO}_4 + 4 \text{K}_2\text{SO}_4 + 12 \text{H}_2\text{O}$ $5 \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 6 \text{KMnO}_4 + 9 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow 10 \text{CH}_3-\text{COOH} + 6 \text{MnSO}_4 + 3 \text{K}_2\text{SO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
<i>Мягкое окисление ацетилена</i>	$3 \text{C}_2\text{H}_2 + 8 \text{KMnO}_4 \rightarrow 3 \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 8 \text{MnO}_2$ $+ 2 \text{KOH} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Таблица 22

## Способы получения алкинов

Способы получения	Уравнения реакций
<i>Промышленные способы получения</i>	
<i>Карбидный метод</i>	$\text{CaO} + 3 \text{C} \xrightarrow{1800^\circ\text{C}} \text{CaC}_2 + \text{CO}$ $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HC}\equiv\text{CH} + \text{Ca}(\text{OH})_2$
<i>Крекинг метана и этилена</i>	$2 \text{CH}_4 \xrightarrow{1500^\circ\text{C}} \text{HC}\equiv\text{CH} + 3 \text{H}_2$ $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 \xrightarrow{1200^\circ\text{C}} \text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H}_2$
<i>Лабораторные способы получения</i>	
<i>Взаимодействие карбида кальция с кислотами (или водой)</i>	$\text{CaC}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{HC}\equiv\text{CH} + \text{CaCl}_2$

Способы получения	Уравнения реакций
<p><i>Дегидрогалогенирование дигалогенопроизводных алканов протекает при нагревании дигалогензамещенных алканов со спиртовыми растворами щелочей</i></p>	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array} + 2 \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + 2 \text{KCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{c} \text{Br} \\   \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Br} \end{array} + 2 \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + 2 \text{KBr} + 2 \text{H}_2\text{O}$
<p><i>Дегалогенирование тетрагалогенопроизводных алканов</i></p>	$\begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Br} \\   \quad   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \quad   \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array} + 2 \text{Zn} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2 \text{ZnBr}_2$
<p><i>Взаимодействие металлических производных алкинов с галогенопроизводными алканов</i></p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{Br} + \text{Na}-\text{C}\equiv\text{CH} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{NaBr}$ $2 \text{H}_3\text{C}-\text{Br} + \text{Na}-\text{C}\equiv\text{CNa} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2 \text{NaBr}$

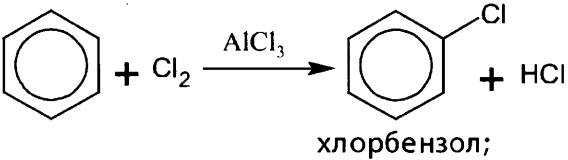
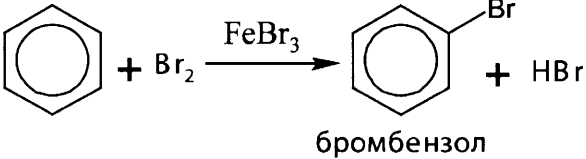
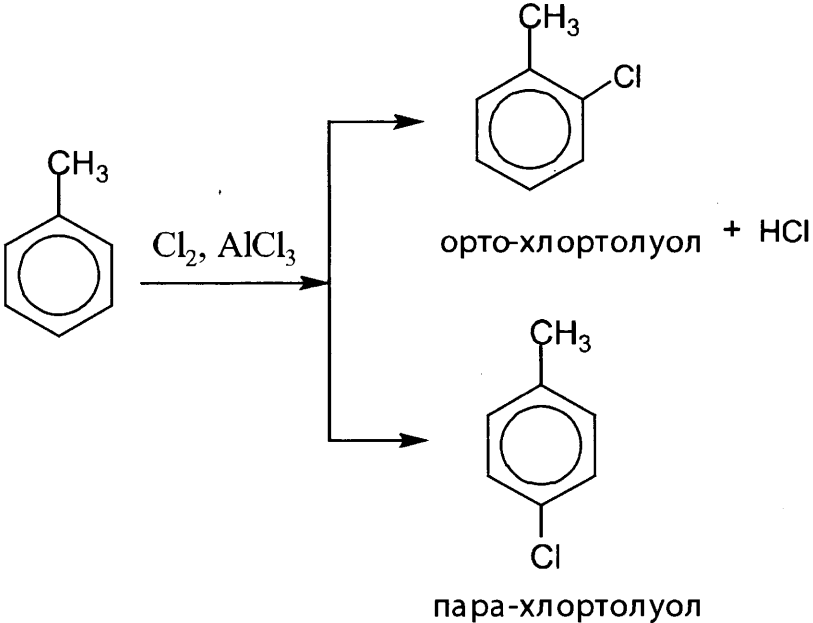
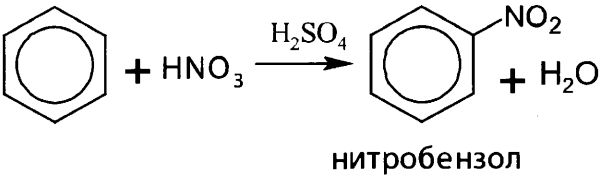
### Ароматические углеводороды

**Ароматические углеводороды (арены)** – это углеводороды, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец. Простейшим представителем ароматических углеводородов является бензол, молекулярная формула которого  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

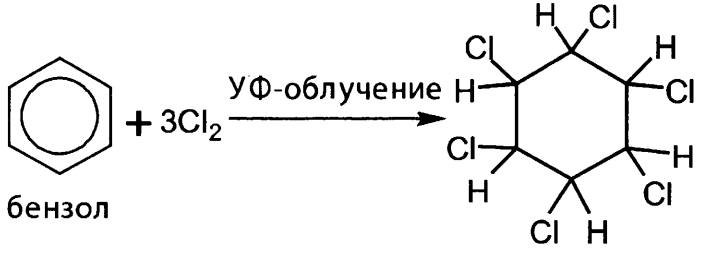
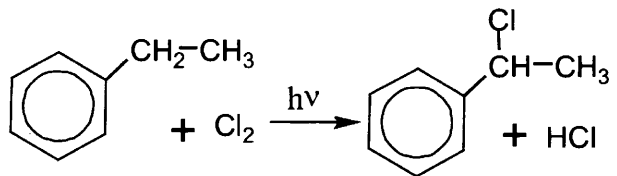
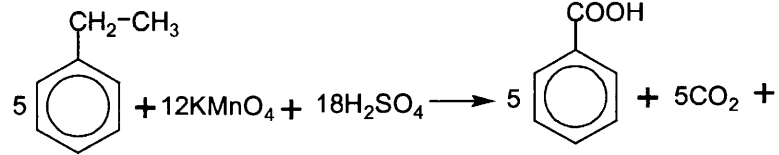
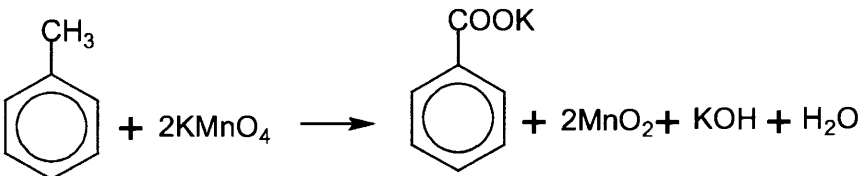
В соответствии с молекулярной формулой  $\text{C}_6\text{H}_6$  бензол является ненасыщенным соединением, и можно ожидать, что для него были бы характерны типичные для алкенов реакции присоединения. Однако в условиях, в которых алкены быстро вступают в реакции присоединения, бензол не реагирует или реагирует медленно. **Бензол не дает** и характерных качественных реакций, свойственных непредельным углеводородам: он **не обесцвечивает бромную воду и водный раствор перманганата калия**. Такой характер реакционной способности объясняется наличием в ароматическом кольце сопряженной системы – единого  $\pi$ -электронного облака. Для бензола наиболее характерны реакции замещения атомов водорода ароматического ядра, в которых сохраняется устойчивая шести- $\pi$ -электронная ароматическая система (табл. 23).



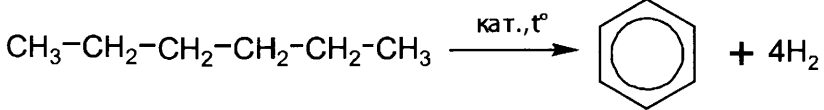
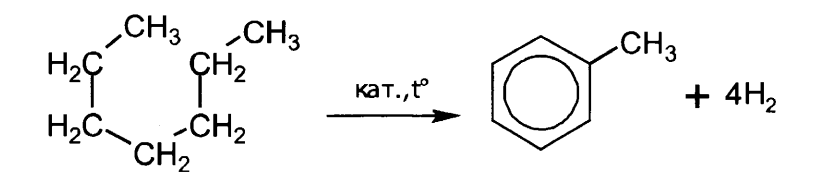
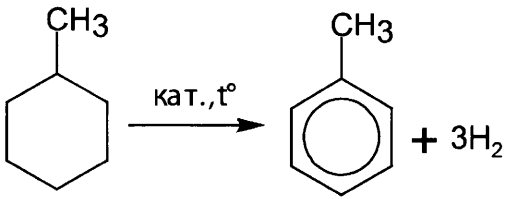
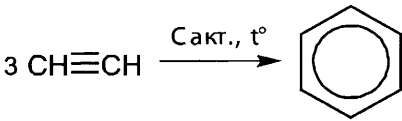
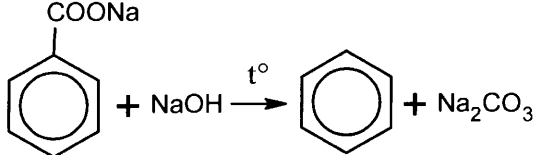
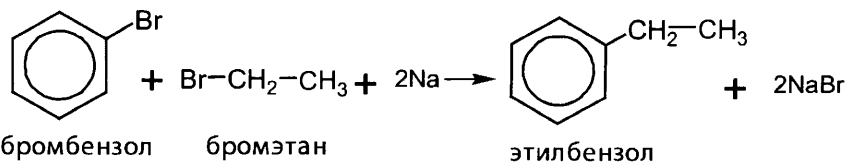
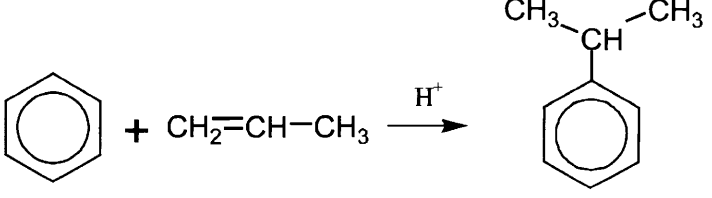
## Химические свойства ароматических углеводородов

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции замещения</i>	
<p><b>Галогенирование</b> протекает в присутствии катализаторов – хлоридов алюминия и железа</p> <p>При галогенировании гомологов бензола образуется смесь орто- и пара-изомеров</p>	<div style="text-align: center;">  <p>хлорбензол;</p>  <p>бромбензол</p>  <p>орто-хлортолуол + HCl</p> <p>пара-хлортолуол</p> </div>
<p><b>Нитрование</b></p> <p>При нитровании гомологов бензола образуется смесь орто- и пара-изомеров</p>	<div style="text-align: center;">  <p>нитробензол</p> </div>



Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Присоединение хлора к бензолу.</b> Гомологи бензола в данных условиях вступают в реакцию замещения (см. Особенности химических свойств гомологов бензола)</p>	 <p style="text-align: center;">бензол <span style="margin-left: 100px;">гексахлорциклогексан.</span></p>
<b>Реакции окисления</b>	
<p><b>Горение</b></p>	$2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 16CO_2 + 6H_2O$ $C_6H_5-CH_3 + 9O_2 \rightarrow 7CO_2 + 4H_2O$
<b>Особенности химических свойств гомологов бензола</b>	
<p><b>Галогенирование</b></p>	 <p style="text-align: center;">этилбензол <span style="margin-left: 100px;">(1-хлорэтил)бензол.</span></p>
<p><b>Окисление гомологов бензола (бензол устойчив к окислению с раствором <math>KMnO_4</math> не реагирует)</b></p>	<p>Окислению подвергаются боковые углеводородные цепи. Продуктом окисления является бензойная кислота (в кислой среде) или её соли – бензоаты (в нейтральной или щелочной средах):</p>  <p style="text-align: center;">этилбензол <span style="margin-left: 150px;">бензойная кислота</span></p> <p style="text-align: center;"><math>+ 12MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 28H_2O</math></p>  <p style="text-align: center;">бензоат калия</p>

## Способы получения бензола и его гомологов

Способы получения	Уравнения реакций
<b>Промышленные способы получения</b>	
<b>Дегидроциклизация алканов</b>	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \xrightarrow{\text{кат., } t^\circ} \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$  
<b>Дегидрирование циклоалканов</b>	
<b>Лабораторные способы получения</b>	
<b>Тримеризация ацетилена (реакция Зелинского)</b>	$3 \text{CH}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{Сакт., } t^\circ} \text{C}_6\text{H}_6$ 
<b>Сплавление солей бензойной кислоты со щелочью</b>	
<b>Взаимодействие ароматических галогенпроизводных с галогеналканами (реакция Вюрца-Фиттига)</b>	 <p style="text-align: center;">бромбензол      бромэтан                      этилбензол</p>
<b>Алкилирование бензола</b> (другие примеры реакций алкилирования см. в табл. 23)	 <p style="text-align: center;">изопропилбензол (кумол)</p>

## Одноатомные спирты

**Спирты** – это производные углеводородов, содержащие в молекуле одну или несколько гидроксильных групп –ОН у насыщенных атомов углерода. В зависимости от числа гидроксильных групп в молекуле различают *одноатомные* и *многоатомные* спирты.

Атомы углерода в предельных спиртах находятся в состоянии  $sp^3$  – *гибридизации*. Молекулы спиртов содержат полярные связи С–Н, С–О, О–Н. Полярность связи О–Н больше полярности связи С–О вследствие большей разности электроотрицательностей кислорода и водорода. Однако полярность и этой связи недостаточна для диссоциации ее с образованием ионов  $H^+$ . Поэтому спирты являются *неэлектролитами*.

Присутствие в молекулах спиртов *полярных групп* –ОН определяет их физические свойства. *Температуры кипения* спиртов *существенно выше* температур кипения соответствующих алканов с тем же числом атомов углерода. Это объясняется ассоциацией молекул спиртов вследствие образования межмолекулярных *водородных связей*.

Спирты – активные в химическом отношении вещества. Важнейшие химические свойства спиртов обусловлены присутствием в составе их молекул *гидроксильной группы*, и могут протекать как с разрывом связи С–О, так и с разрывом связи О–Н (табл. 25).

Таблица 25

Химические свойства одноатомных спиртов

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Кислотные свойства спиртов.</b>  <b>Взаимодействие с активными металлами</b>                      Кислотные свойства у спиртов выражены очень слабо, слабее, чем у воды.</p>	<p style="text-align: center;">Образующиеся соединения называются <b>алкоголятами</b></p> $2 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O Na} + \text{H}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">этилат натрия</p> <p>При действии воды <b>алкоголяты</b> разлагаются:</p> $\text{CH}_3-\text{O}-\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{OH} + \text{KOH}$ <p style="text-align: center;">метилат калия</p>
<p><b>Замещение ОН-группы на атом галогена</b></p>	<p>Протекают при действии на спирты галогеноводородов:</p> $\text{CH}_3-\text{O}-\text{H} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{CH}_3-\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Для более полного превращения спиртов в галогеналканы можно использовать галогениды фосфора (<math>\text{PCl}_3</math>, <math>\text{PCl}_5</math>) или хлористый тионил (<math>\text{SOCl}_2</math>):</p> $\text{CH}_3\text{OH} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{POCl}_3 + \text{HCl};$ $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + \text{SOCl}_2 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{Cl} + \text{SO}_2 + \text{HCl}.$

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Внутримолекулярная и межмолекулярная дегидратация</b></p> <p>Протекает при действии на спирты водоотнимающих реагентов: концентрированной серной кислоты или оксида алюминия.</p>	$2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow[250^\circ\text{C}]{\text{Al}_2\text{O}_3} \text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">диэтиловый эфир;</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow[350^\circ\text{C}]{\text{Al}_2\text{O}_3} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">этилен.</p> <p><b>Внутримолекулярная дегидратация</b> протекает при более высокой температуре, чем <b>межмолекулярная</b>:</p> $2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow[130^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">диэтиловый эфир ;</p> $2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow[130^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">диэтиловый эфир;</p> <p><b>Внутримолекулярная дегидратация</b> спиртов протекает в соответствии с правилом Зайцева:</p> $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{OH} \end{array} \xrightarrow[170^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
<p><b>Образование сложных эфиров</b></p> <p>При взаимодействии спиртов с кислотами образуются сложные эфиры – протекает реакция этерификации.</p>	<p>Реакция <b>этерификации</b> обратима. В качестве катализатора используют обычно небольшие количества сильных кислот, например, серной кислоты.</p> $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O}) \\   \\ \text{OH} \end{array} + \begin{array}{c} \text{O}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{H} \end{array} \xrightleftharpoons[t^\circ, \text{H}^+]{\text{H}_2\text{SO}_4} \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O}) \\   \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">уксусная кислота <span style="margin-left: 200px;">метилвый эфир уксусной кислоты</span></p> <p>Сложные эфиры могут образовываться с участием неорганических кислот (азотной, серной):</p> $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{HO}-\text{S}(=\text{O})_2\text{-OH} \xrightleftharpoons[t^\circ]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-SO}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O}$

Типы реакций	Уравнения реакций
<b>Реакции окисления</b>	
<b>Горение</b>	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
<p><b>Окисление перманганатом калия и дихроматом калия</b></p>	<p>При окислении <i>первичных спиртов</i> сначала образуются альдегиды, которые, в свою очередь, могут окислиться до карбоновых кислот:</p> $\begin{array}{ccccc} \text{R}-\text{CH}_2-\text{OH} & \xrightarrow{[\text{O}]} & \text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} & \xrightarrow{[\text{O}]} & \text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} \\ \text{первичный} & & \text{альдегид} & & \text{карбоновая} \\ \text{спирт} & & & & \text{кислота} \end{array}$ $3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O};$ $3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}.$ <p><b>Вторичные спирты</b> окисляются до кетонов:</p> $\begin{array}{ccc} \text{R}_1-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{R}_2 & \xrightarrow{[\text{O}]} & \text{R}_1-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{R}_2 \\ \text{вторичный} & & \text{кетон} \\ \text{спирт} & & \end{array}$ <p><b>Третичные спирты</b> могут окисляться только с разрывом связей углерод-углерод.</p>
<p><b>Окисление оксидом меди(II)</b></p>	<p>Из <i>первичных спиртов</i> образуются альдегиды:</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O};$ <p style="text-align: center;">этаналь</p> <p>Из <i>вторичных спиртов</i> образуются кетоны:</p> $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$ <p style="text-align: center;">пропанон</p> <p><b>Третичные спирты</b> в реакцию с оксидом меди (II) не вступают.</p>
<p><b>Дегидрирование</b> Протекает при пропускании паров спиртов над нагретым металлическим ка-</p>	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{Cu}, t^\circ} \text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2;$ <p style="text-align: center;">этаналь</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
катализатором, например, медью.	$\text{CH}_3\text{OH} \xrightarrow{\text{Cu, } t^\circ} \text{HCHO} + \text{H}_2.$ <p style="text-align: center;">метаналь</p>

Таблица 26

## Способы получения предельных одноатомных спиртов

Способы получения	Уравнения реакций
<b>Гидратация алкенов</b> Происходит в присутствии разбавленной серной или фосфорной кислот. Эта реакция протекает в соответствии с правилом Марковникова	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_3\text{PO}_4, 300^\circ\text{C}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$ <p style="text-align: center;">этилен <span style="margin-left: 200px;">этиловый спирт;</span></p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p style="text-align: center;">2-метилпропен (изобутилен) <span style="margin-left: 150px;">2-метилпропанол-2.</span></p>
<b>Замещение атома галогена на группу -OH</b> Реакция протекает при действии водных растворов щелочей на галогензамещенные углеводороды	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Br} + \text{NaOH (водн. р-р)} \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} + \text{NaBr}$ <p style="text-align: center;">бромэтан <span style="margin-left: 150px;">этиловый спирт</span></p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{I} \end{array} + \text{KOH (водн. р-р)} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array} + \text{KI}$ <p style="text-align: center;">2-йодпропан <span style="margin-left: 150px;">пропанол-2</span></p>
<b>Гидрирование альдегидов и кетонов при действии водорода при наличии катализаторов (Ni, Pt, Pd)</b>	<p style="text-align: center;">Альдегиды восстанавливаются до первичных спиртов:</p> $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ <p style="text-align: center;">бутаналь <span style="margin-left: 150px;">бутанол-1</span></p> <p style="text-align: center;">кетоны – до вторичных спиртов:</p> $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p style="text-align: center;">бутанон-2 <span style="margin-left: 150px;">бутанол-2</span></p>





## Химические свойства многоатомных спиртов

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Кислотные свойства спиртов.</b> <b>Взаимодействие с активными металлами</b></p>	<p>При действии щелочных металлов на этиленгликоль сначала замещается атом водорода у одной гидроксильной группы, а затем и у второй:</p> $2 \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{Na} \longrightarrow 2 \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{O Na} \end{array} + \text{H}_2;$ $2 \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{O Na} \end{array} + 2\text{Na} \longrightarrow 2 \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{O Na} \quad \text{O Na} \end{array} + \text{H}_2.$
<p><b>Реакция с гидроксидом меди(II).</b> <b>Это качественная реакция на наличие нескольких гидроксильных групп.</b></p>	<p>Голубой осадок <math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math> растворяется, и наблюдается образование <b>ярко-синего</b> гликолята меди:</p> $2 \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \end{array} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O} \\   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O} \\   \\ \text{H} \end{array} \begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \\ \text{Cu} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{O}-\text{CH}_2 \\   \\ \text{O}-\text{CH}_2 \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">гликолят меди</p>
<p><b>Замещение OH-группы на атом галогена</b></p>	<p>Протекают при действии на спирты галогеноводородов:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{HCl} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O};$
<p><b>Образование сложных эфиров</b></p> <p>Сложные эфиры глицерина и высших жирных кислот называются <b>жирами</b>.</p>	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \end{array} + 2 \text{HO}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">диацетат этиленгликоля.</p> <p>Сложные эфиры могут образовываться также с участием <b>неорганических кислот</b> (азотной, серной):</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
	$  \begin{array}{c}  \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H} \\    \\  \text{HC}-\text{O}-\text{H} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{H}  \end{array}  + 3\text{HONO}_2 \longrightarrow  \begin{array}{c}  \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{NO}_2 \\    \\  \text{HC}-\text{O}-\text{NO}_2 \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{NO}_2  \end{array}  + 3\text{H}_2\text{O}  $ <p style="text-align: center;">тринитрат глицерина.</p>
<b>Реакции окисления</b>	
<b>Горение</b>	Взаимодействуют с кислородом с образованием углекислого газа и воды

Таблица 28

**Способы получения предельных многоатомных спиртов**

Способы получения	Уравнения реакций
<b>«Мягкое» окисление алкенов</b>	<p>«Мягкое» окисление алкенов водным или слабощелочным раствором <math>\text{KMnO}_4</math> приводит к получению двухатомных спиртов:</p> $3 \text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ <p style="text-align: center;">пропилен</p> $3 \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$ <p style="text-align: center;">пропандиол-1,2</p>
<b>Замещение атома галогена на группу -OH</b>	<p>Реакция протекает при действии водных растворов щелочей на галогензамещенные углеводороды:</p> $  \begin{array}{c}  \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\    \quad   \\  \text{Cl} \quad \text{Cl}  \end{array}  + 2\text{NaOH} (\text{водн.}) \longrightarrow  $ <p style="text-align: center;">1,2-дихлорбутан</p> $  \begin{array}{c}  \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\    \quad   \\  \text{OH} \quad \text{OH}  \end{array}  + 2\text{NaCl}  $ <p style="text-align: center;">бутандиол-1,2</p>
<b>Глицерин можно получить гидролизом жиров</b>	$  \begin{array}{c}  \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\    \\  \text{HC}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_{17}\text{H}_{35}  \end{array}  + 3\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[t]{\text{H}^+}  \begin{array}{c}  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HC}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH}  \end{array}  + 3\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}  $

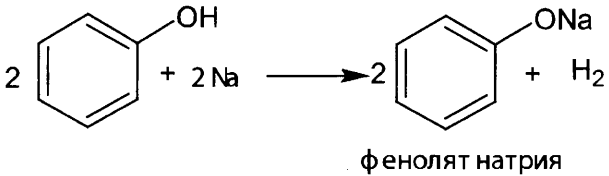
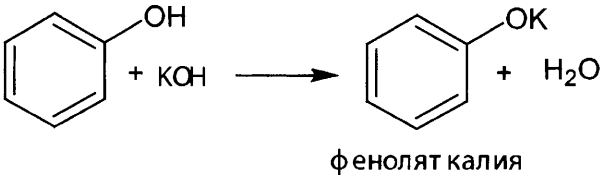
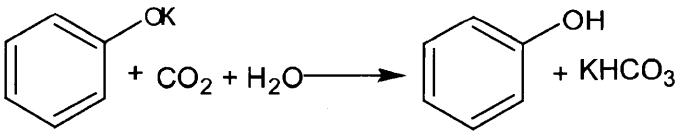
## Фенолы

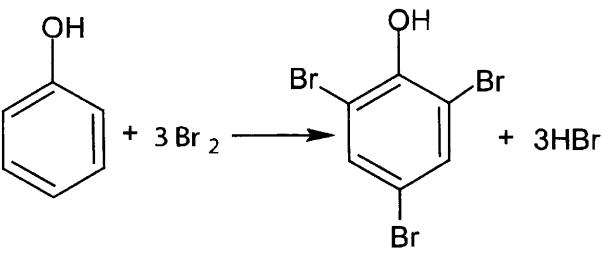
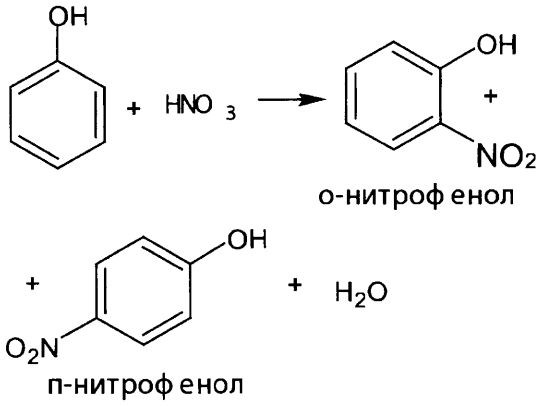
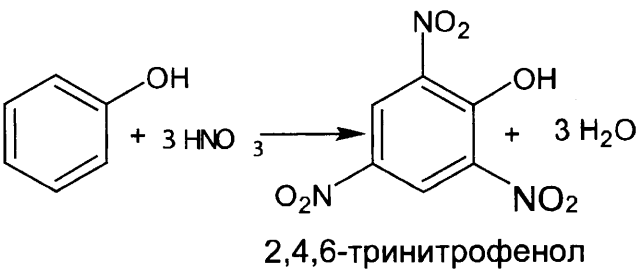
**Фенолами** называют производные ароматических углеводородов, в молекуле которых гидроксильная группа (ОН) непосредственно связана с атомом углерода бензольного кольца. Простейшим и наиболее известным представителем этого класса соединений является фенол  $C_6H_5OH$ . Ближайшие гомологи фенола – крезолы: *орто*-, *мета*-, *пара*-метилфенолы.

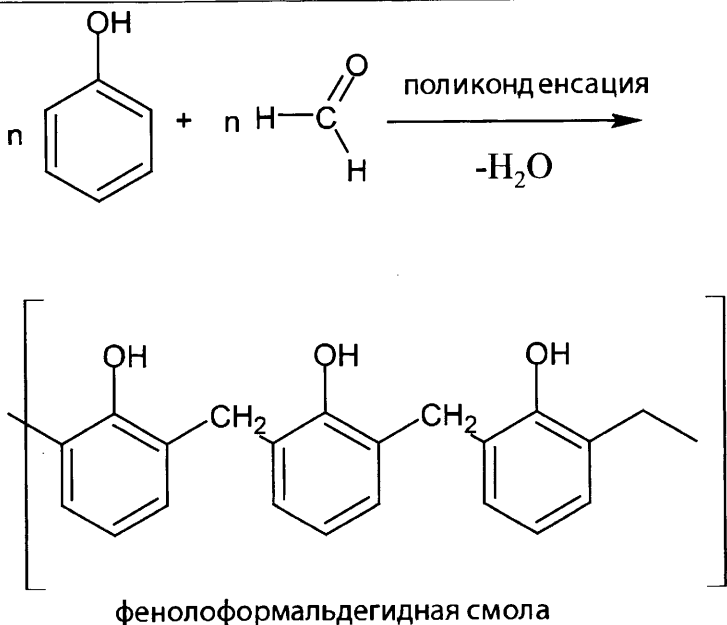
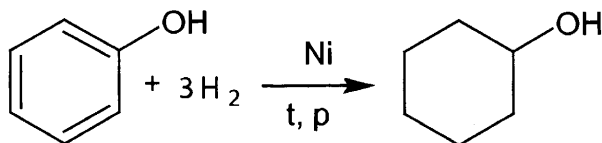
Фенол – твердое бесцветное кристаллическое вещество, очень гигроскопичное, с характерным резким запахом. Кристаллическое состояние фенола обусловлено наличием водородных связей между его молекулами. Он малорастворим в воде при комнатной температуре, но его растворимость заметно увеличивается при повышении температуры.

Таблица 29

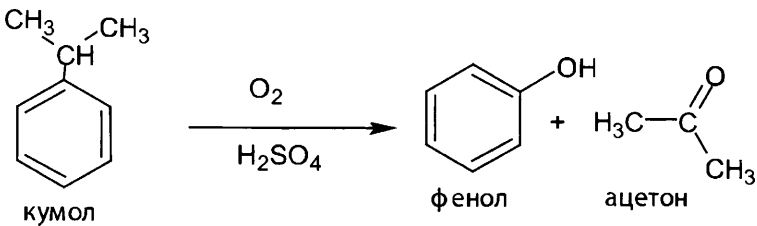
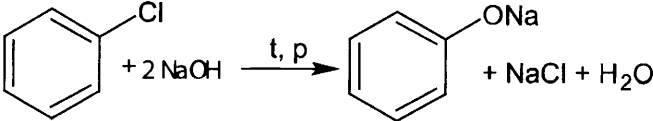
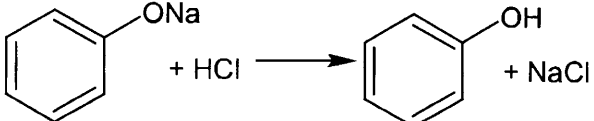
### Химические свойства фенолов

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Кислотные свойства</b></p> <p>По своим кислотным свойствам фенолы значительно превосходят алифатические спирты и воду, но уступают органическим и неорганическим кислотам, даже таким слабым, как угольная кислота.</p>	
<p><b>Взаимодействие с активными металлами</b></p>	 <p style="text-align: center;">фенолят натрия</p>
<p><b>Взаимодействие со щелочами.</b> В отличие от спиртов, фенолы взаимодействуют с растворами щелочей.</p>	<div style="text-align: center;">  <p style="text-align: center;">фенолят калия</p> </div> <p>При действии кислот, а также углекислого газа на водные растворы фенолятов происходит разрушение последних и выделение фенола:</p> <div style="text-align: center;">  </div>

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции замещения атомов водорода бензольного кольца</i>	
<p><b>Бромирование фенола</b> протекает без катализаторов под действием даже бромной воды.</p> <p>Эта реакция используется как качественная реакция на фенол и его гомологи</p>	<div style="text-align: center;">  </div> <p>Образовавшийся 2,4,6-трибромфенол представляет собой белое соединение, выделяющееся в виде осадка.</p>
<p><b>Нитрование фенола</b> протекает при действии разбавленной азотной кислоты при комнатной температуре</p>	<div style="text-align: center;">  </div> <p>Если нитрование фенола проводить <i>концентрированной азотной кислотой</i> в присутствии концентрированной серной кислоты то продуктом реакции будет 2,4,6-тринитрофенол:</p> <div style="text-align: center;">  </div>

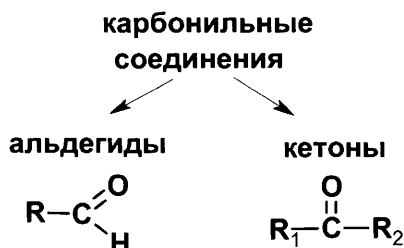
Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции поликонденсации с альдегидами</i>	
<p><i>Получение фенолоформальдегидных смол</i></p>	 <p style="text-align: center;">фенолоформальдегидная смола</p>
<i>Окисление и восстановление фенола</i>	
<p><i>Гидрирование фенола (восстановление)</i></p>	<p><i>Бензольное кольцо фенолов гидрируется водородом при нагревании в присутствии катализатора:</i></p> 
<p><i>Окисление фенола</i></p>	<p>За счет гидроксильной группы фенолы легко окисляются, причем образуется смесь темноокрашенных продуктов. Окисление может протекать даже под действием кислорода воздуха, вследствие чего при длительном хранении кристаллы фенола розовеют.</p>
<p><i>Реакция с хлоридом железа(III)</i> <i>Взаимодействие с FeCl<sub>3</sub> является качественной реакцией на фенолы.</i></p>	<p>В водных растворах фенолы взаимодействуют с FeCl<sub>3</sub> с образованием яркоокрашенных комплексных соединений. Фенол дает <b>фиолетовое окрашивание</b>, его ближайшие гомологи – синее.</p>

## Способы получения фенолов

Способы получения	Уравнения реакций
<p><b>Кумольный метод</b> Изопропилбензол окисляют кислородом воздуха в присутствии катализатора. Образующееся соединение разлагают под действием серной кислоты.</p>	 <p style="text-align: center;">кумол <span style="margin-left: 150px;">фенол</span> <span style="margin-left: 50px;">ацетон</span></p>
<p><b>Действие на хлорбензол гидроксидом натрия</b> При проведении этой реакции необходимо нагревание до 300 °С и давление 200 атмосфер.</p>	 <p style="text-align: center;">+ NaCl + H<sub>2</sub>O</p> <p>Образующийся на первой стадии фенолят натрия обрабатывают затем соляной кислотой для выделения фенола:</p>  <p style="text-align: center;">+ NaCl</p>

**Карбонильные соединения: альдегиды и кетоны**

**Карбонильными соединениями** называются органические вещества, в молекулах которых содержится карбонильная группа  $\text{>C=O}$ . В зависимости от того, с какими заместителями связана эта группа карбонильные соединения разделяют на **альдегиды** и **кетоны**:



Состав **предельных альдегидов и кетонов** выражается одной и той же общей формулой  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ .

Атом углерода, входящий в состав карбонильной группы, находится в состоянии  $sp^2$ -гибридизации. Он образует две  $\sigma$ -связи, направленные на соседние атомы углерода или водорода, с атомом кислорода он связан одной  $\sigma$ - и одной  $\pi$ -связью. Поскольку атом кислорода более электроотрицателен, чем атом углерода, связь  $\text{C=O}$  в альдегидах и кетонах полярна. Атом кислорода имеет частичный отрицательный, а атом углерода – частичный положительный заряды:





Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Присоединение спиртов</b></p>	<p>Первоначально образуются <i>полуацетали</i>, которые, взаимодействуя еще с одной молекулой спирта, дают <i>ацетали</i>:</p> $  \begin{array}{c}  \delta- \\  \curvearrowright \\  \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{O} + \text{H}-\text{O}-\text{CH}_3 \\  \delta+ \quad \delta+ \\  \text{H} \quad \text{H} \\  \text{ацетальдегид} \quad \quad \quad \text{полуацеталь}  \end{array}  \longrightarrow  \begin{array}{c}  \text{OH} \\    \\  \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \\    \\  \text{H} \\  \text{полуацеталь}  \end{array}  $ $  \begin{array}{c}  \text{OH} \\    \\  \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 + \text{HO}-\text{CH}_3 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O}-\text{CH}_3 \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O} \\    \\  \text{H} \\  \text{полуацеталь} \quad \quad \quad \text{ацеталь}  \end{array}  $
<p><b>Реакции окисления</b></p> <p><i>Альдегиды легко окисляются до карбоновых кислот, кетоны практически не окисляются</i></p>	
<p><b>Окисление перманганатами и дихроматами</b></p>	<p>В кислой среде продуктами окисления альдегидов являются <b>карбоновые кислоты</b>, например:</p> $  3 \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 3 \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}  $ <p>В нейтральной или щелочной средах образуются <b>не карбоновые кислоты, а их соли</b>:</p> $  \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OK} \end{array} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}  $ <p>При окислении формальдегида в качестве продукта окисления образуется <b>углекислый газ</b></p> $  5 \text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + 4 \text{KMnO}_4 + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 5 \text{CO}_2 + 4 \text{MnSO}_4 + 2 \text{K}_2\text{SO}_4 + 11 \text{H}_2\text{O};  $
<p><b>Реакция «серебряного зеркала»</b></p> <p><i>Это качественная реакция на альдегидную группу</i></p>	$  \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{ONH}_4 \end{array} + 2\text{Ag} \downarrow + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}  $ <p>Окисление формальдегида приводит к образованию карбоната аммония:</p> $  \text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + 4 [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \xrightarrow{t^\circ} (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 4 \text{Ag} \downarrow + 6 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}  $

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Реакция с гидроксидом меди(II)</b></p> <p>Это качественная реакция на альдегидную группу</p>	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + 2 \text{Cu(OH)}_2 \downarrow \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>пропаналь голубой пропановая кислота кирпично-красный</p> <p>Окисление формальдегида</p> $\text{H-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + 4 \text{Cu(OH)}_2 \downarrow \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + 2\text{Cu}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
<p><b>Кетоны в реакцию «серебряного зеркала» и реакцию окисления гидроксидом меди(II) не вступают.</b> Кетоны окисляются только под действием сильных окислителей, например, перманганата калия, причем эти реакции всегда сопровождаются разрывом связи С-С в их молекулах</p>	
<p><b>Горение</b></p>	<p>Альдегиды и кетоны взаимодействуют с кислородом с образованием углекислого газа и воды</p>
<p><b>Реакции конденсации</b></p> <p>Для альдегидов характерны реакции конденсации, примером которых может служить конденсация фенола с формальдегидом (см. табл. 29)</p>	

Таблица 33

Способы получения альдегидов и кетонов

Способы получения	Уравнения реакций
<p><b>Дегидрирование и окисление спиртов</b></p> <p>Из первичных спиртов образуются альдегиды, из вторичных – кетоны.</p>	<p>Чтобы предотвратить дальнейшее окисление альдегида, используют мягкий окислитель – CuO:</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O};$ <p>Дегидрирование спиртов протекает при пропускании их паров над нагретым металлическим катализатором:</p> $\text{CH}_3\text{OH} \xrightarrow{\text{Ag}, t^\circ} \text{HCHO} + \text{H}_2.$
<p><b>Гидратация алкинов (реакция Кучерова).</b></p>	<p>Альдегид можно получить только из ацетилена:</p> $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{HgSO}_4]{\text{H}_2\text{SO}_4} \left[ \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{CH} \\   \\ \text{OH} \end{array} \right] \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$ <p>Остальные алкины при гидратации образуют кетоны:</p>



## Карбоновые кислоты

Карбоновыми кислотами называют соединения, содержащие в составе молекулы карбоксильную группу (в сокращенной записи –COOH).

По характеру радикала, связанного с карбоксильной группой, карбоновые кислоты классифицируют на *предельные, непредельные и ароматические*.

Молекулы карбоновых кислот могут содержать различное количество карбоксильных групп. Кислоты, в составе молекул которых содержится *одна* карбоксильная группа, относят к *монокарбоновым*, или *одноосновным*. Кислоты, содержащие в молекуле *две* карбоксильные группы, называются *дикарбоновыми*, или *двухосновными*.

Общая формула предельных одноосновных кислот –  $C_nH_{2n}O_2$ .

Первые девять представителей гомологического ряда предельных одноосновных кислот - жидкости, гомологи с большим числом атомов углерода в молекуле – твердые жирные на ощупь вещества. Из-за наличия *водородных связей* между молекулами карбоновые кислоты обладают аномально высокими температурами кипения даже по сравнению с соответствующими спиртами. Поскольку группа –COOH является *гидрофильной*, карбоновые кислоты с небольшим числом атомов углерода хорошо *растворяются в воде*. С увеличением числа углеродных атомов растет влияние гидрофобного углеводородного радикала, и растворимость карбоновых кислот в воде уменьшается.

Для предельных одноосновных карбоновых кислот можно выделить следующие группы реакционной способности: кислотные свойства, проявляющиеся в способности диссоциировать в водных растворах с образованием иона  $H^+$  и образовывать соли; реакции замещения с участием углеводородного радикала; образование сложных эфиров и других функциональных производных кислот (табл. 34).

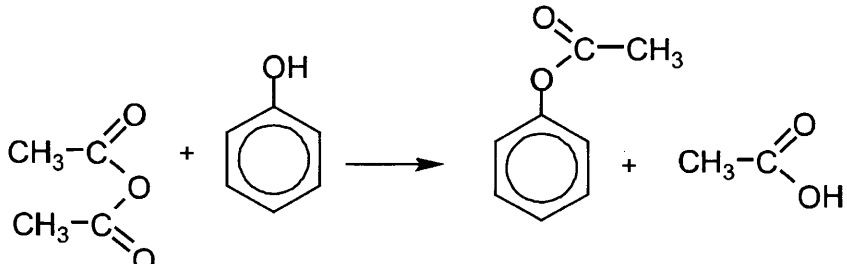
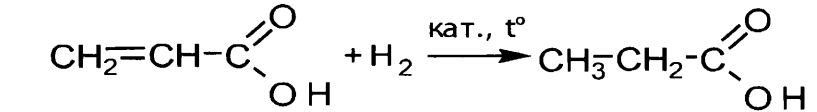
Таблица 34

### Химические свойства карбоновых кислот

Типы реакций	Уравнения реакций
	<p style="text-align: center;"><i>Кислотные свойства</i></p> <p>Карбоновые кислоты в водном растворе <i>диссоциируют</i> с образованием катиона <math>H^+</math>:</p> $R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown OH \end{array} \rightleftharpoons R-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown O^- \end{array} + H^+$ <p>Предельные одноосновные кислоты <i>относятся к слабым электролитам</i>. Кислотные свойства их выражены слабее, чем, например, у соляной, фтороводородной и ортофосфорной кислот, но сильнее, чем у угольной и сероводородной кислот.</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Образование солей при взаимодействии с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, аммиаком.</b></p>	<p>Взаимодействие с металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода:</p> $2\text{HCOOH} + \text{Mg} \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Mg} + \text{H}_2 \uparrow;$ <p>Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:</p> $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CuO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Взаимодействие с основаниями и аммиаком:</p> $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COONH}_4$ <p>Соли муравьиной кислоты называются <b>формиатами</b>, а соли уксусной кислоты – <b>ацетатами</b></p>
<p><b>Реакции замещения с участием углеводородного радикала</b></p> <p><i>Независимо от размеров углеводородного радикала, замещение атомов водорода на галоген происходит у ближайшего к карбоксильной группе атома углерода.</i></p>	
<p><b>Взаимодействие с галогенами</b> происходит в присутствии катализатора – красного фосфора</p>	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{-OH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P}_{\text{красн.}}} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}\text{-OH} + \text{HCl}$ <p style="text-align: center;"> <span style="margin-right: 150px;">бутановая (масляная) кислота</span> <span>2-хлорбутановая кислота</span> </p>
<p style="text-align: center;"><b>Образование функциональных производных</b></p> <p><i>Функциональные производные карбоновых кислот – это продукты замещения группы –ОН другими атомами или группами атомов. Их общую формулу можно условно можно записать как</i></p> $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{X}$ <p><i>Характерным для этих соединений является то, что при гидролизе из них вновь образуются кислоты:</i></p> $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{X} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH} + \text{HX}$	

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Получение сложных эфиров</b></p>	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{H}-\text{O}-\text{CH}_3 \xrightleftharpoons{t^\circ, \text{H}^+} \text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O} \\ \text{уксусная} \quad \text{метил} \quad \text{метиловый эфир} \\ \text{кислота} \quad \text{уксусной} \end{array}$
<p><b>Получение хлорангидридов карбоновых кислот</b></p>	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{array} + \text{POCl}_3 + \text{HCl} \\ \text{уксусная} \quad \text{хлорангидрид} \\ \text{кислота} \quad \text{уксусной} \\ \quad \quad \quad \text{кислота} \end{array}$
<p><b>Получение ангидридов карбоновых кислот</b></p>	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \\ \text{уксусная} \quad \text{ангидрид} \\ \text{кислота} \quad \text{уксусной кислоты} \\ \quad \quad \quad \text{(уксусный ангидрид)} \end{array}$
<p>Хлорангидриды и ангидриды – более реакционноспособные вещества, чем сами карбоновые кислоты. Так, например, в отличие от спиртов, фенолы не образуют сложных эфиров при непосредственном взаимодействии с карбоновыми кислотами, то есть не вступают в реакции этерификации. Однако сложные эфиры фенолов можно получить, действуя на них хлорангидридами или ангидридами кислот:</p>	
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{array} + \text{C}_6\text{H}_5-\text{OH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\text{O}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{HCl} \\ \text{хлорангидрид} \quad \text{фенол} \quad \text{фениловый эфир} \\ \text{уксусной} \quad \quad \quad \text{уксусной} \\ \text{кислоты} \end{array}$	

Типы реакций	Уравнения реакций
	 <p>ангидрид уксусной кислоты</p>
<p><b>Особенности свойств муравьиной кислоты</b></p> <p>Муравьиная кислота обладает как свойствами карбоновой кислоты, так и свойствами альдегида: она вступает в реакцию «серебряного зеркала» и окисляется гидроксидом меди(II) при нагревании.</p>	
<p><b>Реакции окисления:</b> «серебряного зеркала», взаимодействие с гидроксидом меди(II), хлором.</p>	$\text{HCOOH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow 2\text{Ag}\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{HCOOH} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{HCOOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + 2\text{HCl}$
<p><b>Дегидратация</b> под действием водоотнимающих средств, например, концентрированной серной кислоты.</p>	$\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
<p><b>Особенности свойств непредельных карбоновых кислот</b></p> <p>Эти вещества проявляют как свойства карбоновых кислот, так и свойства алкенов. Они присоединяют галогены, водород, галогеноводороды, легко полимеризуются.</p>	
<p><b>Гидрирование</b></p>	 <p>акриловая (пропеновая) кислота</p> <p>пропановая кислота</p>

Типы реакций	Уравнения реакций
Полимеризация	$n \text{ CH}_2=\underset{\substack{\text{O} \\ \parallel \\ \text{OH}}}{\text{C}}\text{H} \xrightarrow{\text{кат., } t^\circ} \left[ \text{---CH}_2\text{---}\underset{\substack{\text{O} \\ \parallel \\ \text{OH}}}{\text{C}}\text{H---} \right]_n$
Присоединение галогеноводородов	<p>Из-за влияния карбоксильной группы присоединение галогеноводородов к акриловой и метакриловой кислотам <i>протекает против правила Марковникова</i></p> $\text{CH}_2=\text{CH}-\underset{\substack{\text{O} \\ \parallel \\ \text{OH}}}{\text{C}} + \text{HBr} \longrightarrow \underset{\text{Br}}{\text{CH}_2}\text{---CH}_2-\underset{\substack{\text{O} \\ \parallel \\ \text{OH}}}{\text{C}}$

Таблица 35

## Способы получения карбоновых кислот

Способы получения	Уравнения реакций
<i>Способы, основанные на окислении</i>	
Жесткое окисление алкенов	$5 \text{ H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + 8\text{KMnO}_4 + 12\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ}$ <p style="text-align: center;">пентен-2</p> $5 \text{ H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\substack{\text{O} \\ \parallel \\ \text{OH}}}{\text{C}} + 5 \text{ HO}-\underset{\substack{\text{O} \\ \parallel}}{\text{C}}-\text{CH}_3 + 8\text{MnSO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$
Окисление толуола и других гомологов бензола	$5 \text{ C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 6\text{KMnO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$ $\longrightarrow 5 \text{ C}_6\text{H}_5\text{COOH} + 6\text{MnSO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 14\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">бензойная кислота</p>
Окисление первичных спиртов	$3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$ $3\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$



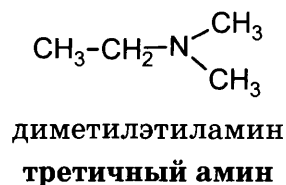
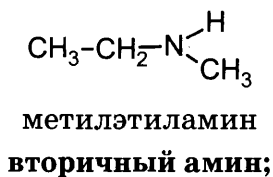
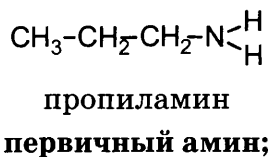
Способы получения	Уравнения реакций
<i>Окисление альдегидов</i>	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-H} + 2 \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-OH} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
<i>Окисление алканов (способ промышленного получения <math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>)</i>	$2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}, t^\circ} 4 \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-OH} + 2\text{H}_2\text{O}$
<b>Способы, основанные на гидролизе</b>	
<i>Гидролиз сложных эфиров в кислой и щелочной среде</i>	<p>В кислой среде образуются исходная карбоновая кислота и спирт:</p> $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{SO}_4}$ <p style="text-align: center;">пропиловый эфир уксусной кислоты</p> $\longrightarrow \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-OH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ <p style="text-align: center;">уксусная кислота                      пропиловый спирт</p>
	<p>Под действием щелочей гидролиз сложных эфиров протекает необратимо, причем продуктами являются спирт и соль соответствующей карбоновой кислоты:</p> $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-ONa} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ <p style="text-align: center;">ацетат натрия                      пропиловый спирт</p> <p>Действием более сильных кислот можно получить карбоновые кислоты:</p> $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$

Способы получения	Уравнения реакций
<p><i>Из тригалогенопроизводных алканов</i></p>	<p>В качестве исходных веществ используют галогензамещенные углеводороды, содержащие три атома галогена у одного углеродного атома:</p> $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{Cl}}{\underset{\text{Cl}}{\text{C}}}\text{-Cl} + 4 \text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$ <p>1,1,1-трихлорпропан</p> $\longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{ONa}}{\text{C}}} + 3\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O};$ <p>пропионат натрия</p> <p>Гидролиз проводят водным раствором щелочи, поэтому сначала получаются соответствующие соли, которые после обработки сильными кислотами дают карбоновые кислоты:</p> $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{ONa}}{\text{C}}} + \text{HCl} \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{NaCl}.$ <p>пропионовая кислота</p>
<p><i>Получение муравьиной кислоты</i></p>	<p>При нагревании оксида углерода(II) с порошкообразным гидроксидом натрия при повышенном давлении, образуется формиат натрия:</p> $\text{CO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ, P} \text{HCOONa}$ <p>из которого, действием более сильной кислоты получают муравьиную кислоту:</p> $\text{HCOONa} + \text{HCl} \longrightarrow \text{HCOOH} + \text{NaCl}.$

### Амины

*Амины* – это органические производные аммиака, один или несколько атомов водорода в молекуле которого замещены углеводородными радикалами.

В зависимости от числа углеводородных радикалов, связанных непосредственно с атомом азота, различают *первичные, вторичные и третичные* амины, например:



Общая формула предельных алифатических аминов –  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$  или  $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$ .

Запах простейших аминов напоминает запах аммиака, другие амины также имеют характерный, часто неприятный запах.

Между молекулами аминов образуются водородные связи, однако они слабее, чем те, которые существуют между молекулами воды или спиртов. Поэтому температуры кипения аминов ниже, чем у спиртов с близкой молекулярной массой. Низшие амины (метиламин, диметиламин, триметиламин и этиламин) при обычных условиях газообразные вещества. Амины с большей молекулярной массой – жидкости или твердые вещества.

Низшие амины, как и аммиак, хорошо растворимы в воде, по мере роста углеводородного радикала растворимость в воде уменьшается. В водных растворах водородные связи образуются не только между молекулами аминов, но также между молекулами аминов и воды.

Важнейшим представителем ароматических аминов является анилин. Это бесцветная жидкость, темнеющая на воздухе из-за окисления. В воде анилин растворяется очень плохо, его основные свойства выражены слабее, чем у аммиака и алифатических аминов.

Таблица 36

### Химические свойства аминов

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Основные свойства.</b> Алифатические амины проявляют свойства слабых оснований. Однако их основные свойства выражены немного сильнее, чем у аммиака. Основные свойства ароматических аминов слабее, чем у аммиака. В порядке усиления основных свойств вещества можно расположить в следующий ряд:</p> <p style="text-align: center;">основные свойства усиливаются  <math>\xrightarrow{\hspace{10em}}</math></p> <p style="text-align: center;">ароматические амины <math>\rightarrow</math> <math>\text{NH}_3</math> <math>\rightarrow</math> первичные амины <math>\rightarrow</math> вторичные амины</p>	
<p><b>Взаимодействие с водой</b></p>	$\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-NH}_3^+ + \text{OH}^-$ <p>Образование гидроксид-ионов в растворах аминов подтверждается изменением окраски индикаторов: лакмус приобретает синюю, а фенолфталеин малиновую окраску</p>





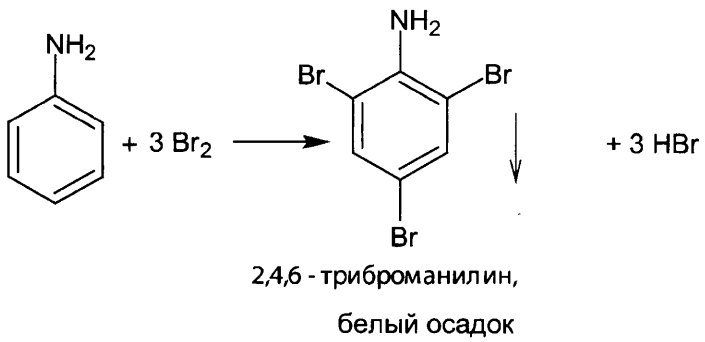
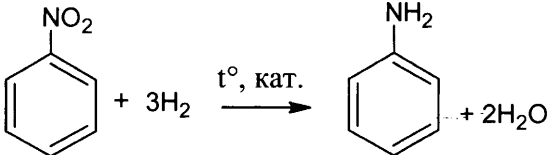
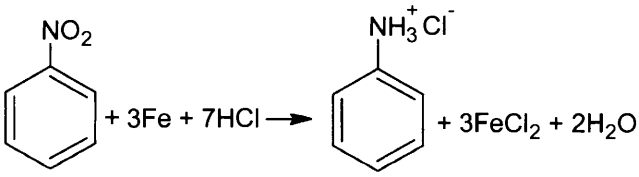
Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Реакции по бензольному ядру.</b> Из-за электронодонорного влияния аминогруппы реакции электрофильного замещения для анилина протекают <i>легче</i>, чем для бензола. Заместители направляются в положения 2, 4 и 6 по отношению к аминогруппе.</p>	
<p><b>Взаимодействие с бромной водой</b></p>	<p>Для бромирования анилина можно использовать бромную воду:</p> <div style="text-align: center;">  <p>2,4,6 - триброманилин, белый осадок</p> </div> <p>Данную реакцию можно использовать как <i>качественную</i> для идентификации анилина и его производных.</p>

Таблица 38

### Способы получения аминов

Способы получения	Уравнения реакций
<p><b>Взаимодействие галогеналканов с аммиаком</b></p>	<p>За счет выделения галогеноводорода в этой реакции образуется <i>не свободный амин, а его соль</i>. Для получения амина ее обрабатывают щелочью:</p> $C_2H_5Br + NH_3 \xrightarrow{t^\circ} [C_2H_5NH_3^+][Br^-];$ $[C_2H_5NH_3^+][Br^-] + NaOH \longrightarrow C_2H_5NH_2 + NaBr + H_2O.$
<p><b>Взаимодействие спиртов с аммиаком</b></p>	$C_2H_5OH + NH_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} C_2H_5NH_2 + H_2O$
<p><b>Восстановление нитросоединений</b></p>	<p>Этим путем получают <i>первичные алифатические амины и анилин</i>.</p> <p>В промышленности используют <i>водород</i> в присутствии катализаторов:</p> $CH_3-NO_2 + 3H_2 \xrightarrow{\text{кат.}} CH_3-NH_2 + 2H_2O$

Способы получения	Уравнения реакций
	<div style="text-align: center;">  </div> <p data-bbox="586 414 1343 535">В лаборатории можно использовать цинк, железо и другие восстановители. Если реакция проходит в кислой среде, образуются соли аминов:</p> $\text{CH}_3\text{-NO}_2 + 3\text{Zn} + 7\text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-NH}_3^+\text{Cl}^- + 3\text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ <div style="text-align: center;">  </div>

### Аминокислоты

Аминокислоты – это соединения, которые содержат две функциональные группы: аминогруппу  $-\text{NH}_2$  и карбоксильную группу  $-\text{COOH}$ . Простейшей аминокислотой является аминокислотная кислота (глицин):



В молекулах аминокислот может содержаться более одной амино- и карбоксильной групп. Также в составе этих соединений могут содержаться ароматические заместители, а также гидроксильные группы  $-\text{OH}$ , тиольные группы  $-\text{SH}$  и другие заместители (табл. 39).

Аминокислоты проявляют свойства, характерные как для кислот, так и для аминов. Они взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами. Таким образом, аминокислоты проявляют амфотерные свойства (табл. 40).

Таблица 39

#### Некоторые $\alpha$ -аминокислоты, входящие в состав белков

Название аминокислоты	Формула аминокислоты
глицин	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$

Название аминокислоты	Формула аминокислоты
аланин	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{C} \\   \quad \quad \quad \diagdown \\ \text{NH}_2 \quad \quad \quad \text{OH} \end{array}$
фенилаланин	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{C} \\   \quad \quad \quad \diagdown \\ \text{NH}_2 \quad \quad \quad \text{OH} \end{array}$
валин	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \\ \diagdown \\ \text{CH} \\ \diagup \\ \text{H}_3\text{C} \end{array} - \text{CH} - \text{CH} - \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ $\text{NH}_2$
тирозин	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{C} \\   \quad \quad \quad \diagdown \\ \text{NH}_2 \quad \quad \quad \text{OH} \end{array}$
лизин	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ $\text{NH}_2$
глутаминовая кислота	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
серин	$\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ $\text{NH}_2$
цистеин	$\text{HS}-\text{CH}_2-\text{CH}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ $ $ $\text{NH}_2$

Таблица 40

## Химические свойства аминокислот

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции с участием аминогруппы</i>	
<i>Взаимодействие с кислотами</i>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \quad \quad \diagdown \\ \text{NH}_2 \quad \quad \quad \text{OH} \end{array} + \text{HCl} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \quad \quad \diagdown \\ \text{NH}_3^+ \quad \text{Cl}^- \quad \text{OH} \end{array}$ <p style="text-align: center;">глицин                      гидрохлорид глицина</p>



Типы реакций	Уравнения реакций
<b>Взаимодействие с азотистой кислотой</b>	<p>Реагируя с азотистой кислотой, аминокислоты образуют гидроксикислоты:</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{NH}_2 \quad \text{OH} \end{array} + \text{HO}-\text{N}=\text{O} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
<b>Реакции с участием карбоксильной группы</b>	
<b>Взаимодействие со щелочами</b>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{NH}_2 \quad \text{OH} \end{array} + \text{NaOH} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{NH}_2 \quad \text{ONa} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">глицин                      натриевая соль глицина</p>
<b>Образование сложных эфиров</b>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{NH}_2 \quad \text{OH} \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{C} \\   \quad \backslash \\ \text{NH}_2 \quad \text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">этиловый эфир аминоуксусной кислоты</p>
<b>Образование пептидов</b>	
<b>Конденсация аминокислот</b>	<p>При конденсации аминокислот образуется пептидная связь <math>-\text{CO}-\text{NH}-</math>. Соединение, которое образуется при взаимодействии двух аминокислот, называется дипептидом:</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{R}^1 \end{array} + \text{H}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{R}^2 \end{array} \longrightarrow$ $\longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \qquad \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C}-\text{NH}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\   \qquad \qquad \qquad   \\ \text{R}^1 \qquad \qquad \qquad \text{R}^2 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">дипептид</p> <p>Название дипептидов складывается из названий аминокислот, которые его образуют, например, глицилаланин:</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array} + \text{H}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{CH}_3 \end{array} \longrightarrow$ $\longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \qquad \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\ \qquad \qquad \qquad   \\ \qquad \qquad \qquad \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">глицилаланин</p>

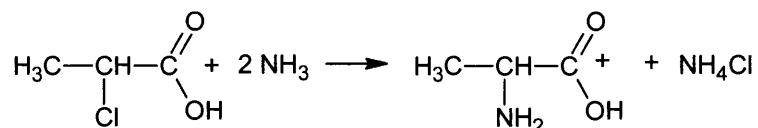
Типы реакций	Уравнения реакций
	Возможно дальнейшее присоединение к дипептиду новых молекул аминокислот с образованием полипептидов. Дипептиды и полипептиды <i>подвергаются гидролизу</i> с образованием смеси аминокислот.

Таблица 41

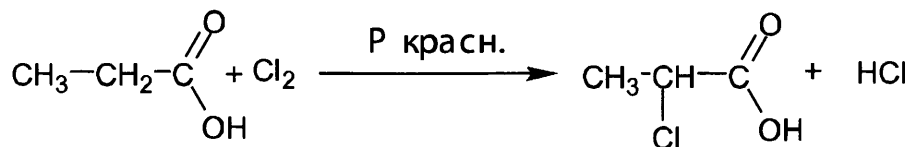
### Способы получения аминокислот

Аминокислоты относятся к веществам природного происхождения. Чаще всего их получают *при гидролизе белков*. При этом образуется сложная смесь  $\alpha$ -аминокислот.

К синтетическим способам получения аминокислот можно отнести реакцию замещения галогена (хлора или брома) на аминогруппу в галогенкарбоновой кислоте:

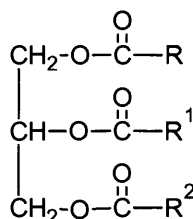


Необходимое для этого синтеза галогенопроизводное можно получить из *соответствующей карбоновой кислоты* (реакция Гелля-Фольгарда-Зелинского):



### Жиры

*Природные животные и растительные жиры* представляют собой сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших жирных карбоновых кислот. Общая формула жиров



где R, R<sup>1</sup> и R<sup>2</sup> – углеводородные остатки карбоновых кислот.

Поскольку все жиры образованы остатком одного и того же спирта – глицерина – их называют также *триглицеридами*.

*Высшие жирные кислоты* как правило содержат одну карбоксильную группу, четное достаточно большое число атомов углерода (обычно от 10 до 22) и неразветвленную углеродную цепь. Они могут быть *предельными* (не содержащими

кратных связей) или *непредельными* (обычно содержат от одной до четырех двойных связей) (табл. 42).

Таблица 42

Наиболее распространенные высшие жирные кислоты

Название кислоты	Молекулярная формула	Структурная формула
<i>предельные кислоты</i>		
Пальмитиновая	$C_{15}H_{31}COOH$	$H_3C-CCCCCCCCCCCCCCCCOOH$
Стеариновая	$C_{17}H_{35}COOH$	$H_3C-CCCCCCCCCCCCCCCCCOOH$
<i>непредельные кислоты</i>		
Олеиновая	$C_{17}H_{33}COOH$	$CH_3-(CH_2)_7-\underset{10}{CH}=\underset{9}{CH}-(CH_2)_7-COOH$
Линолевая	$C_{17}H_{31}COOH$	$CH_3-(CH_2)_4-\underset{13}{CH}=\underset{12}{CH}-CH_2-\underset{10}{CH}=\underset{9}{CH}-(CH_2)_7-COOH$
Линоленовая	$C_{17}H_{29}COOH$	$CH_3-CH_2-\underset{16}{CH}=\underset{15}{CH}-CH_2-\underset{13}{CH}=\underset{12}{CH}-CH_2-\underset{10}{CH}=\underset{9}{CH}-(CH_2)_7-COOH$

Жиры проявляют *химические свойства, присущие сложным эфирам*. Прежде всего, это *гидролиз*, который может протекать как в кислотной, так и в щелочной средах. Кроме того, жиры, содержащие остатки *непредельных кислот*, вступают в реакции, *характерные для алкенов*: они присоединяют водород и галогены, подвергаются окислению и полимеризации (табл. 43).

Таблица 43

Химические свойства жиров

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Гидролиз жиров</i>	
<i>Гидролиз в кислотной среде</i>	$  \begin{array}{c}  CH_2-O-C(=O)-C_{17}H_{35} \\    \\  CH-O-C(=O)-C_{15}H_{31} \\    \\  CH_2-O-C(=O)-C_{15}H_{31}  \end{array}  + 3 H_2O \xrightleftharpoons[t^\circ]{H^+}  \begin{array}{c}  CH_2-OH \\    \\  CH-OH \\    \\  CH_2-OH  \end{array}  + 2 C_{15}H_{31}COOH + C_{17}H_{35}COOH  $ <p>Реакция обратима, её продуктами являются <i>глицерин и карбоновые кислоты</i></p>

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Гидролиз в щелочной среде (омыление)</b></p>	$  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{35} \\    \\  \text{CH-O-C(=O)-C}_{15}\text{H}_{31} \\    \\  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{15}\text{H}_{31}  \end{array}  + 3 \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ}  $ $  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-OH} \\    \\  \text{CH-OH} \\    \\  \text{CH}_2\text{-OH}  \end{array}  + 2 \text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa} + \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}  $ <p>Щелочной гидролиз протекает необратимо и приводит к образованию глицерина и натриевых или калиевых солей карбоновых кислот, называемых мылами.</p>
<p><b>Особенности свойств жиров, содержащих остатки непредельных кислот.</b> Для непредельных жиров характерны свойства непредельных соединений: реакции присоединения, окисления, полимеризации. Непредельные жиры обесцвечивают бромную воду и раствор перманганата калия.</p>	
<p><b>Взаимодействие с бромной водой</b></p>	$  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33} \\    \\  \text{CH-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33} \\    \\  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33}  \end{array}  + 3 \text{Br}_2 (\text{водн. р-р}) \rightarrow  $ $  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33}\text{Br}_2 \\    \\  \text{CH-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33}\text{Br}_2 \\    \\  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33}\text{Br}_2  \end{array}  $
<p><b>Гидрирование</b></p>	$  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33} \\    \\  \text{CH-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33} \\    \\  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{33}  \end{array}  + 3 \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}}  $ $  \begin{array}{c}  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{35} \\    \\  \text{CH-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{35} \\    \\  \text{CH}_2\text{-O-C(=O)-C}_{17}\text{H}_{35}  \end{array}  $ <p>триолеат глицерина (жидкий жир)                      тристеарат глицерина (твердый жир)</p>
<p><b>Полимеризация</b></p>	<p>Непредельные жиры, полимеризуясь на воздухе или под действием иницирующих агентов, образуют эластичные, блестящие и прочные пленки.</p>
<p><b>Окисление</b></p>	<p>Может протекать на воздухе или под действием типичных лабораторных окислителей. Непредельные жиры, в отличие от насыщенных жиров, обесцвечивают раствор перманганата калия.</p>

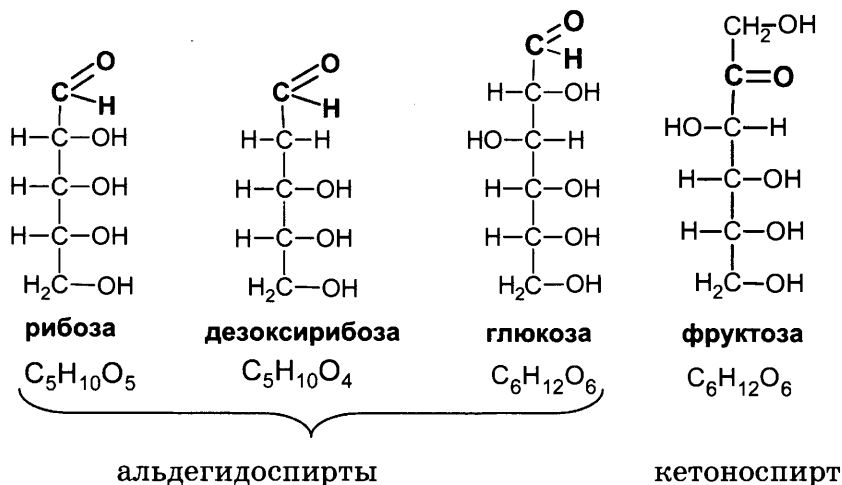
### Углеводы

Углеводы – это органические вещества природного происхождения, содержащие несколько гидроксильных и одну карбонильную группу. К ним относятся

глюкоза, сахароза, фруктоза, целлюлоза, крахмал и многие другие вещества. Часто углеводы называют также *сахарами*.

Углеводы подразделяют на *моносахариды*, *дисахариды* (их молекулы состоят из двух остатков моносахаридов) и *полисахариды* (молекулы состоят из многих остатков моносахаридов).

Важнейшими из моносахаридов являются *глюкоза*, *фруктоза*, *рибоза* и *дезоксирибоза*:



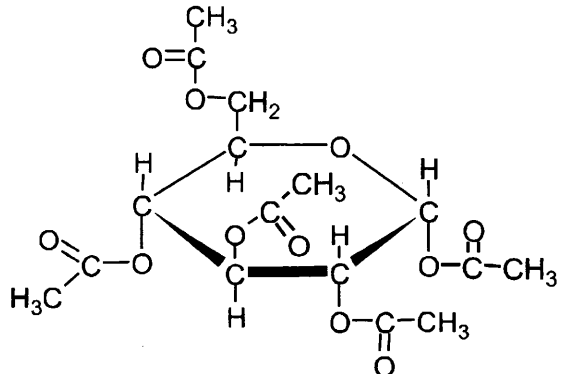
Глюкоза, рибоза и дезоксирибоза содержат одну альдегидную группу и несколько спиртовых; по этому признаку их относят к *альдегидоспиртам*. Фруктоза, содержащая одну кетонную группу и пять спиртовых, является *кетоноспиртом*.

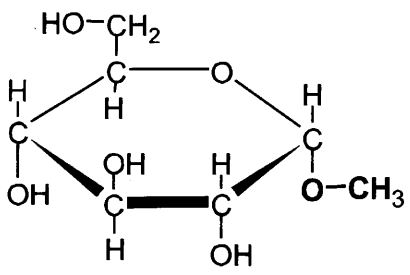
Поскольку молекулы моносахаридов содержат одну карбонильную и несколько спиртовых групп, эти вещества вступают как в реакции, *характерные для альдегидов или кетонов*, так и в реакции, *характерные для многоатомных спиртов*. Кроме того, она проявляет свои особые, специфические свойства, например, подвергается различным видам *брожения* (табл. 44).

Таблица 44

Химические свойства моносахаридов на примере глюкозы

Типы реакций	Уравнения реакций
<i>Реакции с участием альдегидной группы</i>	
<b>Восстановление</b>	$  \begin{array}{c}  \text{C}=\text{O} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\  \text{глюкоза}  \end{array}  + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат.}}  \begin{array}{c}  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\  \text{сорбит}  \end{array}  $

Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Окисление</b></p>	<p>Как и альдегиды, глюкоза вступает при нагревании во взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра(I) (реакция «серебряного зеркала») и со свежеосажденным гидроксидом меди(II). Это качественные реакции на глюкозу:</p> $  \begin{array}{c}  \text{C}=\text{O} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\  \text{глюкоза}  \end{array}  + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow[\text{t}^\circ]{\text{NH}_3}  \begin{array}{c}  \text{C}=\text{O} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{ONH}_4 \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\  \text{соль аммония} \\  \text{глюконовой кислоты}  \end{array}  + 2\text{Ag}\downarrow  $ $  \begin{array}{c}  \text{C}=\text{O} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\  \text{глюкоза}  \end{array}  + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ}  \begin{array}{c}  \text{C}=\text{O} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{OH} \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\  \text{глюконовая кислота}  \end{array}  + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}  $
<p><b>Реакции с участием гидроксильных групп</b></p>	
<p><b>Взаимодействие с <math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math></b></p>	<p>Водный раствор глюкозы дает качественную реакцию на многоатомные спирты – взаимодействует со свежеосажденным гидроксидом меди(II) с образованием комплексного соединения темно-синего цвета.</p>
<p><b>Образование сложных эфиров</b></p>	<p>При взаимодействии глюкозы с ангидридами кислот образуются сложные эфиры. Например, в реакции с уксусным ангидридом образуется пентаацетат глюкозы:</p>  <p style="text-align: center;">пентаацетат глюкозы</p>

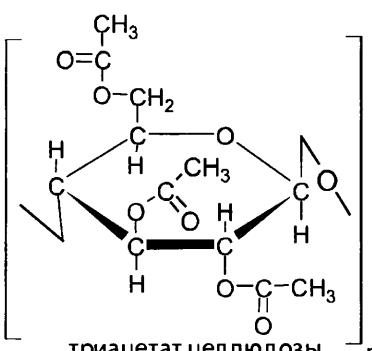
Типы реакций	Уравнения реакций
<p><b>Образование простых эфиров</b></p>	<p>Простые эфиры глюкозы образуются при действии на нее спиртов или галогеналканов. Например, при взаимодействии с метанолом образуется метилэфир:</p>  <p style="text-align: center;">метилэфир глюкозы</p>
<p><b>Брожение</b> - реакции разложения углеводов с образованием более простых органических веществ, протекающие под действием ферментов.</p>	
<p><b>Спиртовое брожение</b></p>	$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты дрожжей}} 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$ <p>Другие виды ферментов могут вызывать молочнокислое, маслянокислое, лимоннокислое и другие виды брожения, приводящие к образованию соответствующих органических кислот: молочной, масляной, лимонной и т.д</p>

**Диахариды** состоят из двух остатков моносахаридов. К дисахаридам относятся, например, *сахароза* (состоит из остатков  $\alpha$ -глюкозы и  $\beta$ -фруктозы), *лактоза* (молочный сахар), *мальтоза* (образована двумя остатками  $\alpha$ -глюкозы), *целлобиоза* (образована двумя остатками  $\beta$ -глюкозы) и многие другие вещества.

**Полисахариды** – это *природные полимеры*, которые можно рассматривать как продукт поликонденсации моносахаридов. К полисахаридам относятся *крахмал* (образован остатками  $\alpha$ -глюкозы), *целлюлоза* (образована остатками  $\beta$ -глюкозы), гликоген, хитин и другие вещества. Важнейшим свойством полисахаридов является их гидролиз, а также реакции с участием гидроксильных групп (табл. 45).





Типы реакций	Уравнения реакций
	 <p style="text-align: center;">триацетат целлюлозы <sub>n</sub></p>
<b>Иодкрахмальная реакция</b>	В результате взаимодействия крахмала <i>йодом</i> образуется <i>комплекс синего цвета</i> . Эту реакцию используют для качественного обнаружения как иода, так и крахмала.

### Качественные реакции органических соединений

Качественные реакции позволяют определить наличие того или иного вещества в исследуемом растворе или другой смеси, или доказать наличие в составе соединения тех или других функциональных групп. Протекание таких реакций сопровождается четко выраженным внешним признаком: появлением или исчезновением окрашивания, выделением или растворением осадка, образованием газа и др. (табл. 46).

Таблица 46

#### Качественные реакции органических соединений

Класс	Реактив	Признаки реакции
алкены, алкадиены	Br <sub>2</sub> (водн.)	обесцвечивание раствора
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
	KMnO <sub>4</sub> (H <sub>2</sub> O)	↓ образование бурого осадка, исчезновение розовой окраски раствора
алкины	Br <sub>2</sub> (водн.)	обесцвечивание раствора
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
	KMnO <sub>4</sub> (H <sub>2</sub> O)	↓ образование бурого осадка, исчезновение розовой окраски раствора
алкины, содержащие концевую тройную связь	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]OH	↓ образование осадка
гомологи бензола	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
одноатомные спирты	Na	↑ выделение газа
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора

Класс	Реактив	Признаки реакции
многоатомные спирты	Na	↑ выделение газа
	Cu(OH) <sub>2</sub>	растворение осадка, образование ярко-синего раствора
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
фенолы	Na	↑ выделение газа
	Br <sub>2</sub> (водн.)	↓ образование белого осадка
	FeCl <sub>3</sub>	фиолетовое окрашивание
альдегиды	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]OH	↓ образование серебра (реакция «серебряного зеркала»)
	Cu(OH) <sub>2</sub>	↓ образование кирпично-красного осадка
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
карбоновые кислоты	Na	↑ выделение газа
	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	↑ выделение газа
муравьиная кислота (особые свойства)	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]OH	↓ образование серебра (реакция «серебряного зеркала»)
	Cu(OH) <sub>2</sub>	↓ образование кирпично-красного осадка
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
анилин	Br <sub>2</sub> (водн.)	↓ образование белого осадка
глюкоза	[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]OH	↓ образование серебра (реакция «серебряного зеркала»)
	Cu(OH) <sub>2</sub> без нагревания	растворение осадка, образование ярко-синего раствора
	Cu(OH) <sub>2</sub> при нагревании	↓ образование кирпично-красного осадка
	KMnO <sub>4</sub> (H <sup>+</sup> )	обесцвечивание раствора
	Br <sub>2</sub> (водн.)	обесцвечивание раствора
крахмал	I <sub>2</sub>	синее окрашивание
белки	HNO <sub>3</sub>	желтое окрашивание (ксантепротеиновая реакция)
	Cu(OH) <sub>2</sub> , NaOH	фиолетовое окрашивание (биуретовая реакция)

### 3.2. Задания с комментариями и решениями

#### Задание 1.

Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРИЗНАК РЕАКЦИИ
А) фенол и бромная вода	1) появление фиолетового окрашивания
Б) этен и бромная вода	2) появление жёлтого окрашивания
В) этиленгликоль и гидроксид меди(II)	3) образование белого осадка
Г) белок и азотная кислота	4) обесцвечивание раствора
	5) образование ярко-синего раствора

Ответ:

#### Решение.

При выполнении данного задания следует опираться на знание химических свойств и качественных реакций органических веществ, указанных в задании (см. табл. 46).

А) Фенол реагирует с бромной водой с образованием белого осадка 2,4,6-трибромфенола (ответ 3).

Б) Этен также реагирует с бромной водой, при этом жёлтая окраска брома исчезает – наблюдается обесцвечивание раствора (ответ 4).

В) Этиленгликоль является многоатомным спиртом. Многоатомные спирты реагируют с гидроксидом меди(II), при этом образуется ярко-синий раствор (ответ 5).

Г) При действии на белок концентрированной азотной кислоты наблюдается жёлтое окрашивание – ксантепротеиновая реакция (ответ 2).

Ответ: **3452**.

#### Задание 2.

Установите соответствие между двумя вещества и реагентом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой.

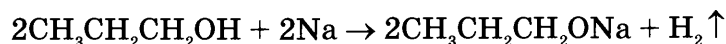
ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТ
А) пропанол и пропанон	1) натрий
Б) метиламин (водный р-р) и метанол (водный р-р)	2) гидроксид натрия
В) бутин-1 и бутин-2	3) гидроксид меди(II)
Г) пропанол и глицерин	4) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
	5) фенолфталеин

Ответ:

**Решение.**

Это задание также проверяет знание химических свойств и качественных реакций органических веществ (см. табл. 46).

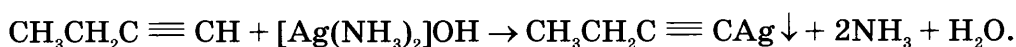
А) Отличить кетон от спирта можно при помощи металлического натрия. Спирты реагируют с натрием с выделением водорода:



(ответ 1).

Б) Среда водного раствора метанола – нейтральная. Метиламин хорошо растворим в воде, среда его раствора – щелочная, поскольку амины проявляют основные свойства. Фенолфталеин в водном растворе метиламина окрашивается в малиновый цвет (ответ 5).

В) Бутин-1, в отличие от бутина-2, содержит концевую тройную связь и реагирует с аммиачным раствором оксида серебра с образованием осадка.



Бутин-2 в эту реакцию не вступает (ответ 4).

Г) И пропанол, и глицерин – спирты. Однако глицерин, в отличие от пропанола, является многоатомным спиртом. Многоатомные спирты реагируют с гидроксидом меди(II), при этом образуется раствор ярко-синего цвета (ответ 3).

Ответ: **1543**.

**Задание 3.**

С какими из перечисленных веществ хлор вступает в реакцию замещения?

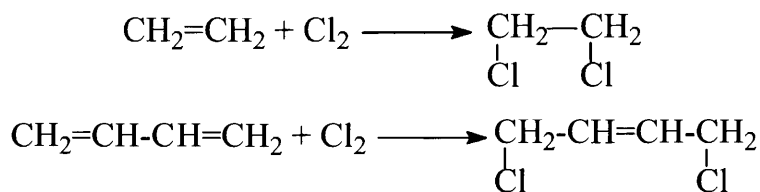
- 1) метан
- 2) этен
- 3) циклопропан
- 4) бутadiен-1,3
- 5) циклопентан
- 6) бензол

Ответ: 

--	--	--

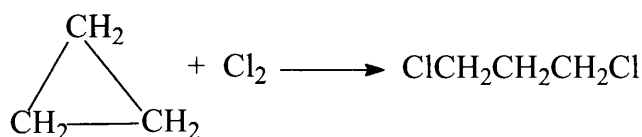
**Решение.**

При выполнении подобных заданий рекомендуем не только выбирать верные ответы, но и исключать неверные. Такой двойной контроль своих действий поможет вам не совершить случайной ошибки. При взаимодействии галогенов с непредельными соединениями протекает реакция присоединения:

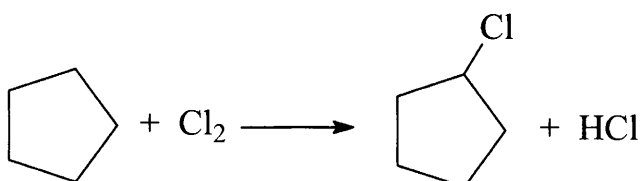


следовательно, исключаем ответы 2 и 4.

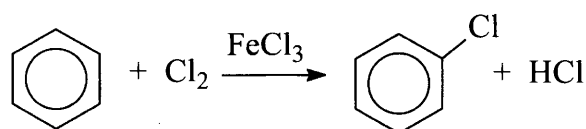
Взаимодействие циклопропана с хлором тоже является реакцией присоединения, сопровождающейся раскрытием цикла (исключаем ответ 3):



Для алканов и циклоалканов, начиная с циклопентана, характерны реакции замещения.



При реакции бензола с хлором в присутствии катализатора – хлорида железа(III), также происходит замещение атома водорода в бензольном кольце:



Ответ 156.

Для повторения теоретического материала, необходимого для выполнения данного задания, рекомендуем обратиться к данным таблиц 13, 15, 17, 19, 21, 23.

#### Задание 4.

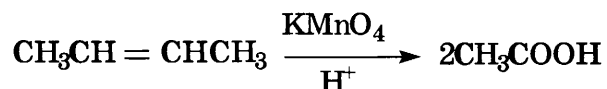
Уксусная кислота образуется

- 1) при окислении бутена-1  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде
- 2) при окислении бутена-2  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде
- 3) при взаимодействии ацетальдегида с  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 4) при восстановлении этанала
- 5) при гидролизе этилацетата в кислой среде
- 6) при пиролизе ацетата кальция

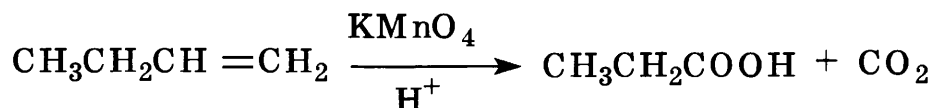
Ответ:

#### Решение.

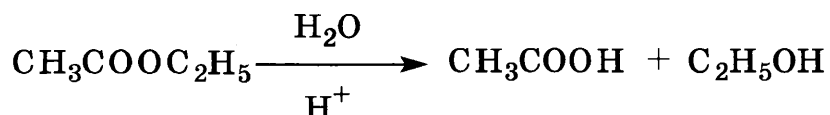
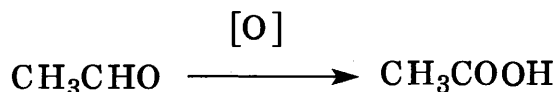
Уксусная кислота образуется при жестком окислении бутена-2:



Следовательно, ответ 2 – верный. А вот при окислении бутена-1 образуется пропионовая кислота (исключаем ответ 1):



Уксусная кислота является продуктом окисления ацетальдегида, а также образуется при кислотном гидролизе сложных эфиров (ответы 3 и 5).



Зная, что восстановление альдегидов приводит к первичным спиртам, а продуктом термоллиза кальциевых солей низших карбоновых кислот являются кетоны (исключаем ответы 4 и 6).

Ответ 235

Для повторения теоретического материала, необходимого для выполнения данного задания, рекомендуем обратиться к данным таблицы 35.

#### Задание 5.

Гидролизу не подвергаются:

- 1) фруктоза
- 2) лактоза
- 3) дезоксирибоза
- 4) глюкоза
- 5) амилоза
- 6) целлюлоза

Ответ: 

--	--	--

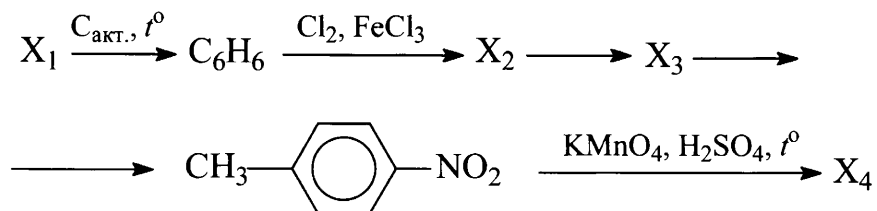
#### Решение.

Известно, что гидролизу подвергаются дисахариды и полисахариды, моносахариды не гидролизуются (см. табл. 44, 45). Следовательно, для ответа на поставленный вопрос достаточно выбрать из приведенного списка углеводов моносахариды. Это фруктоза, дезоксирибоза и глюкоза.

Ответ 134.

#### Задание 6.

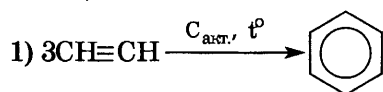
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



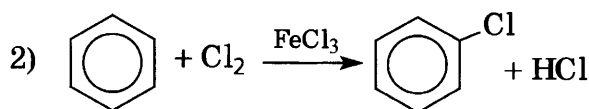
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

**Решение.**

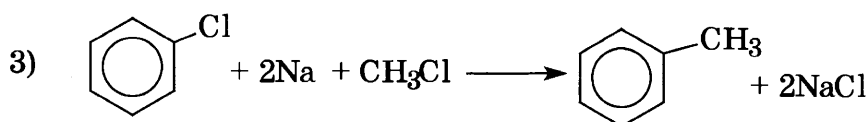
В результате первого превращения требуется из неизвестного вещества  $X_1$  получить бензол. Существуют различные способы получения бензола из алканов, циклоалканов, других углеводородов (см. табл. 24), но в данном случае выбор исходного вещества  $X_1$  задаётся указанными в схеме условиями: реакция должна протекать при нагревании в присутствии активированного угля. Это тримеризация ацетилена (реакция Зелинского):



Следующая реакция – хлорирование бензола:

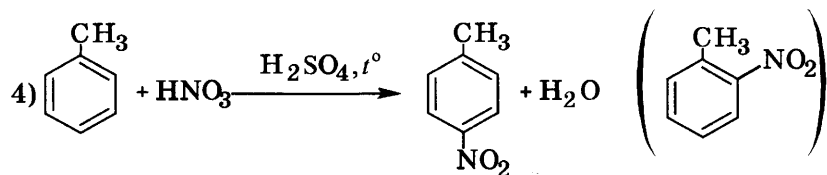


Далее из хлорбензола нужно получить такое вещество  $X_3$ , из которого можно получить 4-нитротолуол. Получить толуол можно, используя реакцию Вюрца-Фиттига:

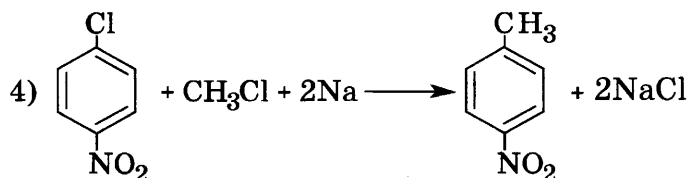
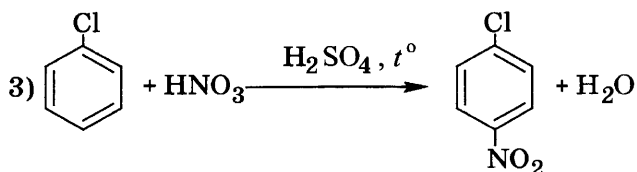


В этой реакции образуются побочные продукты: этан и дифенил  $C_6H_5C_6H_5$ . Желательно указать их при записи уравнения реакции, но если этого не сделать, оценка за выполнения не снижается при условии правильной записи уравнения 3.

Следующая стадия – нитрование толуола. Здесь также возможно образование второго и даже третьего продуктов реакции – 2-нитротолуола и 2,4,6-тринитротолуола. Как же быть? Нужно учесть, что по условию задания требуется написать уравнение (а не схему!) реакции и расставить коэффициенты. Поэтому записываем уравнение реакции нитрования толуола с образованием требуемого продукта – 4-нитротолуола. Побочные продукты при желании можно указать в скобках. Но, как и в случае с предыдущей реакцией, если уравнение реакции 4 составлено правильно, а побочные продукты не указаны, оценка снижена не будет.

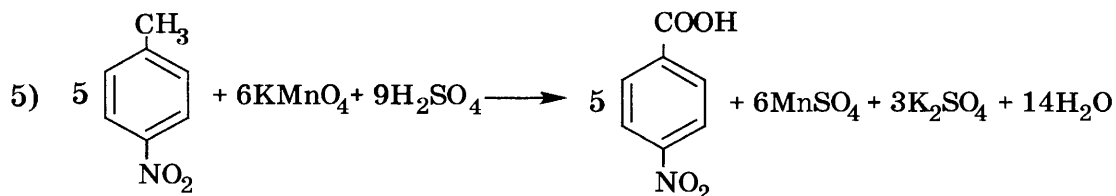


А если сначала пронитровать хлорбензол, а затем провести реакцию Вюрца-Фиттига? Что же, условие данного задания допускает и такой порядок действий:



Такое решение тоже будет оценено полным количеством баллов, недаром в критериях оценивания рассматриваемых заданий присутствует фраза «допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла».

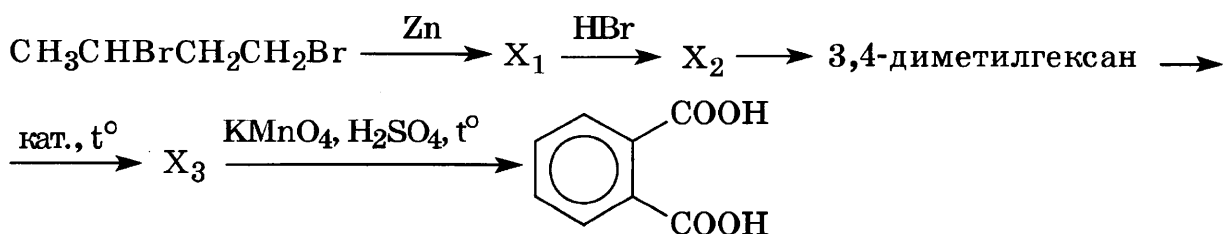
И, наконец, последняя реакция – окисление 4-нитротолуола перманганатом калия в кислой среде. Как и в случае толуола, в этих условиях метильная группа 4-нитробензола окисляется до карбоксильной, нитрогруппа не затрагивается:



Обращаем ваше внимание на то, что по условию задания и для процесса окисления нужно составить не схему, а именно уравнение реакции. Это значит, что нужно указать в том числе и все неорганические продукты реакции и правильно расставить стехиометрические коэффициенты.

### Задание 7

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

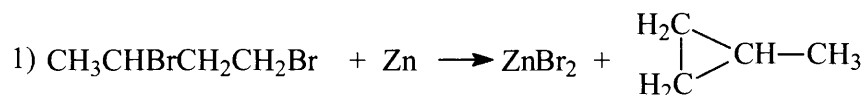




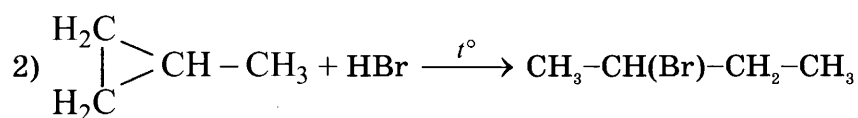
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

**Решение.**

При обработке 1,3-дибромбутана металлическим цинком происходит замыкание цикла и образуется метилциклопропан:

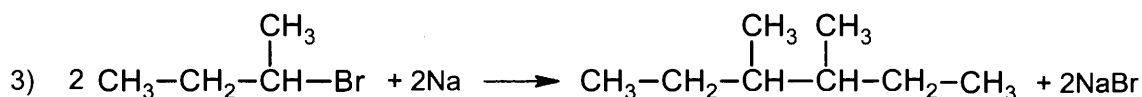


Малые циклы неустойчивы и склонны к реакциям присоединения с раскрытием цикла. При взаимодействии метилциклопропана бромоводородом преимущественно образуется 2-бромбутан:

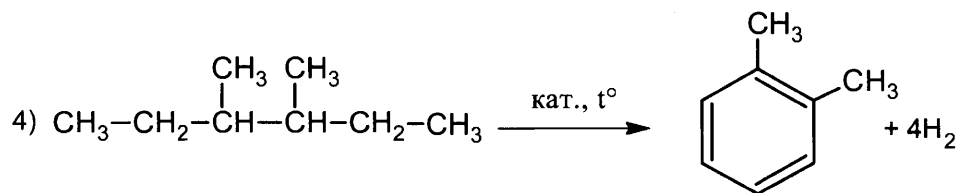


Другим продуктом этой реакции может быть 1-бромбутан, но запись уравнения с его участием будет ошибкой, поскольку из этого вещества нельзя получить следующее вещество цепочки – 3,4-диметилгексан.

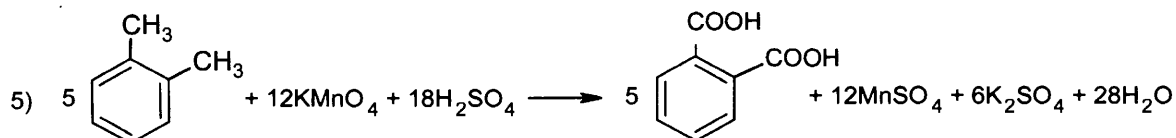
При обработке 2-бромбутана натрием протекает реакция Вюрца:



Затем протекает дегидроциклизация (ароматизация) 3,4-диметилгексана:



Последняя реакция – окисление полученного 1,2-диметилбензола, обе метильные группы которого при этом окисляются до карбоксильных:



### 3.3. Задания для самостоятельной работ

41. В отличие от бутана, бутадиен-1,3 вступает в реакции

- 1) горения
- 2) хлорирования
- 3) полимеризации
- 4) с бромоводородом
- 5) с раствором перманганата калия
- 6) с аммиачным раствором оксида серебра

Ответ:

42. Для пропена характерна(-о)

- 1) реакция полимеризации
- 2) наличие двойной связи в молекуле
- 3) взаимодействие с  $\text{Ag}_2\text{O}$  ( $\text{NH}_3$  р-р)
- 4) реакция изомеризации
- 5) взаимодействие с  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 6) реакция гидратации

Ответ:

43. Этан может вступать в реакции

- 1) замещения
- 2) присоединения
- 3) изомеризации
- 4) разложения
- 5) горения
- 6) полимеризации

Ответ:

44. Реакция хлорирования метана протекает

- 1) по ионному механизму
- 2) в несколько стадий
- 3) с образованием различных хлорпроизводных
- 4) при условии яркого освещения в начале реакции
- 5) с поглощением энергии
- 6) в соответствии с правилом В.В. Марковникова

Ответ:

45. С бутином-1 может взаимодействовать

- 1) цинк
- 2) хлорид натрия
- 3) бромэтан
- 4) вода
- 5) перманганат калия
- 6) хлор

Ответ: 

--	--	--

46. Промежуточное образование карбокатиона  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2^+$  происходит при взаимодействии

- 1) этена и хлора
- 2) этена и хлороводорода
- 3) этилена и водорода
- 4) этена и брома
- 5) этилена и бромоводорода
- 6) этилена и воды в присутствии катализатора

Ответ: 

--	--	--

47. В отличие от бензола, толуол

- 1) хорошо растворим в воде
- 2) содержится в природном газе
- 3) вступает в реакцию гидрирования
- 4) взаимодействует с раствором  $\text{KMnO}_4$
- 5) вступает в реакции радикального замещения
- 6) при нитровании образует смесь изомерных мононитропроизводных

Ответ: 

--	--	--

48. Пропанол-1 реагирует с

- 1)  $\text{CuO}$
- 2)  $\text{K}$
- 3)  $\text{Cu(OH)}_2$
- 4)  $\text{CH}_4$
- 5)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- 6)  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Ответ: 

--	--	--

49. Фенол, в отличие от этанола, взаимодействует с

- 1) бромоводородом
- 2) водородом
- 3) раствором гидроксида натрия
- 4) метанолом
- 5) хлоридом железа(III)
- 6) натрием

Ответ: 

--	--	--

50. Глицерин реагирует с

- 1) нитратом калия
- 2) натрием
- 3) азотной кислотой
- 4) бромной водой
- 5) этиленом
- 6) гидроксидом меди(II)

Ответ: 

--	--	--

51. 2-метилбутаналь взаимодействует с

- 1) этилацетатом
- 2) водородом
- 3) метанолом
- 4) кислородом
- 5) сульфатом меди(II)
- 6) гидрокарбонатом натрия

Ответ: 

--	--	--

52. Формальдегид взаимодействует с

- 1)  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$
- 2)  $\text{CO}_2$
- 3)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
- 4)  $\text{C}_5\text{H}_{12}$
- 5)  $\text{KMnO}_4$
- 6)  $\text{H}_2$

Ответ: 

--	--	--

53. Для ацетальдегида характерно(-а)

- 1) твёрдое агрегатное состояние
- 2) взаимодействие со спиртами
- 3) взаимодействие с оксидом алюминия
- 4) взаимодействие с гидроксидом меди(II)
- 5) реакция с водородом
- 6) реакция гидрогалогенирования

Ответ:

54. С пропановой кислотой может взаимодействовать

- 1) медь
- 2) глицерин
- 3) нитробензол
- 4) магний
- 5) диэтиловый эфир
- 6) гидроксид калия

Ответ:

55. Сложные эфиры можно получить при взаимодействии

- 1) этанола и пропанола
- 2) глицерина и азотной кислоты
- 3) метановой кислоты и метанола
- 4) уксусной кислоты и глицина
- 5) метанола и уксусной кислоты
- 6) бутанола и метанола

Ответ:

56. Продуктами гидролиза сложных эфиров состава  $C_7H_{14}O_2$  могут быть

- 1) этилформиат и пропан
- 2) пропановая кислота и бутанол-1
- 3) этановая кислота и пентанол-2
- 4) бутаналь и метилацетат
- 5) пропановая кислота и этаналь
- 6) гексановая кислота и метанол

Ответ:

57. С гидроксидом меди(II) может взаимодействовать

- 1) этилацетат
- 2) глицерин
- 3) формальдегид
- 4) этановая кислота
- 5) пропанол-1
- 6) пропанол-2

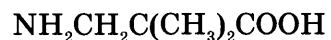
Ответ:

58. Метиламин взаимодействует с

- 1) HCl
- 2) NaOH
- 3) H<sub>2</sub>O
- 4) O<sub>2</sub>
- 5) NaCl
- 6) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

Ответ:

59. Вещество, формула которого



взаимодействует с

- 1) серной кислотой
- 2) бензолом
- 3) фенолом
- 4) этанолом
- 5) гидроксидом натрия
- 6) сульфатом кальция

Ответ:

60. Соль образуется в результате взаимодействия

- 1) NH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH и HCl
- 2) NH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH и KOH
- 3) NH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH и CH<sub>3</sub>OH
- 4) CH<sub>3</sub>-NH-CH<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>O
- 5) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-OH и Br<sub>2</sub>
- 6) CH<sub>3</sub>-NH<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Ответ:

61. Как фениламин, так и пропиламин:

- 1) относятся к ароматическим аминам
- 2) проявляют основные свойства
- 3) являются основаниями более сильными, чем аммиак
- 4) реагируют с азотной кислотой
- 5) реагируют с  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 6) окисляются кислородом

Ответ: 

--	--	--

62. И глицин, и метиламин:

- 1) при обычных условиях являются жидкостями
- 2) реагируют с ортофосфорной кислотой
- 3) взаимодействуют с гидроксидом лития
- 4) окисляются кислородом
- 5) горят с образованием  $\text{N}_2$
- 6) содержат карбоксильную группу

Ответ: 

--	--	--

63. Аминоуксусная кислота – это вещество, которое

- 1) растворяется в воде
- 2) при обычных условиях является жидкостью
- 3) реагирует с медью
- 4) не реагирует с метанолом
- 5) образует соль при взаимодействии с  $\text{HCl}$
- 6) образует соль при взаимодействии с  $\text{NH}_3$

Ответ: 

--	--	--

64. Фенилаланин взаимодействует с

- 1) хлороводородом
- 2) этанолом
- 3) сульфатом натрия
- 4) аланином
- 5) бензолом
- 6) бутадиеном-1,3

Ответ: 

--	--	--

65. Целлюлоза реагирует с

- 1)  $\text{HNO}_3$
- 2)  $\text{O}_2$
- 3)  $\text{C}_2\text{H}_6$
- 4)  $\text{H}_2\text{O} (\text{H}^+)$
- 5)  $\text{Ag}_2\text{O} (\text{NH}_3 \text{ p-p})$
- 6)  $\text{CO}_2$

Ответ:

66. Глюкоза реагирует с

- 1) этаном
- 2) водородом
- 3) гидроксидом меди(II)
- 4) оксидом углерода(IV)
- 5) серной кислотой (конц.)
- 6) сульфатом меди(II)

Ответ:

67. При гидролизе жиров могут образоваться

- 1) стеариновая кислота
- 2) этиленгликоль
- 3) олеиновая кислота
- 4) глицерин
- 5) этилацетат
- 6) диэтиловый эфир

Ответ:

68. Для крахмала и целлюлозы верны следующие утверждения:

- 1) имеют общую формулу  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$
- 2) имеют одинаковую степень полимеризации
- 3) являются природными полимерами
- 4) вступают в реакцию «серебряного зеркала»
- 5) не подвергаются гидролизу
- 6) состоят из остатков молекул глюкозы

Ответ:



69. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

**РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА**

- А) этанол и натрий
- Б) муравьиная кислота и аммиачный раствор оксида серебра (при нагревании)
- В) этин и аммиачный раствор оксида серебра
- Г) бензальдегид и гидроксид меди(II) (при нагревании)

**ПРИЗНАК РЕАКЦИИ**

- 1) выпадение белого осадка
- 2) образование кирпично-красного осадка
- 3) выпадение осадка серебра
- 4) выделение газа
- 5) образование раствора ярко синего цвета

Ответ:

	А	Б	В	Г

70. Установите соответствие между двумя веществами и реагентом, с помощью которого можно различить эти два вещества между собой.

**ВЕЩЕСТВА**

- А) фенол и анилин
- Б) этанол и этановая кислота
- В) пропан и пропен
- Г) бензол и стирол

**РЕАГЕНТ**

- 1) хлорид железа(III)
- 2) аммиачный раствор оксида серебра
- 3) бромная вода
- 4) гидроксид меди(II)
- 5) фенолфталеин

Ответ:

	А	Б	В	Г

71. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

**РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА**

- А) глицерин и натрий
- Б) муравьиная кислота и гидроксид меди(II) (при нагревании)
- В) пентен-1 и раствор перманганата калия в кислой среде
- Г) глицерин и гидроксид меди(II)

**ПРИЗНАК РЕАКЦИИ**

- 1) обесцвечивание раствора и выделение газа
- 2) выпадение кирпично-красного осадка
- 3) растворение осадка и образование раствора ярко синего цвета
- 4) выделение газа
- 5) обесцвечивание раствора

Ответ:

	А	Б	В	Г

**72.** Установите соответствие между двумя веществами и признаком реакции, протекающей между ними.

**ВЕЩЕСТВА**

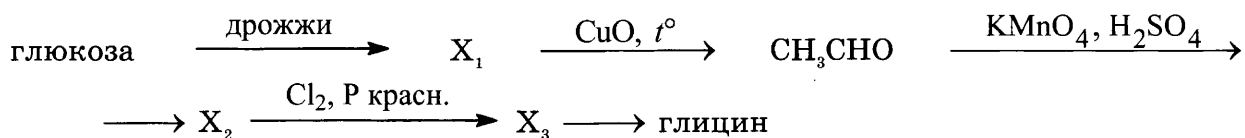
- А)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  и  $\text{FeCl}_3$ (р-р)
- Б)  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$   
и  $\text{Br}_2$ (водн.)
- В) бутандиол-2,3 и  $\text{Cu(OH)}_2$
- Г)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{Mg}$

**ПРИЗНАК РЕАКЦИИ**

- 1) обесцвечивание раствора
- 2) образование синего раствора
- 3) выделение газа
- 4) появление фиолетовой окраски
- 5) образование кирпично-красного осадка

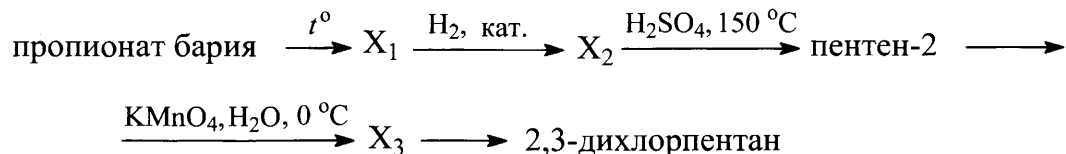
Ответ:	А	Б	В	Г

**73.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



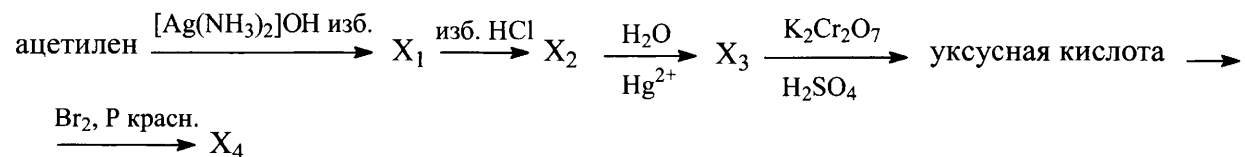
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

**74.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



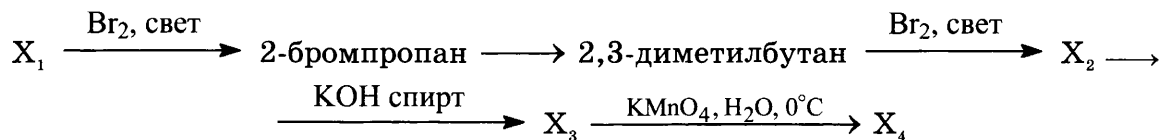
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

**75.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



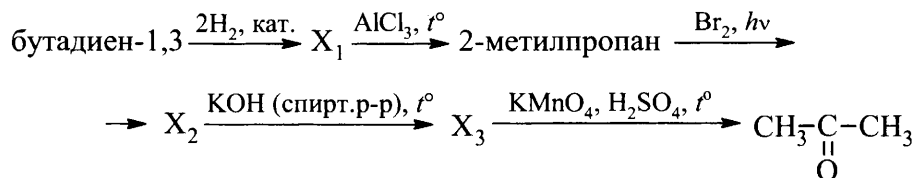
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

76. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



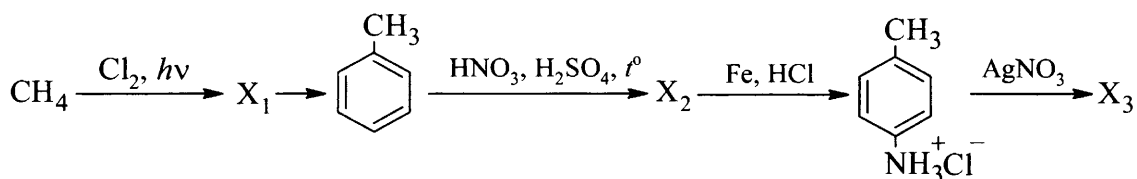
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

77. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



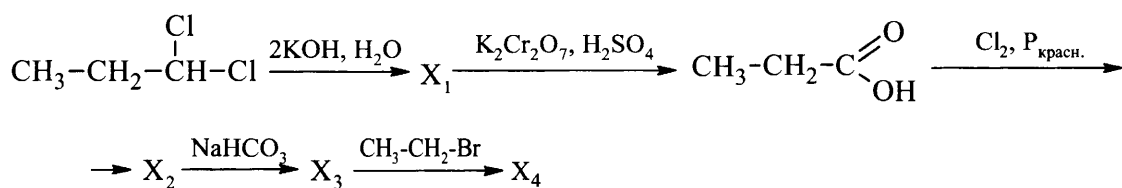
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

78. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



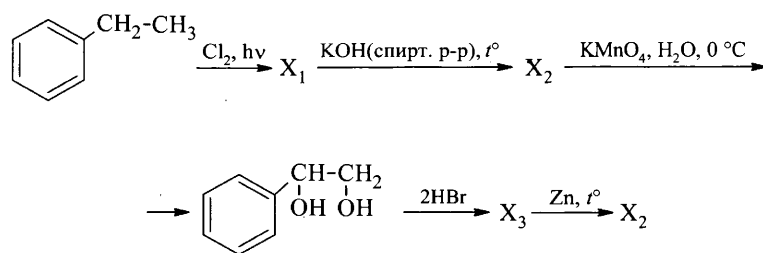
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

79. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



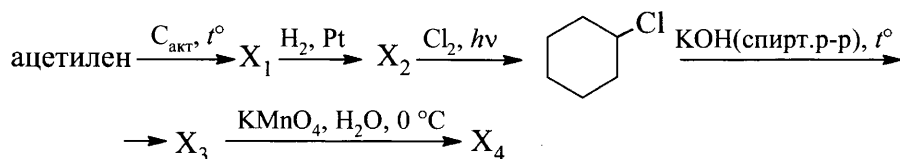
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

80. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



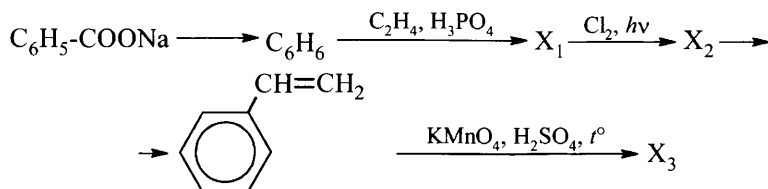
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

81. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

82. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

## Раздел 4. Расчётные задачи

Для решения расчетных задач необходимо знание основных законов химии, химических свойств неорганических и органических веществ различных классов, сущности изученных типов химических реакций. Успешность решения задач зависит от умения анализировать химическую составляющую условия, правильного использования таких понятий, как «количество вещества», «моль», «молярная масса», «молярный объем», общепринятых обозначений основных величин (масса, количество вещества, объем), а также от умения выбирать наиболее рациональный способ решения, строить алгоритм действий, формулировать обоснованный ответ.

Основные физические величины и формулы для их вычисления, используемые при решении расчетных задач по химии, представлены в табл. 47.

Таблица 47

**Некоторые физические величины и формулы для их вычисления**

Физическая величина		Размерность физической величины	Формулы для вычисления (№ формулы)
название	обозначение		
масса	$m$	г, 1 мг = $10^{-3}$ г, 1 кг = $10^3$ г	$m = n \cdot M$ (1) $m(\text{вещ.}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega$ (2) $m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho$ (3)
объем	$V$	1 л = 1 дм <sup>3</sup> , 1 мл = 1 см <sup>3</sup> = $10^{-3}$ л, 1 м <sup>3</sup> = $10^3$ л = $10^6$ мл	$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho}$ (4) $V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{вещ.})}{w}$ (5) $V(\text{газа}) = n \cdot V_m$ (6)
количество вещества	$n$	моль, 1 ммоль = $10^{-3}$ моль, 1 кмоль = $10^3$ моль	$n = \frac{m}{M}$ (7) $n(\text{газа}) = \frac{V}{V_m}$ (8)
массовая доля а) элемента в соединении  б) вещества в растворе (смеси)	$w$	величина безразмерная или %	а) $w(\text{Э}) = \frac{A(\text{Э}) \cdot N}{M}$ , (9) где $A(\text{Э})$ – атомная масса элемента, $N$ – число атомов элемента в соединении. б) $w = \frac{m(\text{вещ.})}{m(\text{р-ра})}$ (10)
плотность	$\rho$	г/мл, 1 кг/м <sup>3</sup> = $10^3$ г/мл	$\rho(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})}$ (11) $\rho(\text{газа}) = \frac{m}{V_m}$ (12)

Физическая величина		Размерность физической величины	Формулы для вычисления (№ формулы)
название	обозначение		
относительная плотность газа А по газу В	$D$ $D_B(A)$	величина безразмерная	$D_B(A) = \frac{M(A)}{M(B)}$ (13)
молярная масса	$M$	г/моль	
молярный объем	$V_m$	л/моль	22,4 л/моль
выход продукта реакции	$\eta$	%	$\eta = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теор.})} = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теор.})} = \frac{n(\text{практ.})}{n(\text{теор.})},$ (15) где $m(\text{теор.})$ , $V(\text{теор.})$ , $n(\text{теор.})$ – теоретически вычисленные соответственно масса, объем или количество вещества продукта реакции, $m(\text{практ.})$ , $V(\text{практ.})$ , $n(\text{практ.})$ – практически полученные соответственно масса, объем или количество вещества продукта реакции

## ОСНОВНЫЕ РАЗНОВИДНОСТИ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ

### Расчёты по уравнениям химических реакций

*Расчёты массы вещества или объёма газа по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ*

Для решения большинства задач подобного рода будем действовать следующим образом:

- запишем уравнение реакции;
- по формуле (7) или (8) найдём количество вещества того реагента, масса или объём которого известны;
- по уравнению реакции определим количество вещества того реагента, массу или объём которого надо найти;
- ответим на вопрос задачи, используя формулу (7) или (8).

### **Задача 1.**

*Определите массу азота, полученного при полном сгорании 5 л аммиака (н.у.).*

**Дано:**

$$V(\text{NH}_3) = 5 \text{ л}$$

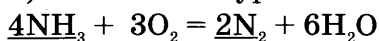
**Найти:**

$$m(\text{N}_2) - ?$$

**Решение:**

Воспользуемся приведенной выше последовательностью действий.

1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты:



(подчеркнем для себя в уравнении реакции те вещества, о которых идет речь в задаче).

2) Определяем количество вещества  $\text{NH}_3$  по формуле (8):

$$n(\text{NH}_3) = 5 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,22 \text{ моль.}$$

3) Находим количество вещества азота. Для этого выписываем из уравнения реакции соотношение коэффициентов, стоящих перед формулами подчеркнутых веществ. Оно равно мольному отношению этих веществ:

$$4 : 2 = n(\text{NH}_3) : n(\text{N}_2).$$

Из полученной пропорции находим  $n(\text{N}_2)$ :

$$n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_3) : 2 = 0,22 \text{ моль} : 2 = 0,11 \text{ (моль).}$$

4) Отвечаем на вопрос задачи. В данном случае находим массу азота, используя формулу (1):

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2).$$

$$m(\text{N}_2) = 0,11 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 3,1 \text{ г}$$

Ответ: 3,1 г

### **Расчёты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке**

#### **Задача 2.**

*В 8,96 л хлора (н.у.) сожгли 11,2 г железа. Определите массу полученной соли.*

**Дано:**

$$V(\text{Cl}_2) = 8,96 \text{ л}$$

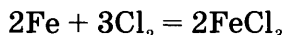
$$m(\text{Fe}) = 11,2 \text{ г}$$

**Найти:**

$$m(\text{FeCl}_3) - ?$$

**Решение:**

1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты:



2) Находим количество вещества всех реагентов, масса или объем которых даны в условии. Определяем количество вещества хлора по формуле (8):

$$n(\text{Cl}_2) = 8,96 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,4 \text{ моль.}$$

и количество вещества железа по формуле (7):

$$n(\text{Fe}) = 11,2 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

Получаем соотношение реагентов 2 : 4, а в соответствии с уравнением реакции соотношение должно быть  $n(\text{Fe}) : n(\text{Cl}_2) = 2 : 3$ , следовательно, хлор взят в избытке. Поэтому все расчёты далее будем проводить по железу.

3) Определяем количество вещества хлорида железа(III):

$$n(\text{FeCl}_3) = n(\text{Fe}) = 0,2 \text{ моль.}$$

4) Отвечаем на вопрос задачи. Находим массу хлорида железа(III), исходя из формулы (1):

$$m(\text{FeCl}_3) = 0,2 \cdot 162,5 = 32,5 \text{ г}$$

Ответ: 32,5 г

### **Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях**

#### **Задача 3.**

Какой объем углекислого газа выделится при полном сгорании 100 л бутана (н.у.)?

**Дано:**

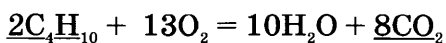
$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 100 \text{ л}$$

**Найти:**

$$V(\text{CO}_2) - ?$$

#### **Решение:**

1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты, подчёркиваем нужные нам вещества:



И бутан, и углекислый газ при нормальных условиях являются газами. А для газов соотношение количеств веществ равно соотношению объёмов.

2) Выписываем из уравнения реакции соотношение коэффициентов, стоящих перед бутаном и углекислым газом. Оно равно объёмному отношению этих веществ:

$$2 : 8 = V(\text{C}_4\text{H}_{10}) : V(\text{CO}_2).$$

Из полученной пропорции находим  $V(\text{CO}_2)$ :

$$V(\text{CO}_2) = 4V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 100 \text{ л} = 400 \text{ (л).}$$

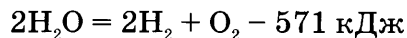
Ответ: 400 л



## Расчёты по термохимическим уравнениям

### Задача 4.

По термохимическому уравнению реакции



рассчитайте количество теплоты, поглощённой при образовании 2,24 л водорода (н.у.).

Дано:

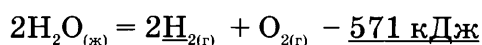
$$V(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л (н.у.)}$$

Найти:

$$Q - ?$$

Решение:

1) Уравнение реакции уже записано. Подчеркнём в нем интересующие нас вещества и величины:



2) Определяем количество вещества водорода по формуле (8):

$$n(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

3) По уравнению реакции на получение 2 моль водорода затрачивается 571 кДж теплоты, а на получение 0,1 моль водорода затрачивается  $Q$  кДж теплоты.

Составляем пропорцию:

$$2 \text{ моль} - 571 \text{ кДж}$$

$$0,1 \text{ моль} - Q \text{ кДж.}$$

Находим  $Q$ :

$$Q = 571 \cdot 0,1 : 2 = 28,55 \text{ (кДж).}$$

$$\text{Ответ: } 28,55 \text{ кДж}$$

**Расчётные задачи с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе»**

### Задача 5.

Определите массовую долю раствора соли, полученного при добавлении 50 г воды к 150 г 10%-ного раствора хлорида калия.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 150 \text{ г}$$

$$w_1 = 0,1$$

$$+ m(\text{растворителя}) = 50 \text{ г}$$

Найти:

$$w_2 - ?$$

Решение:

При добавлении воды к имеющемуся раствору не происходит изменения массы растворенного вещества, увеличивается только масса раствора.

1) определяем массу полученного раствора

$$m(\text{р-ра } 2) = 150 \text{ г} + 50 \text{ г} = 200 \text{ г}$$

2) определяем массу растворенного вещества в исходном растворе (формула 10):

$$m(\text{в-ва}) = 0,1 \cdot 150 \text{ г} = 15 \text{ г}$$

3) Находим массовую долю вещества в конечном растворе (формула 10):

$$w_2 = \frac{15}{200} = 0,075 \text{ или } 7,5\%.$$

Ответ: 7,5%.

#### **Задача 6.**

*Определите массовую долю раствора соли, полученного при добавлении 5 г хлорида калия к 150 г 10%-ного раствора этой соли.*

**Дано:**

$$m(\text{р-ра}) = 150 \text{ г}$$

$$w_1 = 0,1$$

$$+ m(\text{в-ва}) = 5 \text{ г}$$

**Найти:**

$$w_2 - ?$$

#### **Решение:**

При добавлении вещества к уже имеющемуся раствору данного вещества происходит увеличение массы как самого вещества в растворе, так и увеличение масса раствора.

1) Определяем массу полученного раствора

$$m(\text{р-ра } 2) = 150 \text{ г} + 5 \text{ г} = 155 \text{ г}$$

2) Определяем массу вещества в исходном растворе:

$$m(\text{в-ва}) = 0,1 \cdot 150 \text{ г} = 15 \text{ г}$$

3) Определяем массу вещества в полученном растворе:

$$m(\text{в-ва } 2) = 15 \text{ г} + 5 \text{ г} = 20 \text{ г}$$

4) Находим массовую долю вещества в конечном растворе:

$$w_2 = \frac{20}{155} = 0,129 \text{ или } 12,9\%.$$

Ответ: 12,9%.

#### **Задача 7.**

*К 200 мл 10 %-ного раствора серной кислоты ( $\rho = 1,07 \text{ г/мл}$ ) добавили 20 мл концентрированной серной кислоты (массовая доля кислоты 96 %, плотность раствора 1,84 г/мл). Определите массовую долю кислоты в полученном растворе.*

**Дано:**

$$V(\text{р-ра } 1) = 200 \text{ мл}$$

$$w_1 = 0,10$$

$$\rho_1 = 1,07 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{р-ра } 2) = 20 \text{ мл}$$

$$w_2 = 0,96$$

$$\rho_2 = 1,84 \text{ г/мл}$$

**Найти:**

$$w_3 - ?$$

**Решение:**

Масса раствора, полученного при сливании двух растворов, равна сумме масс исходных растворов. Также и масса растворенного вещества в полученном растворе равна сумме масс растворенного вещества в исходных растворах.

1) Определяем массы исходных растворов :

$$m(\text{р-ра } 1) = 1,07 \text{ г/мл} \cdot 200 \text{ мл} = 214 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ра } 2) = 1,84 \text{ г/мл} \cdot 20 \text{ мл} = 36,8 \text{ г}$$

2) Определяем массу полученного раствора:

$$m(\text{в-ва } 3) = 214 \text{ г} + 36,8 \text{ г} = 250,8 \text{ г}$$

3) Определяем массу растворенного вещества в исходных растворах:

$$m(\text{в-ва } 1) = 0,1 \cdot 214 \text{ г} = 21,4 \text{ г}$$

$$m(\text{в-ва } 2) = 0,96 \cdot 36,8 \text{ г} = 35,3 \text{ г}$$

4) Определяем массу растворенного вещества в полученном растворе:

$$m(\text{в-ва } 3) = 21,4 \text{ г} + 35,3 \text{ г} = 56,7 \text{ г}$$

5) Находим массовую долю вещества в конечном растворе:

$$w_3 = \frac{56,7}{250,8} = 0,226 \text{ или } 22,6\% .$$

Ответ: 22,9%

**Задача 8.**

*Какую массу концентрированной серной кислоты с массовой долей 96% надо взять для приготовления 200 г 10%-ного раствора этой кислоты?*

**Дано:**

$$m(\text{р-ра } 2) = 200 \text{ г}$$

$$w_2 = 0,10$$

$$w_1 = 0,96$$

**Найти:**

$$m(\text{р-ра } 1) - ?$$

**Решение:**

Чтобы получить разбавленный раствор, нужно смешать концентрированный раствор и растворитель (кислоту льют в воду!), при этом масса вещества в полученном растворе остаётся той же, что была в исходном концентрированном растворе.

1) Определяем массу вещества в полученном разбавленном растворе:

$$m(\text{в-ва}) = 0,1 \cdot 200 \text{ г} = 20 \text{ г}$$

2) Определяем массу концентрированного раствора, выразив массу раствора из формулы (10):

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{в-ва})}{w}$$

$$m(\text{р-ра } 1) = 20 : 0,96 = 20,8 \text{ г}$$

Ответ: 20,8 г

На первый взгляд задачи на нахождение массовой доли вещества в растворе кажутся очень лёгкими, но именно при их решении возникает большое количество ошибок. Довольно часто учащиеся не учитывают тот факт, что растворяемое вещество может уже содержать воду, или оно взаимодействует с водой. Сравним решения, казалось бы, однотипных задач, в которых в одинаковом количестве воды растворяют одинаковые массы таких веществ как поваренная соль, глауберова соль, оксид натрия, натрий, тетрахлорсилан.

### **Задача 9.**

*Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при добавлении 10 г поваренной соли к 90 г воды.*

**Дано:**

$$m(\text{в-ва}) = 10 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ля}) = 90 \text{ г}$$

**Найти:**

$$w(\text{NaCl}) - ?$$

**Решение:**

Поваренная соль (хлорид натрия) с водой не реагирует, поэтому можно сразу найти массовую долю соли в растворе.

1) Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ля}) + m(\text{в-ва})$$

$$m(\text{р-ра}) = 90 + 10 = 100 \text{ г}$$

2) Находим массовую долю соли в растворе:

$$w = \frac{10}{100} = 0,1 \text{ или } 10\%.$$

Ответ: 10%

### **Задача 10.**

*Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при добавлении 10 г глауберовой соли к 90 г воды.*

На первый взгляд, это задача полностью повторяет предыдущую, но это не так. Вспоминаем формулу глауберовой соли:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Так как в состав соединения уже входит вода, то масса добавляемой соли будет меньше 10 г, и, соответственно, концентрация полученного раствора будет меньше.

**Дано:**

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 10 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ля}) = 90 \text{ г}$$

**Найти:**

$$w(\text{Na}_2\text{SO}_4) - ?$$

**Решение:**

1) Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 90 + 10 = 100 \text{ г}$$

2) Определяем молярную массу глауберовой соли:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Na}_2\text{SO}_4) + 10M(\text{H}_2\text{O}) = 142 + 180 = 322 \text{ (г/моль)}$$

3) Находим количество вещества глауберовой соли:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 10 / 322 = 0,03 \text{ (моль)}$$

4) Количество вещества сульфата натрия равно количеству вещества глауберовой соли:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,03 \text{ (моль)}$$

5) Находим массу сульфата натрия в растворе:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,03 \cdot 142 = 4,26 \text{ (г)}$$

6) Находим массовую долю соли в растворе:

$$w = 0,0426 \text{ или } 4,26\%$$

Ответ: 4,26%

### **Задача 11.**

*Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при добавлении 10 г оксида натрия к 90 г воды.*

При решении этой задачи необходимо учитывать, что оксид натрия взаимодействует с водой. При этом образуется раствор гидроксида натрия. Поэтому определить надо массовую долю гидроксида натрия в растворе.

**Дано:**

$$m(\text{Na}_2\text{O}) = 10 \text{ г}$$

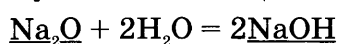
$$m(\text{р-ля}) = 90 \text{ г}$$

**Найти:**

$$w(\text{NaOH}) - ?$$

**Решение:**

1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты, подчеркиваем нужные нам вещества:



2) Определяем количество вещества оксида натрия по формуле (7):

$$n(\text{Na}_2\text{O}) = 10 \text{ г} : 62 = 0,16 \text{ (моль)}$$

3) Определяем количество вещества гидроксида натрия: по уравнению реакции из одного моля оксида натрия образуется два моля гидроксида.

$$n(\text{NaOH}) = 2n(\text{Na}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,16 = 0,32 \text{ (моль)}$$

4) Определяем массу гидроксида натрия в растворе:

$$m(\text{NaOH}) = 0,32 \cdot 40 = 12,8 \text{ (г)}$$

5) Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 90 + 10 = 100 \text{ (г)}$$

6) Находим массовую долю гидроксида натрия в растворе:

$$w = \frac{12,8}{100} = 0,128 \text{ или } 12,8\%$$

Ответ: 12,8%.

### Задача 12.

Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при добавлении 10 г натрия к 90 г воды.

Как и в предыдущем случае, при решении этой задачи необходимо учитывать взаимодействие натрия с водой. Но при взаимодействии натрия с водой кроме гидроксида натрия образуется и водород, который удаляется из реакционной смеси. Масса раствора при этом будет меньше суммы масс реагирующих веществ.

**Дано:**

$$m(\text{Na}) = 10 \text{ г}$$

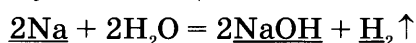
$$m(\text{р-ля}) = 90 \text{ г}$$

**Найти:**

$$w(\text{NaOH}) - ?$$

**Решение:**

1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты, подчеркиваем нужные вещества:



2) Определяем количество вещества натрия:

$$n(\text{Na}) = 10 \text{ г} : 23 \text{ г/моль} = 0,43 \text{ моль.}$$

3) Определяем количество вещества гидроксида натрия:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{Na}) = 0,43 \text{ (моль).}$$

4) Определяем количество вещества выделившегося водорода:

$$n(\text{H}_2) = 0,5n(\text{Na}) = 0,215 \text{ (моль).}$$

5) Определяем массу гидроксида натрия в растворе:

$$m(\text{NaOH}) = 0,43 \cdot 40 = 17,2 \text{ (г).}$$

6) Определяем массу выделившегося водорода:

$$m(\text{H}_2) = 0,215 \cdot 2 = 0,43 \text{ (г).}$$

7) Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 90 + 10 - 0,43 = 99,57 \text{ (г).}$$

8) Находим массовую долю гидроксида натрия в растворе:

$$w = \frac{17,2}{99,57} = 0,173 \text{ или } 17,3 \text{ \%}.$$

Ответ: 17,3 %.

### Задача 13.

Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при добавлении 10 г тетрахлорсилана к 90 г воды.

Тетрахлорсилан взаимодействует с водой. При этом образуется хлороводород, который растворяется в воде, и нерастворимая кремниевая кислота. Масса раствора и в этом случае будет меньше суммы масс реагирующих веществ.

**Дано:**

$$m(\text{SiCl}_4) = 10 \text{ г}$$

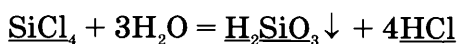
$$m(\text{р-ля}) = 90 \text{ г}$$

**Найти:**

$$w(\text{HCl}) - ?$$

**Решение:**

1) Записываем уравнение реакции, расставляем коэффициенты, подчеркиваем нужные вещества:



2) Определяем количество вещества *тетрахлорсилана*:

$$n(\text{SiCl}_4) = 10 \text{ г} : 170 \text{ г/моль} = 0,06 \text{ моль.}$$

3) Определяем количество вещества кремниевой кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SiO}_3) = n(\text{SiCl}_4) = 0,06 \text{ (моль).}$$

4) Определяем количество вещества хлороводорода:

$$n(\text{HCl}) = 4n(\text{SiCl}_4) = 0,24 \text{ (моль).}$$

5) Определяем массу кремниевой кислоты:

$$m(\text{H}_2\text{SiO}_3) = 0,06 \cdot 78 = 4,68 \text{ (г).}$$

6) Определяем массу хлороводорода в растворе:

$$m(\text{HCl}) = 0,24 \cdot 36,5 = 8,76 \text{ (г).}$$

7) Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 90 + 10 - 4,68 = 95,32 \text{ (г).}$$

8) Находим массовую долю хлороводорода в растворе:

$$w = \frac{8,76}{95,32} = 0,092 \text{ или } 9,2 \text{ \% .}$$

Ответ: 9,2 % .

Таким образом, мы рассмотрели основные алгоритмы решения типовых задач. Теперь разберем несколько задач высокого уровня сложности. Их решение основано на описанных выше алгоритмах, однако требует выполнения более сложной последовательности действий.

## ЗАДАЧИ ВЫСОКОГО УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ

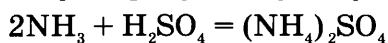
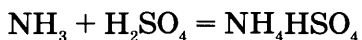
### Задача 14.

Аммиак объёмом 1,12 л (н.у.) поглотили раствором, содержащим 4,9 г серной кислоты. Определите массу полученной соли.

**Решение:**

1) При взаимодействии аммиака с двухосновной серной кислотой возможно образование как *средней*, так и *кислой* соли, в зависимости от соотношения реагентов. Мы не можем сразу указать, массу какой соли надо найти. Состав соли нужно будет установить на основе соотношения количеств реагентов.

Приведём уравнения двух возможных реакций:



При соотношении  $n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 : 1$  образуется кислая соль, а при соотношении  $n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 : 1$  – средняя соль.

2) Найдем количество вещества аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = 1,12 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,05 \text{ моль};$$

и количество вещества серной кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,9 \text{ г} : 98 \text{ г/моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

Получаем соотношение реагентов 1 : 1, следовательно, в результате реакции образуется кислая соль  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ .

3) Определяем количество вещества гидросульфата аммония:

$$n(\text{NH}_4\text{HSO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ (моль)}.$$

4) Находим массу гидросульфата аммония:

$$m(\text{NH}_4\text{HSO}_4) = 0,05 \cdot 132 = 6,6 \text{ (г)}.$$

Ответ: 6,6 г

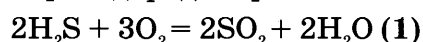
### Задача 15.

Сероводород объёмом 28 л (н.у.) сожгли в 33,6 л (н.у.) кислорода. Определите массу образовавшейся при этом серы.

#### Решение:

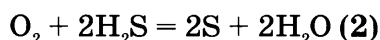
1) При взаимодействии сероводорода с кислородом в зависимости от соотношения реагентов возможно протекание двух разных реакций.

Сероводород сгорает в *избытке* кислорода до сернистого газа и воды:



$$n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2\text{S}) = 3 : 2$$

При *недостатке* кислорода образуется сера:



$$n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2\text{S}) = 1 : 2$$

2) Найдем количество вещества кислорода и сероводорода:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 28 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 1,25 \text{ моль}.$$

$$n(\text{O}_2) = 33,6 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 1,5 \text{ моль}$$

$$n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2\text{S}) = 1,2 : 1$$

Таким образом, количество кислорода недостаточно для протекания реакции 1. В то же время, если будет протекать только реакция 2, некоторое количество кислорода останется неизрасходованным.

3) Начнём расчёты, используя уравнение реакции 2. Поскольку кислород для данного процесса находится в избытке, расчёты ведём по сероводороду.

Находим количество вещества образовавшейся в ходе реакции серы:

$$n(\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) = 1,25 \text{ (моль)}.$$

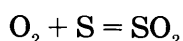
Находим количество вещества прореагировавшего кислорода:

$$n(\text{O}_2) = 0,5n(\text{H}_2\text{S}) = 0,625 \text{ (моль)}.$$

Следовательно, кислорода осталось

$$n(\text{O}_2)_{\text{осталось}} = 1,5 - 0,625 = 0,875 \text{ (моль)}.$$

Оставшийся кислород далее реагирует с серой:



$$n(\text{S})_{\text{прореагировало}} = n(\text{O}_2)_{\text{осталось}} = 0,875 \text{ (моль)}.$$



Следовательно, серы осталось

$$n(\text{S})_{\text{осталось}} = 1,25 \text{ моль} - 0,875 \text{ моль} = 0,375 \text{ моль}$$

4) Отвечаем на вопрос задачи. Находим массу оставшейся серы:

$$m(\text{S})_{\text{осталось}} = 0,375 \cdot 32 = 12 \text{ г}$$

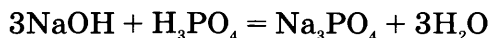
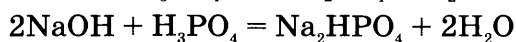
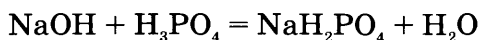
Ответ: 12 г

### **Задача 16.**

*К раствору, полученному при добавлении 28,4 г оксида фосфора(V) к 200 г воды, добавили 200 г 16%-ного раствора гидроксида натрия. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.*

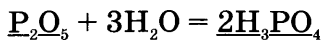
#### **Решение:**

При растворении в воде оксида фосфора(V) образуется трехосновная фосфорная кислота. Эта кислота в реакции с гидроксидом натрия в зависимости от соотношения реагентов может давать три типа солей.



Поэтому, чтобы установить, какая соль получится в результате реакции, сначала надо найти количество вещества реагирующих соединений, а затем, зная их соотношение, определить соль.

1) Записываем уравнение реакции оксида фосфора(V) с водой, расставляем коэффициенты, подчёркиваем нужные нам вещества:



2) Определяем количество вещества оксида фосфора(V):

$$n(\text{P}_2\text{O}_5) = 28,4 \text{ г} : 142 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

3) Определяем количество вещества фосфорной кислоты:

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2n(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,4 \text{ (моль).}$$

4) Определяем массу гидроксида натрия в растворе:

$$m(\text{NaOH}) = 200 \text{ г} \cdot 0,16 = 32 \text{ (г).}$$

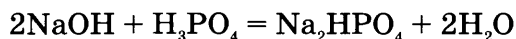
5) Определяем количество вещества гидроксида натрия в растворе:

$$n(\text{NaOH}) = 32 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 0,8 \text{ моль.}$$

6) Записываем уравнение реакции гидроксида натрия с фосфорной кислотой:

$$\text{т.к. соотношение } n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,8 \text{ моль} : 0,4 \text{ моль} = 2 : 1, \text{ то в результате}$$

реакции образуется гидрофосфат натрия:



7) Определяем количество вещества гидрофосфата натрия в растворе:

$$n(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,4 \text{ (моль).}$$

8) Определяем массу гидрофосфата натрия в растворе:

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,4 \cdot 142 = 56,8 \text{ (г).}$$

9) Находим массу раствора:

масса раствора будет складываться из массы оксида фосфора(V), массы воды и массы раствора гидроксида натрия:

$$m(\text{р-ра}) = 28,4 + 200 + 200 = 428,4 \text{ (г).}$$

10) Находим массовую долю гидроксида натрия в растворе:

$$w(\text{NaOH}) = \frac{56,8}{428,4} = 0,133 \text{ или } 13,3 \%$$

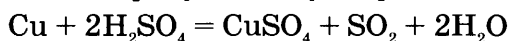
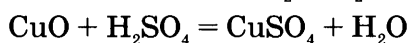
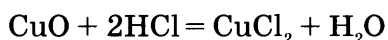
Ответ: 13,3 %.

### Задача 17.

Смесь меди и оксида меди(II) может прореагировать с 219 г 10%-ного раствора соляной кислоты или 61,25 г 80%-ного раствора серной кислоты. Определите массовую долю меди в смеси.

#### Решение:

1) Учитывая, что оксид меди(II) реагирует как с соляной, так и с серной кислотой, а медь – только с концентрированной серной кислотой, записываем уравнения реакций:



2) Рассчитываем количество вещества хлороводорода:

$$m(\text{HCl}) = 219 \cdot 0,1 = 21,9 \text{ (г)}$$

$$n(\text{HCl}) = 21,9 / 36,5 = 0,6 \text{ (моль)}$$

3) Соляная кислота реагирует только с оксидом меди(II), поэтому, зная количество вещества хлороводорода, можно определить количество вещества оксида меди(II):

$$n(\text{CuO}) = 0,5n(\text{HCl}) = 0,3 \text{ (моль)}.$$

4) Рассчитываем количество вещества серной кислоты, общее и пошедшее на каждую реакцию:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 61,25 \cdot 0,8 = 49 \text{ (г)};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)(\text{общее}) = 49 / 98 = 0,5 \text{ (моль)};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)(\text{в реакции с CuO}) = n(\text{CuO}) = 0,3 \text{ (моль)};$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)(\text{в реакции с Cu}) = 0,5 \text{ моль} - 0,3 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

5) Рассчитываем количество вещества меди

$$n(\text{Cu}) = 0,5n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль}.$$

6) Вычисляем массы веществ и массу их смеси:

$$m(\text{CuO}) = 0,3 \cdot 80 = 24,0 \text{ (г)};$$

$$m(\text{Cu}) = 0,1 \cdot 64 = 6,4 \text{ (г)};$$

$$m(\text{смеси}) = 24,0 + 6,4 = 30,4 \text{ (г)}.$$

7) Вычисляем массовую долю меди в смеси:

$$\omega(\text{Cu}) = 6,4 / 30,4 = 0,21, \text{ или } 21\%$$

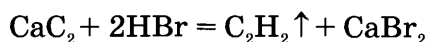
Ответ: 21 %.

### Задача 18.

Карбид кальция массой 6,4 г растворили в 87 мл бромоводородной кислоты ( $\rho = 1,12 \text{ г/мл}$ ) с массовой долей 20%. Какова массовая доля бромоводорода в образовавшемся растворе?

#### Решение:

1) Составляем уравнение реакции:



2) Рассчитываем количество вещества реагентов:

$$n(\text{HBr})_{\text{исх.}} = 87 \cdot 1,12 \cdot 0,20 / 81 = 0,24 \text{ (моль);}$$

$$n(\text{CaC}_2) = 6,4 / 64 = 0,1 \text{ (моль).}$$

Делаем вывод, что бромоводород взят в избытке. Поэтому расчёты будем вести по карбиду кальция.

3) Рассчитываем количество вещества бромоводорода – прореагировавшего и оставшегося в избытке:

$$n(\text{HBr})_{\text{прореаг.}} = 2n(\text{CaC}_2) = 0,2 \text{ (моль);}$$

$$n(\text{HBr})_{\text{изб.}} = 0,24 - 0,2 = 0,04 \text{ (моль).}$$

4) Находим массу избытка бромоводорода в растворе:

$$m(\text{HBr}) = 0,04 \cdot 81 = 3,24 \text{ (г)}$$

5) В результате реакции выделилось газообразное вещество – ацетилен. Его масса не входит в массу полученного раствора. Рассчитываем количество вещества и массу ацетилена:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{CaC}_2) = 0,1 \text{ (моль);}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,1 \cdot 26 = 2,6 \text{ (г).}$$

6) Рассчитываем массу образовавшегося раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 87 \cdot 1,12 + 6,4 - 2,6 = 101,24 \text{ (г).}$$

7) Рассчитываем массовую долю бромоводорода в конечном растворе:

$$\omega(\text{HBr}) = 3,24 / 101,24 = 0,032 \text{ или } 3,2\%$$

Ответ: 3,2 %.

### Нахождение молекулярной формулы веществ

Для решения задач этого типа необходимо знать общие формулы классов органических веществ и общие формулы для вычисления молярной массы веществ этих классов (см. табл. 12).

Алгоритм решения большинства задач включает следующие действия:

- запись уравнений реакций в общем виде;
- нахождение количества вещества, для которого даны масса или объем, или массу или объём которого можно вычислить по условию задачи;
- нахождение молярной массы вещества, формулу которого нужно установить;
- нахождение числа атомов углерода в молекуле и составление молекулярной формулы вещества.

### Задача 19.

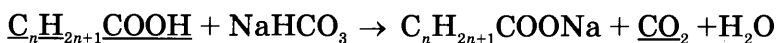
При взаимодействии 18,5 г предельной одноосновной карбоновой кислоты с избытком раствора гидрокарбоната натрия выделилось 5,6 л (н.у.) газа. Определите молекулярную формулу кислоты.

#### Решение:

Кислоты реагируют с карбонатами с образованием соответствующей соли, углекислого газа и воды.

Для решения этой задачи общую формулу предельной одноосновной карбоновой кислоты удобнее записать в таком виде:  $C_nH_{2n+1}COOH$ .

1) Записываем уравнение реакции в общем виде, расставляем коэффициенты, подчёркиваем нужные нам вещества:



2) Определяем количество вещества углекислого газа:

$$n(CO_2) = 5,6 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,25 \text{ моль.}$$

Записываем выражение для вычисления молярной массы карбоновой кислоты по общей формуле:

$$M(C_nH_{2n+1}COOH) = 12(n + 1) + 2n + 2 + 16 \cdot 2 = 14n + 46 \text{ (г/моль)}$$

и записываем выражение для количества вещества кислоты:

$$n(C_nH_{2n+1}COOH) = 18,5 : (14n + 46).$$

3) По уравнению реакции

$$n(C_nH_{2n+1}COOH) = n(CO_2) = 0,25 \text{ (моль).}$$

Следовательно:

$$18,5 : (14n + 46) = 0,25$$

$$14n + 46 = 74$$

$$14n = 28$$

$$n = 2$$

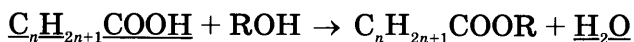
Получаем формулу кислоты:  $C_2H_5COOH$  или  $C_3H_6O_2$

### Задача 20.

Некоторая предельная карбоновая одноосновная кислота массой 6 г требует для полной этерификации такой же массы спирта. При этом получается 10,2 г сложного эфира. Установите молекулярную формулу кислоты.

#### Решение:

1) Записываем уравнение реакции в общем виде, расставляем коэффициенты, подчёркиваем нужные нам вещества:



2) Из данных задачи можно найти массу и количество вещества воды:

$$m(H_2O) = 6 + 6 - 10,2 = 1,8 \text{ (г)},$$

$$n(H_2O) = 1,8/18 = 0,1 \text{ (моль).}$$

3) По уравнению реакции

$$n(C_nH_{2n+1}COOH) = n(H_2O) = 0,1 \text{ (моль).}$$

$$M(C_nH_{2n+1}COOH) = 14n + 46 \text{ (г/моль)},$$

записываем количество вещества кислоты:

$$n(C_nH_{2n+1}COOH) = 6 : (14n + 46)$$

Следовательно:

$$6 : (14n + 46) = 0,1$$

$$14n + 46 = 60$$

$$14n = 14$$

$$n = 1$$

Получаем формулу кислоты:  $CH_3COOH$  или  $C_2H_4O_2$

### **Задача 21.**

*Определите молекулярную формулу ацетиленового углеводорода, если молярная масса продукта его реакции с избытком бромоводорода в 4 раза больше, чем молярная масса исходного углеводорода.*

**Решение:**

1) Записываем уравнение реакции в общем виде, расставляем коэффициенты, подчёркиваем нужные нам вещества:



2) Записываем выражение для вычисления молярной массы алкина и дибромалкана:

$$M(C_nH_{2n-2}) = 14n - 2$$

$$M(C_nH_{2n}Br_2) = 14n + 160.$$

Исходя из того, что молярная масса дибромалкана в 4 раза больше молярной массы алкина, составляем уравнение:

$$\frac{14n + 160}{14n - 2} = 4$$

$$14n + 160 = 4(14n - 2)$$

$$n = 4.$$

Получаем формулу алкина:  $C_4H_6$

### **Задача 22.**

*При сгорании органического вещества массой 3,9 г образовались оксид углерода (IV) массой 13,2 г и вода массой 2,7 г. Выведите формулу вещества, зная, что плотность паров этого вещества по водороду равна 39.*

**Решение:**

Так как продуктами горения органического вещества являются только углекислый газ и вода, то искомое вещество содержит только углерод, водород и, возможно, кислород. Обозначим число атомов углерода –  $x$ , число атомов водорода –  $y$ , и число атомов кислорода –  $z$ . Тогда формула вещества будет  $C_xH_yO_z$ .

1) Вычисляем молярную массу искомого вещества, используя формулу (13):

$$M(C_xH_yO_z) = D(H_2) \cdot M(H_2) = 39 \cdot 2 \text{ г/моль} = 78 \text{ г/моль}.$$

2) Находим количество вещества продуктов сгорания и исходного органического вещества:

$$n(CO_2) = 13,2 \text{ г} : 44 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ моль};$$

$$n(H_2O) = 2,7 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,15 \text{ моль};$$

$$n(C_xH_yO_z) = 3,9 : 78 \text{ г/моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

3) Определяем количество вещества *атомов* углерода и водорода:

В молекуле  $CO_2$  один атом углерода, поэтому

$$n(C) = n(CO_2) = 0,3 \text{ моль}.$$

В молекуле  $H_2O$  два атома водорода, следовательно,

$$n(H) = 2n(H_2O) = 0,3 \text{ моль}.$$

4) Находим  $x$  и  $y$ :

$$x = \frac{n(C)}{n(C_xH_yO_z)} = 0,3 : 0,05 = 6$$

$$y = \frac{n(H)}{n(C_xH_yO_z)} = 0,3 : 0,05 = 6$$

5) Вычисляем  $z$ :

Подставляем в формулу искомого вещества  $x$  и  $y$ :  $C_6H_6O_z$ . Записываем выражение для вычисления молярной массы:

$$M(C_6H_6O_z) = 12 \cdot 6 + 6 + 16 \cdot z = 78 \text{ (г/моль)},$$

$$z = 0.$$

Получаем формулу искомого вещества:  $C_6H_6$ .

**Задача 23.**

При сгорании органического вещества массой 15 г образовались оксид углерода (IV) объемом 16,8 л и вода массой 18 г. Выведите формулу вещества, зная, что плотность паров этого вещества по фтороводороду равна 3.

**Решение:**

Так как продуктами горения органического вещества являются только углекислый газ и вода, то искомое вещество содержит только углерод, водород и, возможно, кислород. Обозначим число атомов углерода –  $x$ , число атомов водорода –  $y$ , и число атомов кислорода –  $z$ . Тогда формула вещества будет  $C_xH_yO_z$ .

1) Вычисляем молярную массу искомого вещества, используя формулу (13):

$$M(C_xH_yO_z) = D(HF) \cdot M(HF) = 3 \cdot 20 \text{ г/моль} = 60 \text{ г/моль}.$$

2) Находим количество вещества продуктов сгорания и исходного органического вещества:

$$n(\text{CO}_2) = 16,8 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,75 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 1 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 15 : 60 \text{ г/моль} = 0,35 \text{ моль}.$$

3) Определяем количество вещества *атомов* углерода и водорода:

В молекуле  $\text{CO}_2$  один атом углерода, поэтому

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,75 \text{ моль}.$$

В молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  два атома водорода, следовательно,

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль}.$$

4) Находим  $x$  и  $y$ :

$$x = \frac{n(\text{C})}{n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)} = 0,75 : 0,25 = 3$$

$$y = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)} = 2 : 0,25 = 8$$

5) Вычисляем  $z$ :

Подставляем в формулу искомого вещества  $x$  и  $y$ :  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_z$ . Записываем выражение для вычисления молярной массы:

$$M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_z) = 12 \cdot 3 + 8 + 16 \cdot z = 60 \text{ (г/моль)},$$

$$z = 1.$$

Получаем формулу искомого вещества:  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ .

#### **Задача 24.**

При сгорании 0,45 г газообразного органического вещества выделилось 0,448 л (н.у.) углекислого газа, 0,63 г воды и 0,112 л (н.у.) азота. Плотность исходного газообразного вещества по азоту 1,607. Установите молекулярную формулу этого вещества.

#### **Решение:**

Т.к. продуктами горения органического вещества являются углекислый газ, азот и вода, то искомое вещество содержит углерод, водород, азот и, возможно, кислород. Обозначим число атомов углерода –  $x$ , число атомов водорода –  $y$ , число атомов азота –  $p$  и число атомов кислорода –  $z$ . Тогда формула вещества будет  $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_p\text{O}_z$ .

1) Вычисляем молярную массу искомого вещества:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_p\text{O}_z) = D(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 1,607 \cdot 28 \text{ г/моль} = 45 \text{ г/моль}.$$

2) Находим количество вещества продуктов сгорания и исходного органического вещества:

$$n(\text{CO}_2) = 0,448 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,63 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,035 \text{ моль};$$

$$n(\text{N}_2) = 0,112 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,005 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_p\text{O}_z) = 0,45 : 45 \text{ г/моль} = 0,01 \text{ моль}.$$

3) Определяем количество вещества *атомов* углерода и водорода:

В молекуле  $\text{CO}_2$  один атом углерода, поэтому

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль}.$$

В молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  два атома водорода, следовательно,

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,07 \text{ моль.}$$

В молекуле  $\text{N}_2$  два атома азота, следовательно,

$$n(\text{N}) = 2n(\text{N}_2) = 0,01 \text{ моль.}$$

4) Находим  $x$ ,  $y$  и  $p$ :

$$x = \frac{n(\text{C})}{n(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_p\text{O}_z)} = 0,02 : 0,01 = 2$$

$$y = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_p\text{O}_z)} = 0,07 : 0,01 = 7$$

$$p = \frac{n(\text{N})}{n(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_p\text{O}_z)} = 0,01 : 0,01 = 1$$

5) Вычисляем  $z$ :

Подставляем в формулу искомого вещества  $x$ ,  $y$  и  $p$ :  $\text{C}_2\text{H}_7\text{NO}_z$ . Записываем выражение для вычисления молярной массы:

$$M(\text{C}_2\text{H}_7\text{NO}_z) = 12 \cdot 2 + 7 + 14 + 16 \cdot z = 45 \text{ г/моль,}$$

$$z = 0.$$

Получаем формулу искомого вещества:  $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ .

### Задача 25.

При сгорании бескислородного органического вещества образовалось 4,48 л (н.у.) углекислого газа, 3,6 г воды и 3,65 г хлороводорода. Определите молекулярную формулу сгоревшего соединения.

### Решение:

Так как продуктом горения органического вещества кроме углекислого газа и воды является и хлороводород, то искомое вещество содержит кроме углерода и водорода ещё и хлор. Обозначим число атомов углерода –  $x$ , число атомов водорода –  $y$ , и число атомов хлора –  $z$ . Тогда формула вещества будет  $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z$ .

1) Находим количество вещества продуктов сгорания:

$$n(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 3,6 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{HCl}) = 3,65 : 36,5 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

2) Определяем количество вещества атомов углерода, водорода и хлора:

В молекуле  $\text{CO}_2$  один атом углерода, поэтому

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,2 \text{ (моль).}$$

Атомы водорода содержится и в молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  (два атома водорода), и в молекуле  $\text{HCl}$ , следовательно:

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) + n(\text{HCl}) = 0,4 + 0,1 = 0,5 \text{ (моль).}$$

В молекуле хлороводорода один атом хлора, поэтому

$$n(\text{Cl}) = n(\text{HCl}) = 0,1 \text{ (моль).}$$

3) Находим соотношение  $x : y : z$ .

$$x : y : z = 0,2 : 0,5 : 0,1 = 2 : 5 : 1.$$

Получаем формулу искомого вещества:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ .



### Задача 26.

При сгорании органического вещества массой 9,2 г образовались оксид углерода (IV) объёмом 6,72 л (н.у.) и вода массой 7,2 г. Установите молекулярную формулу вещества.

#### Решение:

Так как продуктами горения органического вещества являются только углекислый газ и вода, то искомое вещество содержит только углерод, водород и, возможно, кислород. Обозначим число атомов углерода –  $x$ , число атомов водорода –  $y$ , и число атомов кислорода –  $z$ . Тогда формула вещества будет  $C_xH_yO_z$ .

1) Находим количество вещества продуктов горения:

$$n(\text{CO}_2) = 6,72 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,3 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 7,2 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ моль}.$$

2) Определяем количество вещества атомов углерода и водорода:

В молекуле  $\text{CO}_2$  один атом углерода, поэтому

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,3 \text{ (моль)}.$$

В молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  два атома водорода, следовательно,

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,8 \text{ (моль)}.$$

3) Находим массу углерода и водорода, входящих в данную порцию вещества:

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,3 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 3,6 \text{ г};$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,8 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,8 \text{ г}.$$

4) Находим массу атомов кислорода, входящих в данную порцию вещества:

$$m(\text{O}) = m(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) - m(\text{C}) - m(\text{H}) = 9,2 - 3,6 - 0,8 = 4,8 \text{ г}.$$

5) Определяем количество вещества атомов кислорода:

$$n(\text{O}) = 4,8 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ моль}$$

6) Находим соотношение  $x : y : z$ .

$$x : y : z = 0,3 : 0,8 : 0,3 = 3 : 8 : 3.$$

Получаем формулу искомого вещества:  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ .

### Задача 27.

При сгорании органического вещества массой 3 г образовались оксид углерода (IV) объёмом 2,24 л (н.у.) и вода массой 1,8 г. Известно, что это вещество реагирует с цинком.

На основании данных условия задания:

1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы органического вещества;

2) запишите молекулярную формулу исходного органического вещества;

3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;

4) напишите уравнение реакции этого вещества с цинком.

**Решение:**

Так как продуктами горения органического вещества являются только углекислый газ и вода, то искомое вещество содержит только углерод, водород и, возможно, кислород. Обозначим число атомов углерода –  $x$ , число атомов водорода –  $y$ , и число атомов кислорода –  $z$ . Тогда формула вещества будет  $C_xH_yO_z$ .

1) Находим количество продуктов сгорания:

$$n(\text{CO}_2) = 2,24 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

2) Определяем количество вещества *атомов* углерода и водорода:

В молекуле  $\text{CO}_2$  один атом углерода, поэтому

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ (моль)}.$$

В молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  два атома водорода, следовательно,

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ (моль)}.$$

3) Находим массу углерода и водорода, входящих в данную порцию вещества:

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 1,2 \text{ г};$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ г}.$$

4) Находим массу *атомов* кислорода, входящих в данную порцию вещества:

$$m(\text{O}) = m(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) - m(\text{C}) - m(\text{H}) = 3 - 1,2 - 0,2 = 1,6 \text{ (г)}.$$

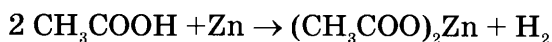
5) Определяем количество вещества *атомов* кислорода:

$$n(\text{O}) = 1,6 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль}$$

6) Находим соотношение  $x : y : z$ .

$$x : y : z = 0,1 : 0,2 : 0,1 = 1 : 2 : 1.$$

Получаем формулу простейшую (эмпирическую) формулу искомого вещества:  $\text{CH}_2\text{O}$ . Эта формула соответствует формальдегиду. Но формальдегид не реагирует с цинком. Если удвоить число атомов всех элементов в молекуле, то получаем формулу  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ . Такую формулу имеет молекула уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Уксусная кислота реагирует с цинком:



**Задача 28.**

Массовая доля кислорода в двухатомном предельном спирте составляет 42,05%.

Известно, что это вещество не может быть получено окислением соответствующего алкена.

На основании данных условия задания:

1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы органического вещества;

2) запишите молекулярную формулу исходного органического вещества;

3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле.

**Решение:**

1) Общая формула вещества –  $C_nH_{2n+2}O_2$ .

Воспользовавшись формулой (9), вычислим молярную массу двухатомного спирта:

$$M(C_nH_{2n+2}O_2) = \frac{16 \cdot 2}{0,4205} = 76 \text{ г/моль.}$$

2) Молярная масса двухатомного спирта может быть вычислена по формуле:

$$M = 12n + 2n + 2 + 16 \cdot 2 = 14n + 34.$$

Составляем уравнение и находим  $n$  – число атомов углерода в спирте:

$$14n + 34 = 76$$

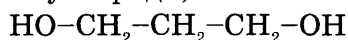
$$14n = 42$$

$$n = 3.$$

Молекулярная формула вещества  $C_3H_8O_2$ .

3) Утановим структурную формулу вещества. Двухатомный спирт, имеющий молекулярную формулу  $C_3H_8O_2$  – это пропандиол. Остается определить положение гидроксильных групп в его молекуле.

Так как пропандиол-1,2 может быть получен окислением соответствующего алкена, то делаем вывод, что гидроксильные группы находятся не у соседних атомов углерода, и искомое вещество – пропандиол-1,3:



**Задача 29.**

Массовая доля углерода в некотором органическом соединении составляет 64,82%, а массовая доля кислорода – 21,58%.

В ходе исследования химических свойств этого вещества установлено, что это вещество взаимодействует с уксусной кислотой. Известно также, что вещество не может быть получено восстановлением альдегида, и что молекула данного вещества не содержит третичных атомов углерода.

На основании данных условия задания:

1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы органического вещества;

2) запишите молекулярную формулу исходного органического вещества;

3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;

4) напишите уравнение реакции этого вещества уксусной кислотой.

**Решение:**

1) Находим соотношение числа атомов элементов в соединении:

Общая формула вещества



Пусть взято 100 вещества, тогда

$$m(C) = 64,82 \text{ г;}$$

$$m(O) = 21,58 \text{ г;}$$

$$m(H) = 100 - 21,58 - 64,82 = 13,6 \text{ г;}$$

$$n(C) = 64,82/12 = 5,40 \text{ моль;}$$

$$n(O) = 21,58/16 = 1,35 \text{ моль;}$$

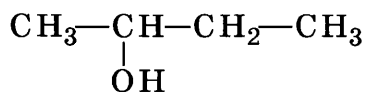
$$n(H) = 13,6/1 = 13,6 \text{ моль.}$$

2) Определяем молекулярную формула вещества:

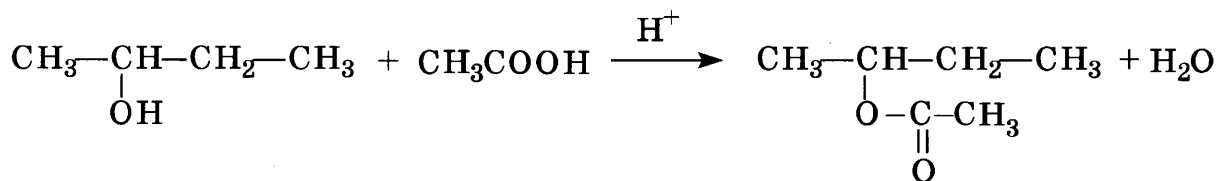
$$x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = 5,40 : 1,35 : 13,6 = 4 : 10 : 1$$

2) Молекулярная формула вещества  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ .

3) Определим структурную формулу вещества. Вещество с формулой  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$  может быть как спиртом, так и простым эфиром. Но простые эфиры не реагируют с карбоновыми кислотами, следовательно, данное вещество – спирт. Этот спирт не может быть первичным, так как его нельзя получить восстановлением альдегида, кроме того, его молекула не содержит третичных атомов углерода. Структурная формула, удовлетворяющая указанным условиям:



4) Составляем уравнение реакции вещества с уксусной кислотой:



### Задачи для самостоятельного решения

83. Вычислите массовую долю соли в растворе, полученном при добавлении к 50 г раствора хлорида кальция с массовой долей 4% 1 г этой же соли и 10 мл воды.
84. Вычислите массовую долю соли в растворе, полученном при добавлении к 180 г 4%-ного раствора ацетата калия 120 г 6%-ного раствора этой же соли.
85. Рассчитайте массу осадка, образующегося при взаимодействии избытка раствора хлорида бария с раствором, содержащим 10,26 г сульфата алюминия.
86. Рассчитайте массу соли, образовавшейся при растворении оксида железа (III) массой 80 г в избытке азотной кислоты.
87. Рассчитайте количество теплоты, выделившейся при получении 15,68 л (н.у.) оксида азота (II) согласно термохимическому уравнению реакции
- $$3\text{Cu}_{(\text{тв})} + 8\text{HNO}_{3(\text{р-р})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{р-р})} + 2\text{NO}_{(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 358 \text{ кДж.}$$
88. В результате реакции, термохимическое уравнение которой
- $$2\text{Cl}_2\text{O}_7 = 2\text{Cl}_2 + 7\text{O}_2 + 574 \text{ кДж,}$$
- выделилось 5,74 кДж теплоты. Вычислите объём (н.у.) получившегося при этом кислорода.
89. Вычислите объём (н.у.) водорода, который теоретически необходим для синтеза 100 л (н.у.) аммиака.

90. Вычислите объем (н.у.) углекислого газа, который теоретически образуется при сжигании 5 л (н.у.) угарного газа.
91. При взаимодействии 23 г предельного одноатомного спирта с избытком металлического натрия выделилось 5,6 л (н.у.) газа. Определите молекулярную формулу спирта.
92. В результате сплавления натриевой соли карбоновой кислоты с гидроксидом натрия массой 14 г получили карбонат натрия и газообразное органическое вещество массой 15,4 г. Определите молекулярную формулу полученного газообразного соединения.
93. При взаимодействии 8,96 л (н.у.) бромоводорода с равным объёмом газообразного амина получен продукт массой 50,4 г. Определите молекулярную формулу амина.
94. При сгорании 0,9 г некоторого предельного первичного амина выделилось 0,224 л азота (н.у.). На основании данных условия задания:
- 1) произведите необходимые вычисления;
  - 2) установите молекулярную формулу исходного органического вещества;
  - 3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле.
95. При сгорании вторичного амина симметричного строения выделилось 0,896 л (н.у.) углекислого газа, 0,99 г воды и 0,112 л (н.у.) азота. На основании данных условия задания:
- 1) произведите необходимые вычисления;
  - 2) установите молекулярную формулу исходного органического вещества;
  - 3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле.
96. При полном сгорании углеводорода образовалось 27 г воды и 33,6 л  $\text{CO}_2$  (н.у.). Относительная плотность углеводорода по аргону равна 1,05. Установите его молекулярную формулу.
97. Массовая доля кислорода в одноосновной аминокислоте равна 42,67%. Установите формулу кислоты.
98. Установите молекулярную формулу предельной одноосновной карбоновой кислоты, кальциевая соль которой содержит 30,77% кальция.
99. Определите молекулярную формулу предельного двухатомного спирта, массовая доля углерода в котором равна 47,37%.

- 100.** Смесь магниевых и цинковых опилок обработали избытком разбавленной серной кислоты, при этом выделилось 22,4 л (н.у.) водорода. Если такую же массу смеси обработать избытком раствора гидроксида натрия, то выделится 13,44 л (н.у.) водорода. Рассчитайте массовую долю магния в исходной смеси.
- 101.** В избытке кислорода сожгли 8 г серы. Полученный газ пропустили через 200 г 8% -ного раствора гидроксида натрия. Определите массовые доли солей в полученном растворе.
- 102.** Карбонат магния массой 8,4 г растворили в 250 мл раствора серной кислоты ( $\rho = 1,08$  г/мл) с массовой долей 15%. Вычислите массовую долю сульфата магния в конечном растворе.

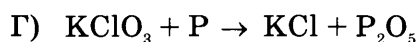
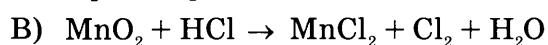
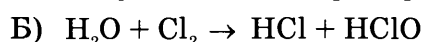
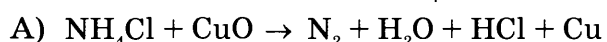
## ЧАСТЬ 2. ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ВАРИАНТЫ, ВКЛЮЧАЮЩИЕ ЗАДАНИЯ ПОВЫШЕННОГО И ВЫСОКОГО УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ

### Вариант 1

*В заданиях 1–4 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго и запишите в поле ответа выбранные цифры под соответствующими буквами. (Цифры в ответе могут повторяться.)*

1. Установите соответствие между схемой реакции и свойством элемента хлора, которое он проявляет в этой реакции.

#### СХЕМА РЕАКЦИИ



#### СВОЙСТВО ХЛОРА

1) является окислителем

2) является восстановителем

3) является и окислителем, и восстановителем

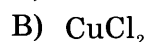
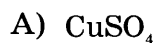
4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Ответ:

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза его водного раствора на инертном аноде.

#### ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА



#### ПРОДУКТ НА АНОДЕ

1)  $\text{F}_2$

2)  $\text{O}_2$

3)  $\text{SO}_2$

4)  $\text{H}_2$

5)  $\text{Cl}_2$

6)  $\text{K}$

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) Ва
- Б)  $P_2O_3$
- В) NaOH
- Г)  $CuSO_4$

РЕАГЕНТЫ

- 1)  $H_2O, HBr, I_2$
- 2)  $O_2, H_2O, Na_2O$
- 3)  $Zn, SrBr_2, Ca(OH)_2$
- 4)  $Ca, S, Mg_3(PO_4)_2$
- 5)  $Al, Si, FeCl_3$

Ответ:

	А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого их можно различить.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ

- А)  $H_2O$  и KOH(p-p)
- Б)  $Fe(NO_3)_3$ (p-p) и  $FeCl_3$ (p-p)
- В) KBr(p-p) и  $AlBr_3$ (p-p)
- Г)  $Zn(OH)_2$  и  $Mg(OH)_2$

РЕАГЕНТ

- 1) NaOH(p-p)
- 2)  $AgNO_3$ (p-p)
- 3)  $H_2O$
- 4)  $H_2SO_4$ (разб.)
- 5) HCl(p-p)

Ответ:

	А	Б	В	Г

*Ответом к заданиям 5–7 является последовательность из трёх цифр, которые соответствуют номерам правильных ответов. Запишите эти цифры в поле ответа в порядке возрастания без пробелов, запятых и других дополнительных символов.*

5. Для циклобутана характерна(-о):

- 1)  $sp^2$ -гибридизация атомов углерода
- 2) наличие двойной связи в молекуле
- 3) взаимодействие с водородом
- 4) реакция галогенирования
- 5) взаимодействие с гидроксидом калия
- 6) реакция горения

Ответ: 

--	--	--



6. И формальдегид, и муравьиная кислота взаимодействуют с

- 1)  $O_2$
- 2)  $Ag_2O(NH_3 \text{ p-p})$
- 3)  $Na_2CO_3$
- 4)  $C_3H_8$
- 5)  $C_6H_5OH$
- 6)  $Cu(OH)_2$

Ответ:

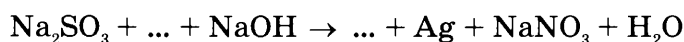
7. При гидролизе жиров могут образоваться

- 1) олеиновая кислота
- 2) этанол
- 3) стеариновая кислота
- 4) глицерин
- 5) метилэтиловый эфир
- 6) метилацетат

Ответ:

**К заданиям 8–12 дайте развернутый ответ.**

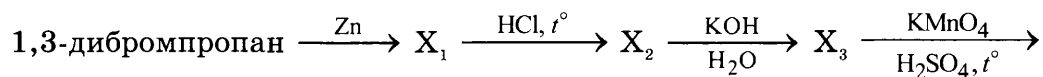
8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

9. На перманганат калия подействовали концентрированной соляной кислотой. Образовавшийся жёлто-зелёный газ пропустили над нагретым порошком меди. Полученное вещество растворили в воде и смешали с раствором нитрата серебра(I), выпавший при этом осадок отделили. К оставшемуся раствору добавили раствор иодида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



————→ пропионовая кислота —————→ изопропилпропионат

При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

11. Смесь кремния и алюминия определённой массы обработали избытком разбавленной серной кислоты. При этом выделилось 0,336 л (н.у.) газа. Если эту же смесь обработать избытком раствора гидроксида натрия, то выделится 0,672 л (н.у.) газа. Рассчитайте массовую долю алюминия в исходной смеси.
12. При взаимодействии предельной одноосновной карбоновой кислоты с раствором гидрокарбоната бария выделилось 896 мл газа (н.у.) и образовалось 6,22 г соли. Запишите уравнение реакции в общем виде и определите молекулярную формулу кислоты.

## Вариант 2

*В заданиях 1–4 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго и запишите в поле ответа выбранные цифры под соответствующими буквами. (Цифры в ответе могут повторяться.)*

1. Установите соответствие между схемой реакции и формулой вещества, которое является в этой реакции восстановителем.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ФОРМУЛА ВОССТАНОВИТЕЛЯ
А) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1) KOH
Б) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} + \text{Cu}$	2) $\text{Cl}_2$
В) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	3) $\text{H}_2\text{O}_2$
Г) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{I}_2\text{Cl}_6$	4) CuO
	5) $\text{I}_2$
	6) $\text{NH}_4\text{Cl}$

Ответ:

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на инертном аноде при электролизе водного раствора этой соли.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А) NaF	1) фтор
Б) $\text{AlBr}_3$	2) хлор
В) $\text{CuCl}_2$	3) бром
Г) $\text{SrI}_2$	4) иод
	5) кислород
	6) водород

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) $\text{O}_2$	1) C, ZnS, FeO
Б) $\text{CO}_2$	2) HCl, $\text{Na}_2\text{O}$ , NaOH
В) $\text{Zn}(\text{OH})_2$	3) $\text{Br}_2$ , $\text{AgNO}_3$ , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$
Г) KI	4) Mg, NaOH, CaO
	5) S, $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , HCl

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества.

ВЕЩЕСТВА	РЕАКТИВ
А) гексанол-1 и фенол	1) Br <sub>2</sub> (водн.)
Б) пропанол-2 и пропантриол-1,2,3	2) NH <sub>3</sub> (водн.)
В) глюкоза и олеат калия	3) Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Г) стеариновая кислота и олеиновая кислота	4) Cu(OH) <sub>2</sub>
	5) Na

Ответ:

А	Б	В	Г

*Ответом к заданиям 5–7 является последовательность из трёх цифр, которые соответствуют номерам правильных ответов. Запишите эти цифры в поле ответа в порядке возрастания без пробелов, запятых и других дополнительных символов.*

5. И для бензола, и для толуола характерно(-а):

- 1) наличие ароматического кольца в молекуле
- 2)  $sp^3$ -гибридизация атомов углерода в молекуле
- 3) окисление перманганатом калия
- 4) реакция нитрования
- 5) высокая растворимость в воде
- 6) реакция гидрирования

Ответ: 

--	--	--

6. Для этиленгликоля характерна(-о):

- 1)  $sp^2$ -гибридизация атомов углерода
- 2) хорошая растворимость в воде
- 3) взаимодействие с бромоводородом
- 4) взаимодействие с медью
- 5) реакция этерификации
- 6) реакция с водородом

Ответ: 

--	--	--

7. Пропиламин взаимодействует с

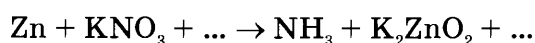
- 1) KOH
- 2) NH<sub>3</sub>
- 3) HBr
- 4) LiCl
- 5) CH<sub>3</sub>I
- 6) O<sub>2</sub>

Ответ:

--	--	--

**К заданиям 8–12 дайте развернутый ответ.**

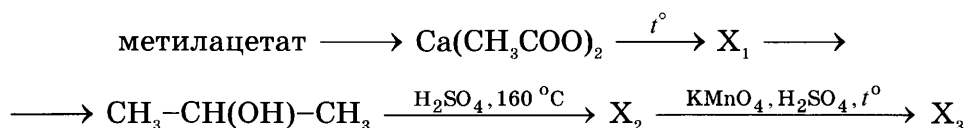
8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

9. Кремний сожгли в атмосфере хлора. Полученный хлорид обработали водой. Выделившийся при этом осадок прокалили. Затем сплавляли с фосфатом кальция и углём. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

11. В 250 мл воды растворили 13,8 г натрия, затем добавили 50 г 59%-ного раствора ортофосфорной кислоты. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

12. При взаимодействии 22 г предельного одноатомного спирта с избытком металлического натрия выделилось 2,8 л (н.у.) газа. Определите молекулярную формулу спирта.

### Вариант 3

**В заданиях 1–4 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго и запишите в поле ответа выбранные цифры под соответствующими буквами. (Цифры в ответе могут повторяться.)**

1. Установите соответствие между схемой реакции и характером изменения степени окисления восстановителя.

СХЕМА РЕАКЦИИ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯ
А) $\text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1) $-3 \rightarrow 0$
Б) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2) $+5 \rightarrow 0$
В) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	3) $-3 \rightarrow +1$
Г) $\text{N}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + \text{O}_2$	4) $+1 \rightarrow 0$
	5) $-2 \rightarrow 0$

Ответ:

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на инертном аноде при электролизе водного раствора этой соли.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А) $\text{KCl}$	1) $\text{K}$
Б) $\text{Na}_3\text{PO}_4$	2) $\text{Cl}_2$
В) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	3) $\text{H}_2$
Г) $\text{AlCl}_3$	4) $\text{O}_2$
	5) $\text{Na}$
	6) $\text{Al}$

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) $\text{N}_2$	1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{MgCl}_2, \text{Si}$
Б) $\text{CuO}$	2) $\text{H}_2\text{O}, \text{AgNO}_3, \text{NaOH}$
В) $\text{KOH}$	3) $\text{H}_2, \text{C}, \text{NH}_3$
Г) $\text{NH}_4\text{Br}$	4) $\text{H}_2, \text{O}_2, \text{Li}$
	5) $\text{Cl}_2, \text{NaOH}, \text{Ca}(\text{OH})_2$

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества.

ВЕЩЕСТВА	РЕАКТИВ
А) ацетилен и этилен	1) $\text{Br}_2(\text{водн.})$
Б) этилен и этан	2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
В) этанол и глицерин	3) $\text{HBr}$
Г) фенол (р-р) и этанол	4) $\text{Ag}_2\text{O}(\text{NH}_3 \text{ р-р})$
	5) $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Ответ:

А	Б	В	Г

*Ответом к заданиям 5–7 является последовательность из трёх цифр, которые соответствуют номерам правильных ответов. Запишите эти цифры в поле ответа в порядке возрастания без пробелов, запятых и других дополнительных символов.*

5. Для бутадиена-1,3 характерна(-о):

- 1)  $sp^2$ -гибридизация всех атомов углерода
- 2) твёрдое агрегатное состояние (при н.у.)
- 3) реакция присоединения с хлороводородом
- 4) взаимодействие с бромной водой
- 5) взаимодействие с натрием
- 6) взаимодействие с гидроксидом натрия

Ответ: 

--	--	--

6. 2-метилбутанол-1 взаимодействует с

- 1) гидроксидом меди(II)
- 2) пропеном
- 3) муравьиной кислотой
- 4) хлороводородом
- 5) диэтиловым эфиром
- 6) кислородом

Ответ: 

--	--	--

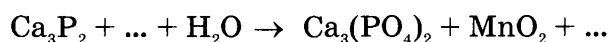
7. Аланин взаимодействует с

- 1) глицином
- 2) ацетиленом
- 3) фенолом
- 4) этиленом
- 5) этанолом
- 6) оксидом натрия

Ответ:

*К заданиям 8–12 дайте развернутый ответ.*

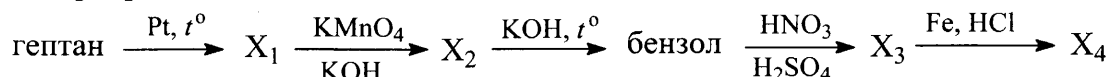
8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

9. Железо растворили в соляной кислоте. Через образовавшийся раствор пропустили аммиак. Образовавшийся при этом осадок отделили и обработали пероксидом водорода без нагревания, при этом наблюдали изменение цвета осадка. Полученное бурое вещество сплавляли с твёрдым гидроксидом натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

11. К карбиду алюминия добавили 400 мл воды. При этом выделился газ объёмом 13,44 л (н.у.). К полученной смеси прилили 160 г 30% -ного раствора гидроксида натрия. Определите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

12. Некоторый сложный эфир массой 7,4 г подвергнут щелочному гидролизу. При этом получено 9,8 г калиевой соли предельной одноосновной кислоты и 3,2 г спирта. Установите молекулярную формулу этого эфира.



### Вариант 4

*В заданиях 1–4 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго и запишите в поле ответа выбранные цифры под соответствующими буквами. (Цифры в ответе могут повторяться.)*

1. Установите соответствие между формулой иона и степенью окисления атома, несущего положительный заряд.

ФОРМУЛА ИОНА	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ
А) $\text{PF}_4^+$	1) +7
Б) $\text{BF}_4^-$	2) +2
В) $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	3) +3
Г) $\text{SCl}_2^{2+}$	4) +4
	5) +5
	6) +6

Ответ:

А	Б	В	Г

2. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе её водного раствора.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А) $\text{AlCl}_3$	1) Hg
Б) $\text{RbNO}_3$	2) HgO
В) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	3) Cu
Г) $\text{CuCl}_2$	4) $\text{H}_2$
	5) Rb
	6) Al

Ответ:

А	Б	В	Г

3. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) Ca	1) HCl, BaCl <sub>2</sub> , HNO <sub>3</sub>
Б) ZnO	2) Al, NaOH, Na <sub>2</sub> S
В) CuSO <sub>4</sub>	3) Cu, HCl, BaCl <sub>2</sub>
Г) Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	4) H <sub>2</sub> , HCl, NaOH
	5) P, HCl, O <sub>2</sub>

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между формулами двух веществ и признаком реакции, протекающей между этими веществами.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ

- А)  $\text{CH}_2(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2(\text{OH})$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$   
 Б)  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$  и  $\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)$   
 В)  $\text{CH}_3\text{CHO}$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$   
 Г)  $\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$  и  $\text{Br}_2$

ПРИЗНАК РЕАКЦИИ

- 1) обесцвечивание раствора  
 2) растворение осадка с образованием синего раствора  
 3) образование белого осадка  
 4) выделение газа  
 5) образование кирпично-красного осадка

Ответ:

	А	Б	В	Г

*Ответом к заданиям 5–7 является последовательность из трёх цифр, которые соответствуют номерам правильных ответов. Запишите эти цифры в поле ответа в порядке возрастания без пробелов, запятых и других дополнительных символов.*

5. Какие алкены реагируют с водой в соответствии с правилом Марковникова?

- 1) пропен  
 2) этен  
 3) бутен-2  
 4) бутен-1  
 5) 2,3-диметилбутен-2  
 6) 2-метилбутен-2

Ответ:

6. Этандиол-1,2 может реагировать с

- 1) гидроксидом меди(II)  
 2) оксидом железа(II)  
 3) хлороводородом  
 4) водородом  
 5) калием  
 6) гидроксидом алюминия

Ответ:

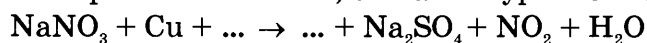
7. Триметиламин реагирует с

- 1)  $\text{CH}_4$
- 2)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 4)  $\text{KCl}$
- 5)  $\text{NaOH}$
- 6)  $\text{O}_2$

Ответ:

*К заданиям 8–12 дайте развернутый ответ.*

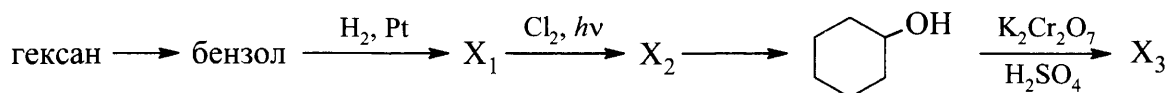
8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



Определите окислитель и восстановитель.

9. Натрий нагрели в атмосфере водорода. При добавлении к полученному веществу воды наблюдали выделение газа и образование прозрачного раствора. Через этот раствор пропустили бурый газ, который был получен в результате взаимодействия меди с концентрированным раствором азотной кислоты. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

11. Смесь карбоната натрия и гидрокарбоната натрия может прореагировать с 73 г 20%-ного раствора соляной кислоты или 80 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Определите массовую долю карбоната натрия в исходной смеси.

12. В результате сплавления натриевой соли карбоновой кислоты с гидроксидом натрия получено 46,64 г карбоната натрия и газообразное органическое вещество массой 19,36 г. Определите молекулярную формулу полученного газообразного соединения.

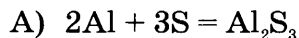
Вариант 5

**В заданиях 1–4 к каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго и запишите в поле ответа выбранные цифры под соответствующими буквами. (Цифры в ответе могут повторяться.)**

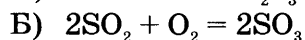
1. Установите соответствие между уравнением окислительно-восстановительной реакции и изменением степени окисления серы в ней.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

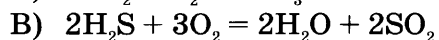
ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ  
ОКИСЛЕНИЯ СЕРЫ



1) от - 2 до + 4



2) от - 2 до 0



3) от 0 до - 2



4) от + 6 до + 4

5) от + 4 до + 6

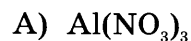
Ответ:

А	Б	В	Г

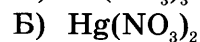
2. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе водного раствора этой соли.

ФОРМУЛА СОЛИ

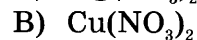
ПРОДУКТ НА КАТОДЕ



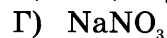
1) водород



2) алюминий



3) ртуть



4) медь

5) кислород

6) натрий

Ответ:

А	Б	В	Г

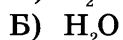
3. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

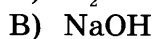
РЕАГЕНТЫ



1)  $Mg, CuO, CuSO_4$



2)  $CO, P_2O_3, Cu$



3)  $HCl(p-p), KOH(p-p), H_2SO_4$



4)  $NH_4Cl(p-p), HCl(p-p), CuSO_4(p-p)$

5)  $P_2O_5, CaC_2, Na_2O$

Ответ:

А	Б	В	Г

4. Установите соответствие между названиями веществ и реагентом, с помощью которого их можно различить.

НАЗВАНИЯ ВЕЩЕСТВ

- А) пропин и бутадиен-1,3
- Б) пропен и пропан
- В) фенол и этандиол
- Г) уксусная кислота и пропанол-2

РЕАГЕНТ

- 1) бромная вода
- 2)  $AlCl_3$
- 3) фенолфталеин
- 4)  $[Ag(NH_3)_2]OH$
- 5) лакмус

Ответ:

	А	Б	В	Г

*Ответом к заданиям 5–7 является последовательность из трёх цифр, которые соответствуют номерам правильных ответов. Запишите эти цифры в поле ответа в порядке возрастания без пробелов, запятых и других дополнительных символов.*

5. При присоединении воды к пропену

- 1) преимущественно образуется пропанол-1
- 2) образуется пропанол-1 и пропанол-2 в равных соотношениях
- 3) разрывается  $\pi$ -связь в молекуле пропена
- 4) происходит промежуточное образование катиона  $CH_3-CH^+-CH_3$
- 5) соблюдается правило В.В. Марковникова
- 6) происходит промежуточное образование радикала  $CH_3-CH_2-CH_2$

Ответ:

--	--	--

6. С металлическим натрием взаимодействует

- 1) метанол
- 2) диметиловый эфир
- 3) глицерин
- 4) метилфениловый эфир
- 5) фенол
- 6) этилат калия

Ответ:

--	--	--

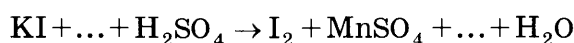
7. Основные свойства каких аминов выражены слабее, чем у аммиака?

- 1) анилин
- 2) метиламин
- 3) дифениламин
- 4) триметиламин
- 5) диэтиламин
- 6) трифениламин

Ответ:

*К заданиям 8–12 дайте развернутый ответ.*

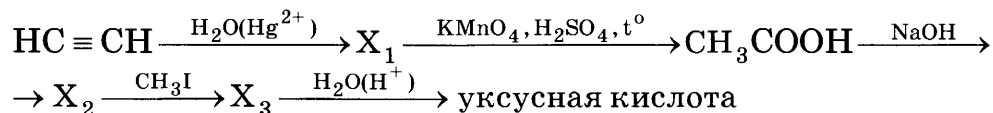
8. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



Определите окислитель и восстановитель.

9. Некоторое количество сульфида железа(II) разделили на две части. Одну из них обработали соляной кислотой, а другую подвергли обжигу на воздухе. При взаимодействии выделившихся газов образовалось простое вещество жёлтого цвета. Полученное вещество нагрели с концентрированной азотной кислотой, при этом выделился бурый газ. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

11. Смесь натрия и оксида натрия растворили в воде. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа и образовалось 240 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 10%. Определите массовую долю натрия в исходной смеси.

12. Некоторый углеводород содержит 12,19% водорода по массе.

Известно, что молекула этого углеводорода содержит один четвертичный атом углерода. Установлено, что этот углеводород может взаимодействовать с аммиачным раствором оксида серебра с образованием бурого осадка.

На основании данных условия задания:

- 1) произведите вычисления, необходимые для установления молекулярной формулы углеводорода;
- 2) запишите молекулярную формулу углеводорода;
- 3) составьте структурную формулу этого вещества, которая однозначно отражает порядок связи атомов в его молекуле;
- 4) напишите уравнение реакции этого вещества с аммиачным раствором оксида серебра.

## ЧАСТЬ 3. ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ И ЗАДАНИЯМ ТРЕНИРОВОЧНЫХ ВАРИАНТОВ

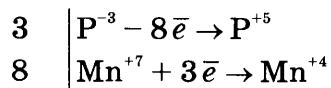
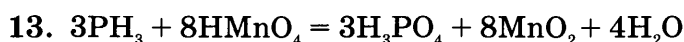
### ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

#### Ответы к разделу 1

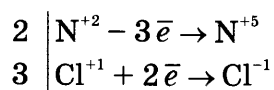
#### Ответы к заданиям с кратким ответом

	Номер задания											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Ответ	1454	1655	6451	2335	3425	2432	4143	2143	2242	2411	2246	1131

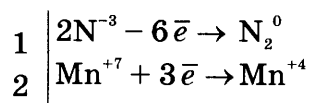
#### Ответы к заданиям с развернутым ответом



Фосфор в степени окисления  $-3$  (или фосфин за счет фосфора  $-3$ ) является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или марганцевая кислота за счет марганца  $+7$ ) – окислителем.

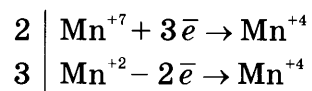
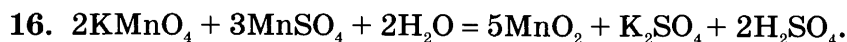


Азот в степени окисления  $+2$  (или оксид азота за счет азота  $+2$ ) является восстановителем, а хлор в степени окисления  $+1$  (или гипохлорит калия за счет хлора  $+1$ ) – окислителем.

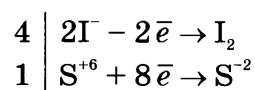
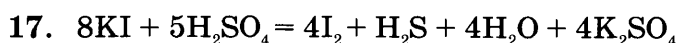


Азот в степени окисления  $-3$  (или аммиак за счет азота  $-3$ ) является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или перманганат калия за счет марганца  $+7$ ) – окислителем.

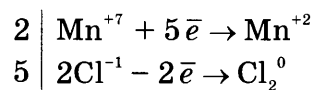




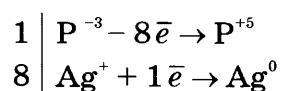
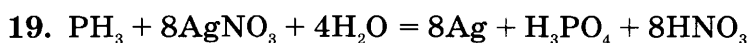
Марганец в степени окисления + 2 является восстановителем (или  $\text{MnSO}_4$  за счет марганца + 2), а марганец в степени окисления + 7 (или перманганат калия за счет марганца + 7) – окислителем.



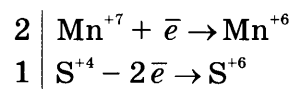
Иодид калия является восстановителем (за счёт иода со степенью окисления – 1), а серная кислота – окислителем (за счёт серы со степенью окисления + 6).



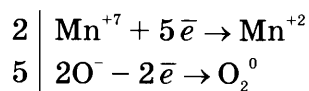
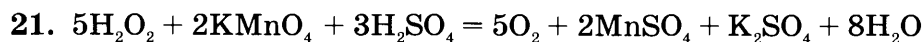
Хлор в степени окисления –1 является восстановителем, а марганец в степени окисления +7 (или перманганат-ион за счет марганца в степени окисления +7) – окислителем.



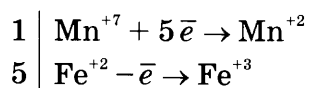
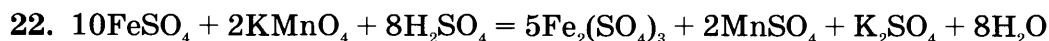
Фосфор в степени окисления –3 (или фосфин за счет фосфора в степени окисления –3) является восстановителем, а серебро в степени окисления +1 (или нитрат серебра за счет серебра в степени окисления +1) – окислителем.



Серa в степени окисления +4 является восстановителем, а марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия за счёт марганца в степени окисления +7) – окислителем.



Кислород в степени окисления  $-1$  является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или перманганат калия за счёт марганца в степени окисления  $+7$ ) – окислителем.



Железо в степени окисления  $+2$  является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или перманганат калия за счёт марганца в степени окисления  $+7$ ) – окислителем.

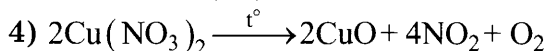
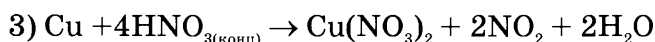
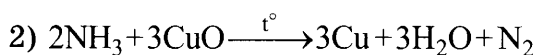
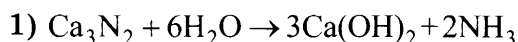
### Ответы к разделу 2

#### Ответы к заданиям с кратким ответом

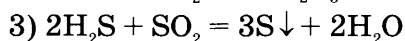
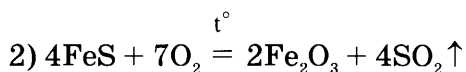
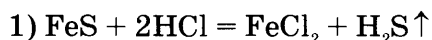
	Номер задания											
	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34
Ответ	5514	2431	3421	2254	2153	2145	2315	4415	5431	4251	2414	4325

#### Ответы к заданиям с развернутым ответом

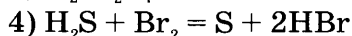
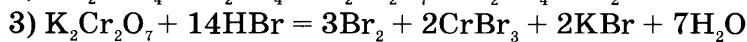
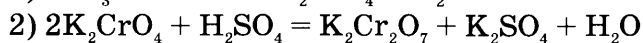
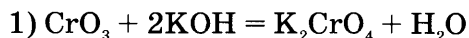
35.



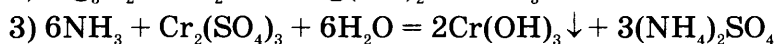
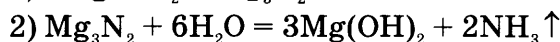
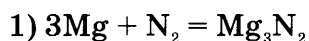
36.



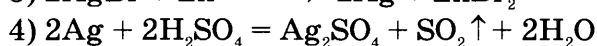
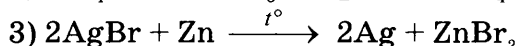
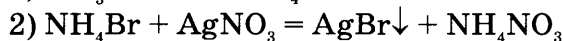
37.



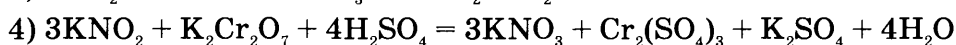
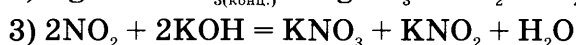
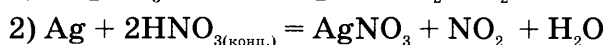
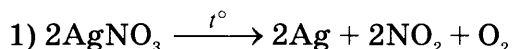
38.



39.



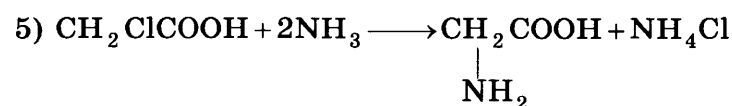
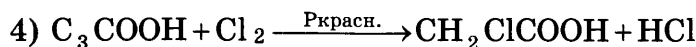
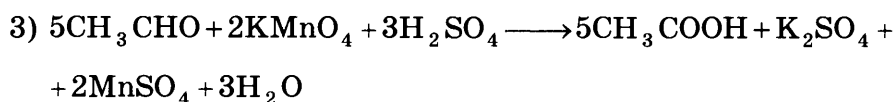
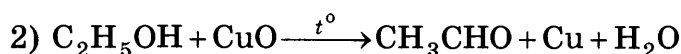
40.

**Ответы к разделу 3****Ответы к заданиям с кратким ответом**

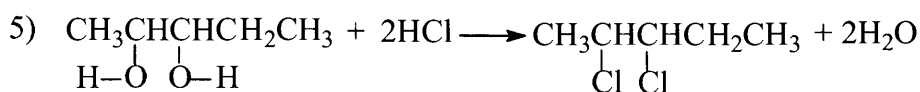
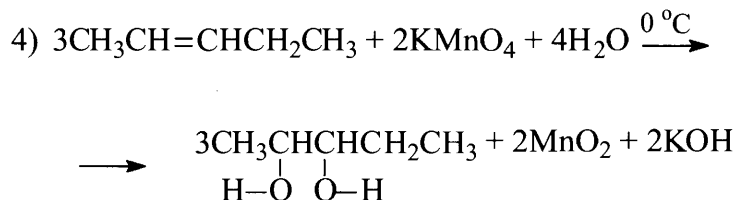
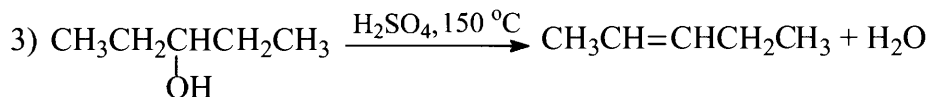
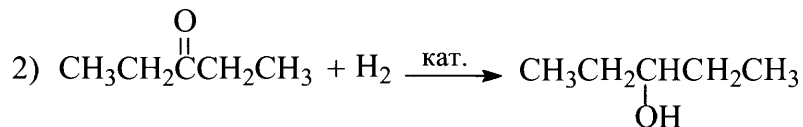
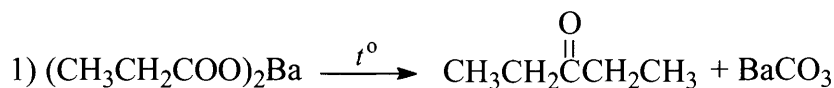
	Номер задания							
	41	42	43	44	45	46	47	48
Ответ	345	126	145	234	456	256	456	126
	Номер задания							
	49	50	51	52	53	54	55	56
Ответ	235	236	234	356	245	246	235	236
	Номер задания							
	57	58	59	60	61	62	63	64
Ответ	234	134	145	126	246	245	156	124
	Номер задания							
	65	66	67	68	69	70	71	72
Ответ	124	235	134	136	4312	1433	4253	4123

**Ответы к заданиям с развернутым ответом**

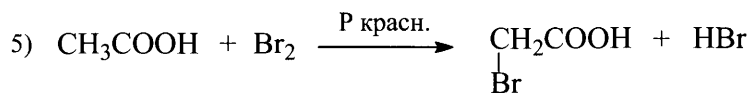
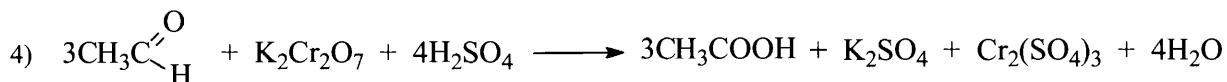
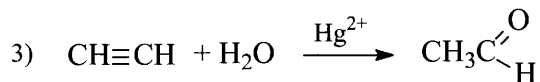
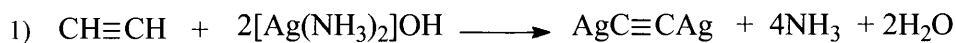
73.



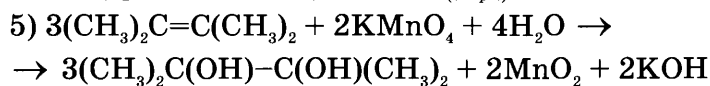
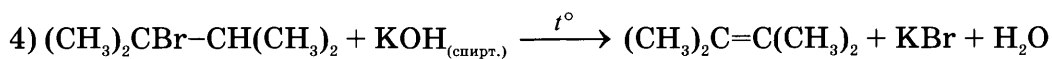
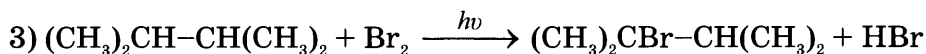
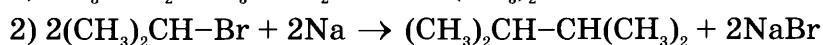
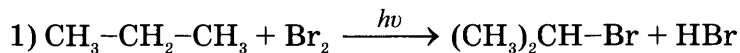
74.



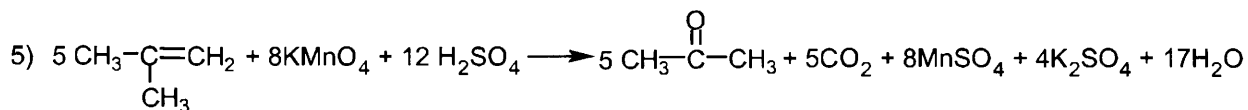
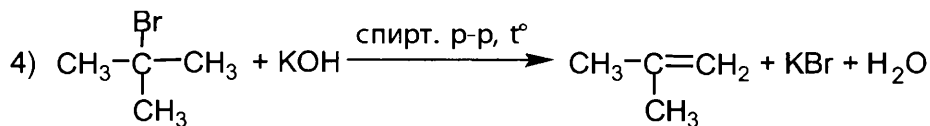
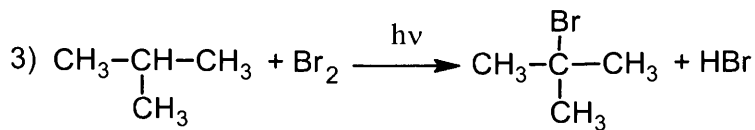
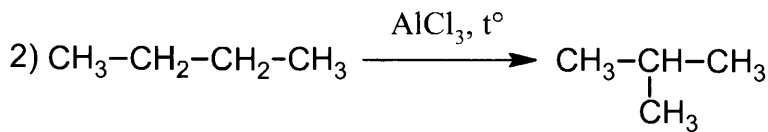
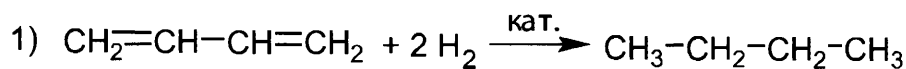
75.



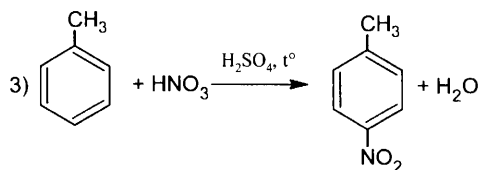
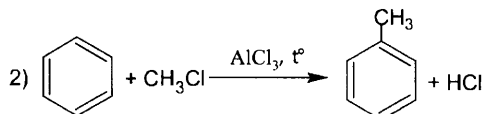
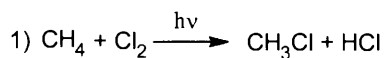
76.



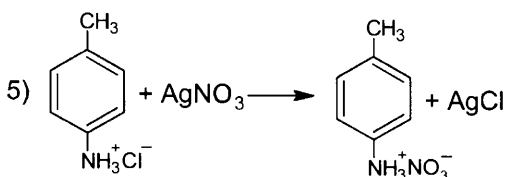
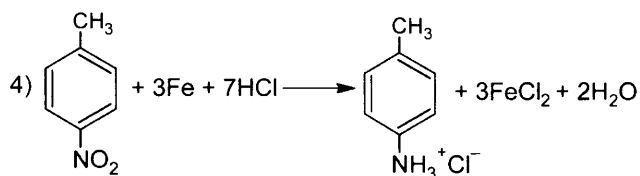
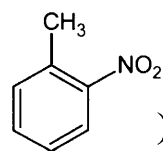
77.



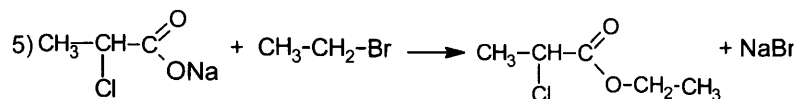
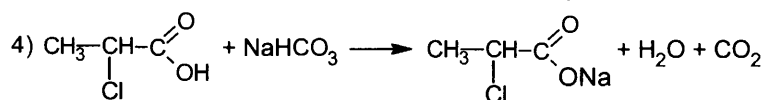
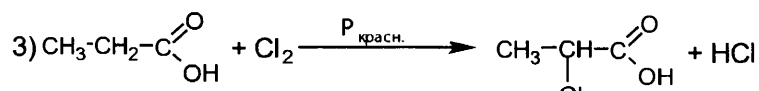
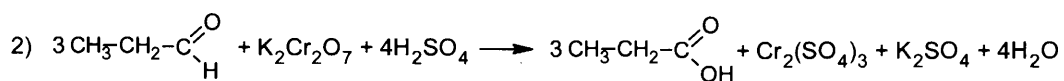
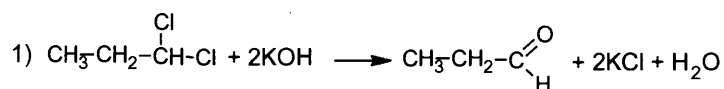
78.



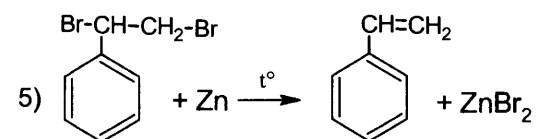
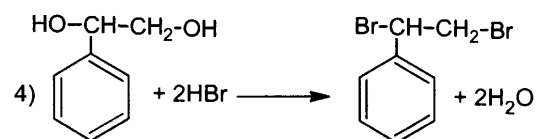
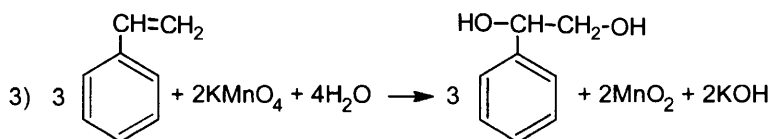
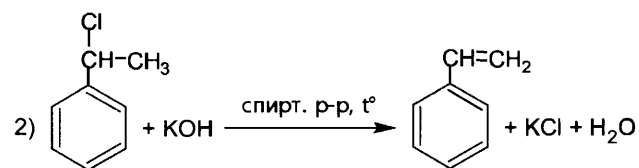
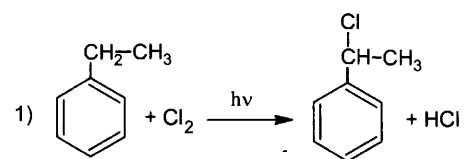
(возможно указание в качестве продукта реакции и



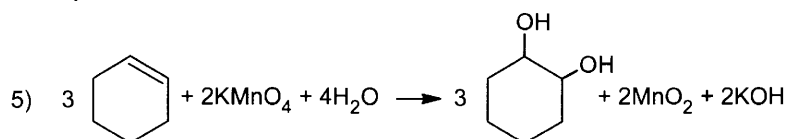
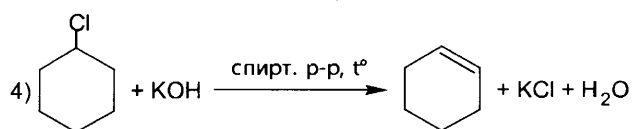
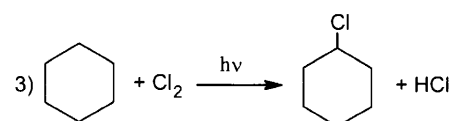
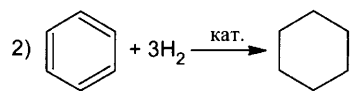
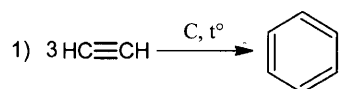
79.



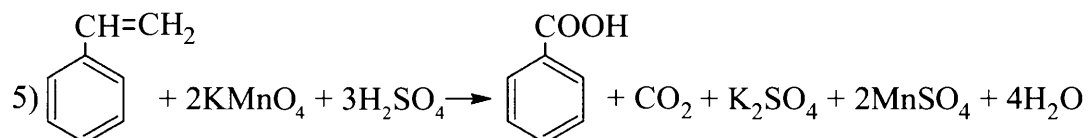
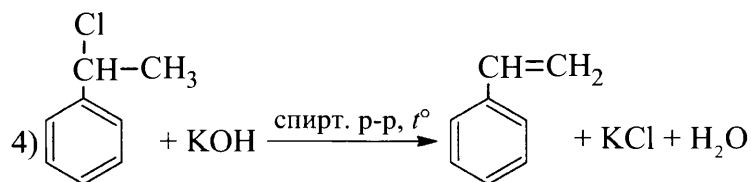
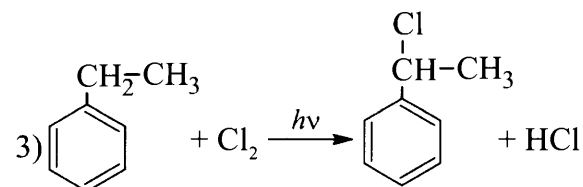
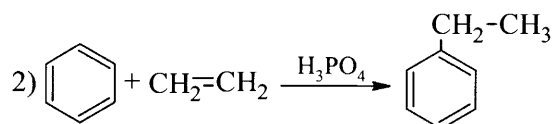
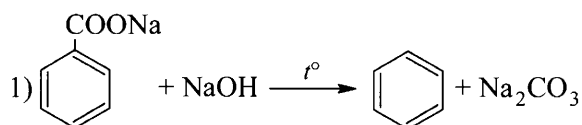
80.



81.



82.



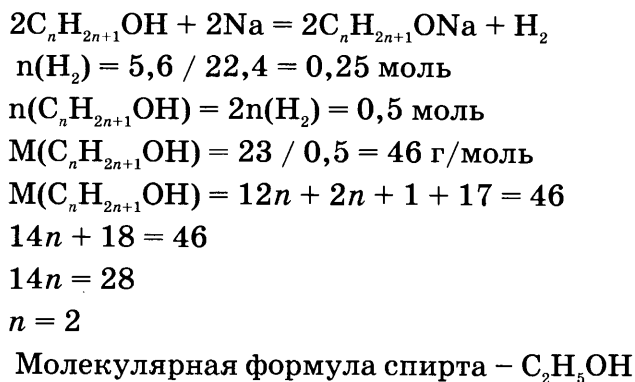
## Ответы к разделу 4

### Ответы к заданиям с кратким ответом

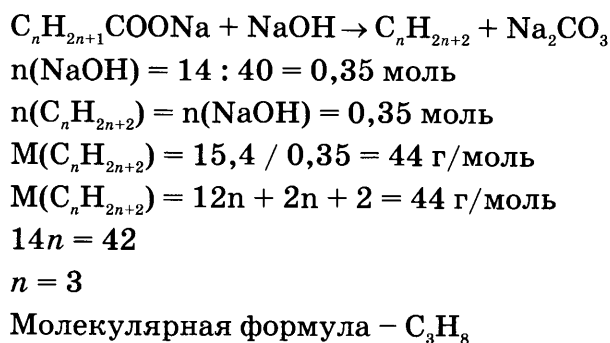
	Номер задания							
	83	84	85	86	87	88	89	90
Ответ	4,9 %	4,8 %	21 г	242 г	125,3 кДж	1,568 л	150 л	5 л

### Ответы к заданиям с развёрнутым ответом

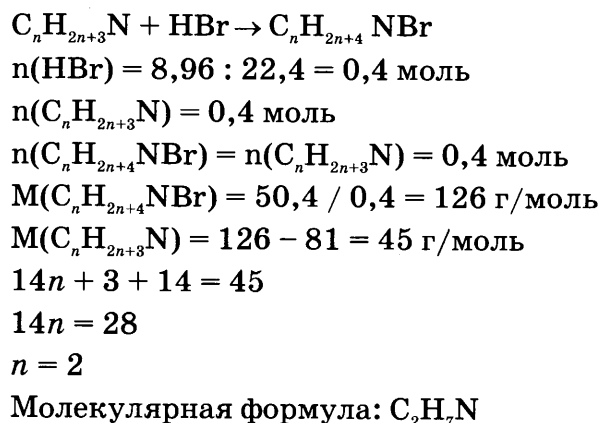
91.



92.



93.





94.

Схема реакции:  $2\text{RNH}_2 \rightarrow \text{N}_2$

$$n(\text{RNH}_2) = 2n(\text{N}_2) = 2 \cdot 0,224/22,4 = 0,02 \text{ моль.}$$

Молярная масса амина:

$$M = m/n = 0,9/0,02 = 45 \text{ г/моль;}$$

На радикал R приходится  $45 - (14+2) = 29$ , таким радикалом может быть только этил  $-\text{C}_2\text{H}_5$ .

$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  – молекулярная формула амина.

95.

$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$

$$n(\text{CO}_2) = 0,896/22,4 = 0,04 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,99/18 = 0,055 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}_2) = 0,112/22,4 = 0,005 \text{ моль}$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,04 \text{ моль}$$

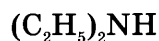
$$n(\text{H}) = 2 n(\text{H}_2\text{O}) = 0,11 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}) = 2 n(\text{N}_2) = 0,01 \text{ моль}$$

$$x : y : z = 0,04 : 0,11 : 0,01 = 4 : 11 : 1$$

Молекулярная формула амина  $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$

Структурная формула вторичного амина:



96.

$\text{C}_x\text{H}_y$

$$n(\text{CO}_2) = 33,6/22,4 = 1,5 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 27/18 = 1,5 \text{ моль}$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 1,5 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}) = 2 n(\text{H}_2\text{O}) = 3,0 \text{ моль}$$

$$x : y = 1,5 : 3,0 = 1 : 2$$

простейшая формула  $\text{CH}_2$ .

$$M(\text{CH}_2) = 14 \text{ г/моль,}$$

$$M_{\text{ист.}} = 40 \cdot 1,05 = 42 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{ист.}} / M(\text{CH}_2) = 42/14 = 3.$$

Истинная молекулярная формула  $\text{C}_3\text{H}_6$ .

97.

Общая формула аминокислоты –  $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ .

$$w(\text{O}) = \frac{2 \cdot 16}{M_{\text{кислоты}}}$$

$$M_{\text{кислоты}} = \frac{32}{0,4267} = 75 \text{ г/моль.}$$

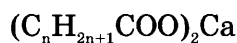
$$M = 12n + 2n + 16 + 45 = 75;$$

$$14n = 14$$

$$n = 1$$

Формула аминокислоты  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

98.



$$w(Ca) = \frac{40}{M(\text{соли})} = 0,3077$$

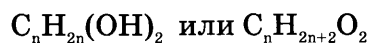
$$M(\text{соли}) = 40 / 0,3077 = 130 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{соли}) = (14n + 1 + 12 + 32) \cdot 2 + 40 = 130$$

$$n = 0$$

Формула кислоты: HCOOH

99.



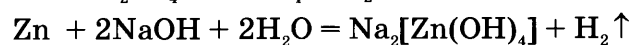
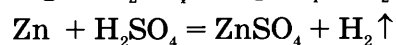
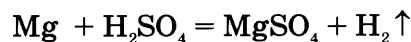
$$w(C) = \frac{12n}{12n + 2n + 34}$$

$$0,4737 = \frac{12n}{12n + 2n + 34}$$

$$n = 3$$

молекулярная формула спирта  $C_3H_8(OH)_2$  или  $C_3H_8O_2$

100.



$$n(Zn) = n(H_2) = 13,44 / 22,4 = 0,6 \text{ моль,}$$

$$m(Zn) = 0,6 \cdot 65 = 39 \text{ г}$$

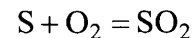
$$V(H_2) = 22,4 - 13,44 = 8,96 \text{ л}$$

$$n(Mg) = n(H_2) = 8,96 / 22,4 = 0,4 \text{ моль}$$

$$m(Mg) = 0,4 \cdot 24 = 9,6 \text{ г}$$

$$\omega(Mg) = \frac{9,6}{9,6 + 39} = 0,198 \text{ или } 19,8 \%$$

101.

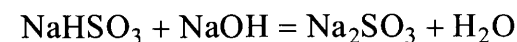


$$n(S) = m : M = 8 : 32 = 0,25 \text{ моль}$$

$$n(SO_2) = n(S) = 0,25 \text{ моль}$$

$$m(NaOH) = 200 \cdot 0,08 = 16 \text{ г}$$

$$n(NaOH) = 16 : 40 = 0,4 \text{ моль}$$



$$n(NaHSO_3) = n(SO_2) = 0,25 \text{ моль}$$

$$n(NaOH)_{\text{прореаг.}} = n(SO_2) = 0,25 \text{ моль}$$

$$n(NaOH)_{\text{ост.}} = 0,4 - 0,25 = 0,15 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaHSO}_3)_{\text{прореаг.}} = n(\text{NaOH})_{\text{ост.}} = 0,15 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaHSO}_3)_{\text{ост.}} = 0,25 - 0,15 = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_3)_{\text{обр.}} = n(\text{NaOH})_{\text{ост.}} = 0,15 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaHSO}_3)_{\text{ост.}} = 0,1 \cdot 104 = 10,4 \text{ г}$$

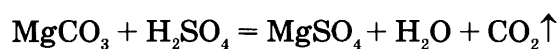
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,15 \cdot 126 = 18,9 \text{ г}$$

$$m_{\text{раствора}} = 200 + 0,25 \cdot 64 = 216 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaHSO}_3) = \frac{10,4}{216} = 0,048 = 4,8\%$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{18,9}{216} = 0,0875 = 8,75\%$$

102.



$$n(\text{MgCO}_3) = n(\text{MgSO}_4) = n(\text{CO}_2) = m(\text{MgCO}_3) / M(\text{MgCO}_3) = 8,4 / 84 = 0,1 \text{ моль,}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,08 \cdot 250 \cdot 0,15 / 98 = 0,41 \text{ моль - в избытке,}$$

$$m(\text{MgSO}_4) = n(\text{MgSO}_4) \cdot M(\text{MgSO}_4) = 0,1 \cdot 120 = 12 \text{ г}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,1 \cdot 44 = 4,4 \text{ г}$$

$$m_{1 \text{ раствора}} = \rho \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,08 \cdot 250 = 270 \text{ г}$$

$$m_{2 \text{ раствора}} = m_{1 \text{ раствора}} + m(\text{MgCO}_3) - m(\text{CO}_2) = 270 + 8,4 - 4,4 = 274 \text{ г}$$

$$\omega(\text{MgSO}_4) = m(\text{MgSO}_4) / m_{2 \text{ раствора}} = 12 / 274 = 0,044 \text{ или } 4,4\% .$$

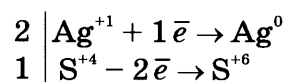
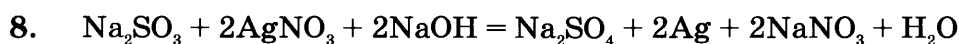
## ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ ТРЕНИРОВОЧНЫХ ВАРИАНТОВ

### Ответы к заданиям с кратким ответом

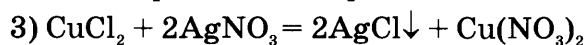
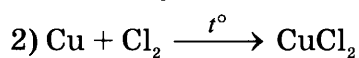
Вариант	Номер задания						
	1	2	3	4	5	6	7
1	4321	2252	1253	2211	346	126	134
2	2655	5324	1423	1441	146	235	356
3	5135	2442	4315	4121	134	346	156
4	5354	4413	5421	2151	146	135	236
5	3512	1341	2543	4115	345	135	136

### Ответы к заданиям с развёрнутым ответом

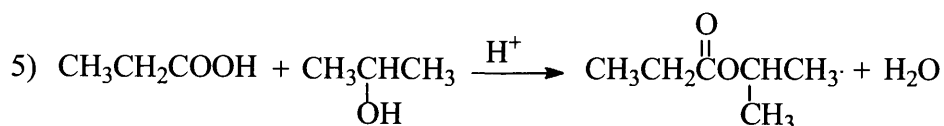
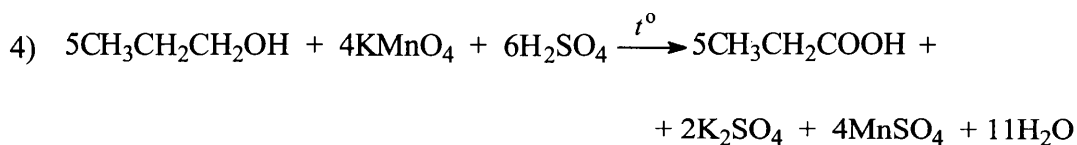
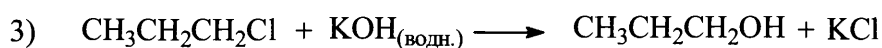
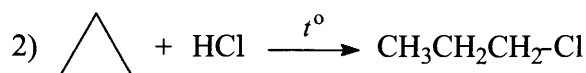
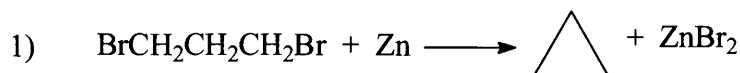
#### Вариант 1

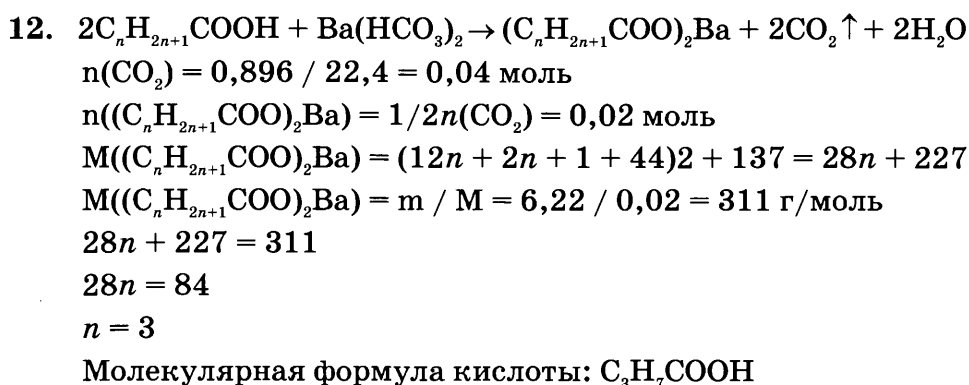
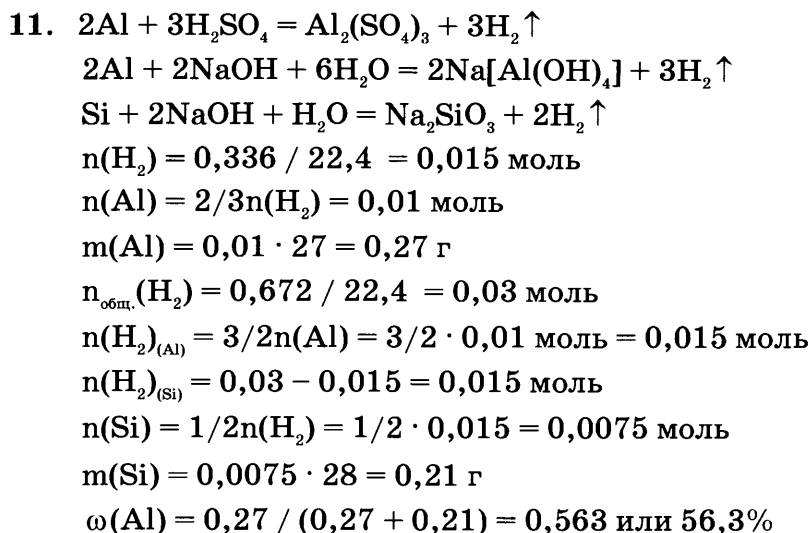


Сера в степени окисления +4 (или  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) является восстановителем, а серебро в степени окисления +1 (или  $\text{AgNO}_3$ ) – окислителем.

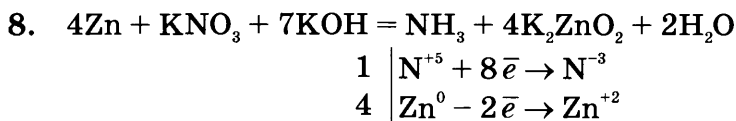


10.

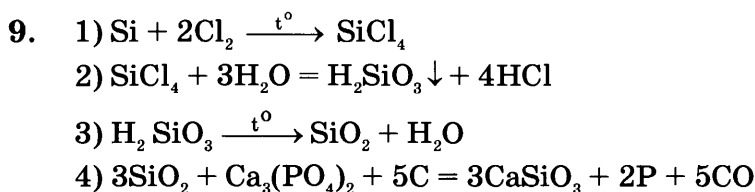




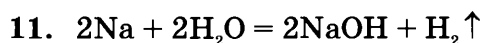
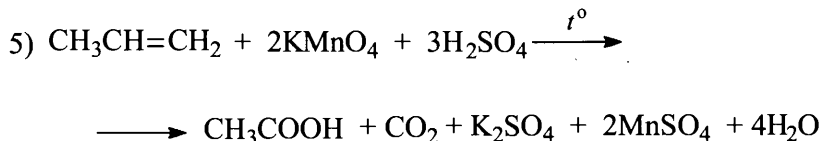
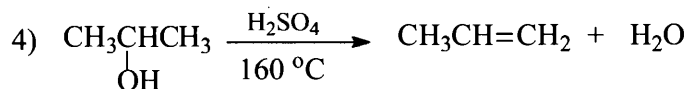
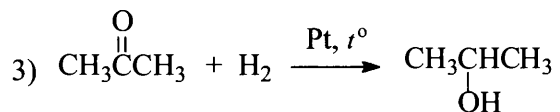
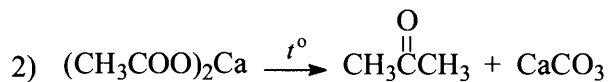
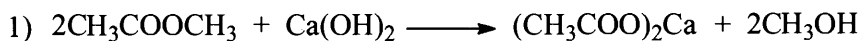
### Вариант 2



Азот в степени окисления +5 (или нитрат калия) является окислителем, а цинк в степени окисления 0 – восстановителем.



10.

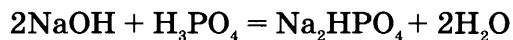


$$n(\text{Na}) = 13,8 / 23 = 0,6 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{Na}) = 0,6 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \cdot 0,59 / 98 = 0,3 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaOH}) / n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 / 1$$



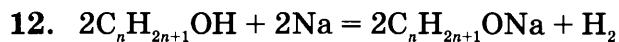
$$n(\text{H}_2) = 0,5n(\text{Na}) = 0,3 \text{ моль}$$

$$m(\text{H}_2) = 0,3 \cdot 2 = 0,6 \text{ г}$$

$$n(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,3 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,3 \cdot 142 = 42,6 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 42,6 / (250 + 13,8 + 50 - 0,6) = 42,6 / 313,2 = 0,136 \text{ или } 13,6\%$$



$$n(\text{H}_2) = 2,8 / 22,4 = 0,125 \text{ моль}$$

$$n(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 2n(\text{H}_2) = 0,25 \text{ моль}$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 22 / 0,25 = 88 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 12n + 2n + 1 + 17 = 88$$

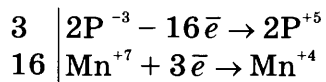
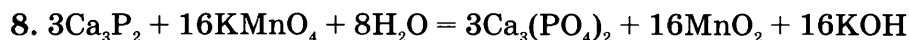
$$14n + 18 = 88$$

$$14n = 70$$

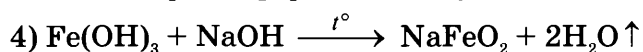
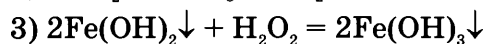
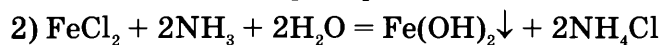
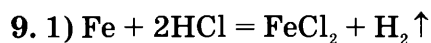
$$n = 5$$

Молекулярная формула спирта –  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$

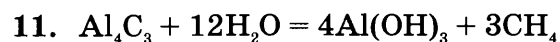
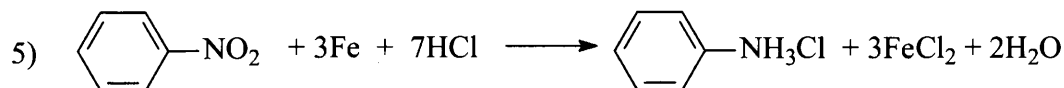
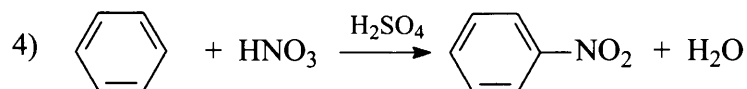
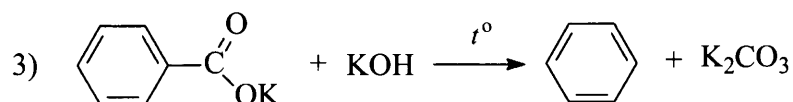
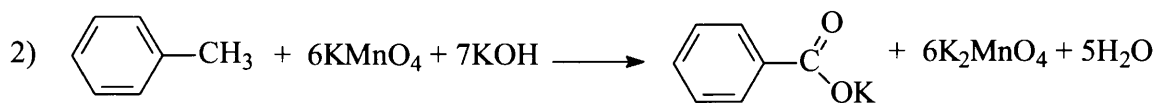
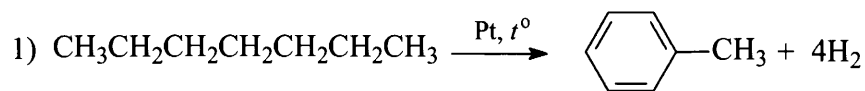
### Вариант 3



Фосфор в степени окисления  $-3$  (или фосфид кальция) является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или перманганат калия) – окислителем.



10.



$n(\text{CH}_4) = 13,44 / 22,4 = 0,6$  моль

$n(\text{Al}_4\text{C}_3) = 1/3n(\text{CH}_4) = 0,2$  моль

$n(\text{Al}(\text{OH})_3) = 4n(\text{Al}_4\text{C}_3) = 0,8$  моль

$n(\text{NaOH})_{\text{исх.}} = 160 \cdot 0,3 / 40 = 1,2$  моль

NaOH – в избытке

$n(\text{NaOH})_{\text{прореаг.}} = n(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,8$  моль

$n(\text{NaOH})_{\text{ост.}} = 1,2 - 0,8 = 0,4$  моль

$n(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = n(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,8$  моль

$$m(\text{NaOH})_{\text{ост.}} = 0,4 \cdot 40 = 16 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = 0,8 \cdot 118 = 94,4 \text{ г}$$

$$m(\text{CH}_4) = 0,6 \cdot 16 = 9,6 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}_4\text{C}_3) = 0,2 \cdot 144 = 28,8 \text{ г}$$

$$m(\text{p-ра}) = 400 + 28,8 + 160 - 9,6 = 579,2 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 16 / 579,2 = 0,028 \text{ или } 2,8\%$$

$$\omega(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = 94,4 / 579,2 = 0,163 \text{ или } 16,3\%$$



$$m(\text{KOH}) = (9,8 + 3,2) - 7,4 = 5,6 \text{ г}$$

$$n(\text{KOH}) = 5,6 / 56 = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(\text{RCOOR}') = n(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль, тогда}$$

$$M(\text{RCOOR}') = m/n = 7,4 / 0,1 = 74 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{R}'\text{OH}) = 3,2 / 0,1 = 32 \text{ г/моль}$$

$$\text{отсюда } M(\text{R}') = 32 - 17 = 15 \text{ г/ моль}$$

радикал  $\text{R}' - \text{CH}_3$

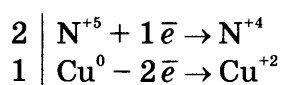
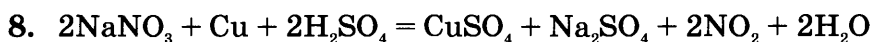
$$M(\text{RCOOK}) = \frac{9,8}{0,1} = 98 \text{ г/моль,}$$

$$\text{отсюда } M(\text{R}) = 98 - 83 = 15 \text{ г/моль}$$

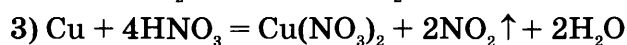
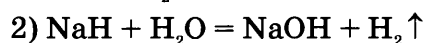
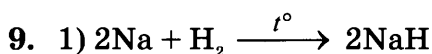
$\text{R} - \text{CH}_3$

Следовательно, эфир  $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ .

#### Вариант 4

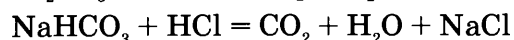
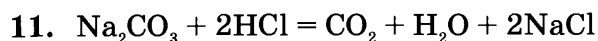
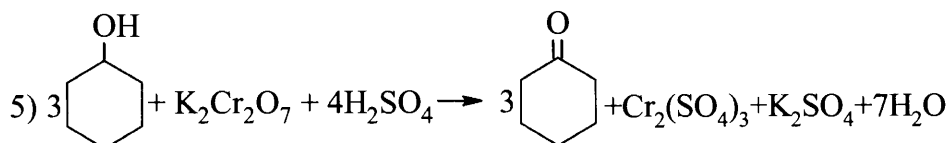
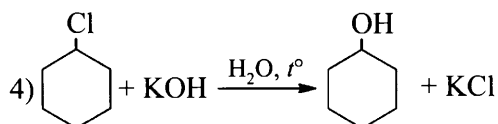
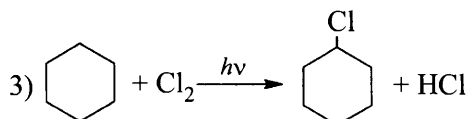
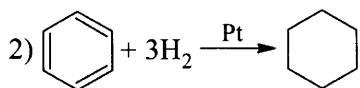
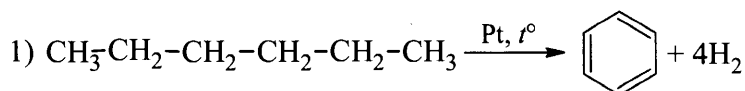


Азот в степени окисления +5 (или  $\text{NaNO}_3$ ) является окислителем, а медь в степени окисления 0 (или  $\text{Cu}$ ) – восстановителем.





10.



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

$$n(\text{HCl}) = 14,6 : 36,5 = 0,4 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = 80 \cdot 0,1 = 8 \text{ г}$$

$$n(\text{NaOH}) = 8 / 40 = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = n(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{HCl в реакции с NaHCO}_3) = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{HCl в реакции с Na}_2\text{CO}_3) = 0,4 - 0,2 = 0,2 \text{ моль}$$

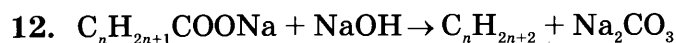
$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,5n(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,2 \cdot 84 = 16,8 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \cdot 106 = 10,6 \text{ г}$$

$$m(\text{смеси}) = 16,8 + 10,6 = 27,4 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,6 / 27,4 = 0,387 \text{ или } 38,7\%$$



$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 46,64 : 106 = 0,44 \text{ моль}$$

$$n(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,44 \text{ моль}$$

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = 19,36 / 0,44 = 44 \text{ г/моль}$$

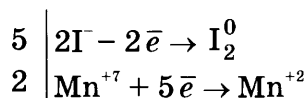
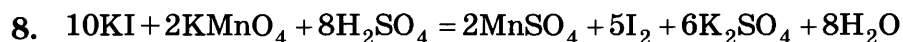
$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = 12n + 2n + 2 = 44 \text{ г/моль}$$

$$14n = 42$$

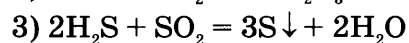
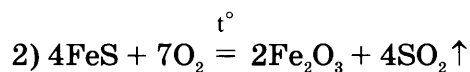
$$n = 3$$

Молекулярная формула:  $\text{C}_3\text{H}_8$

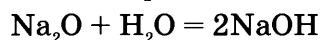
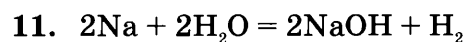
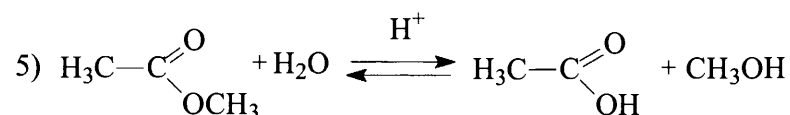
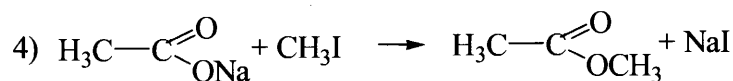
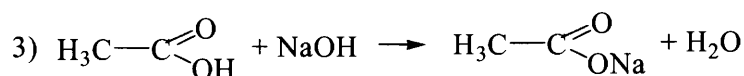
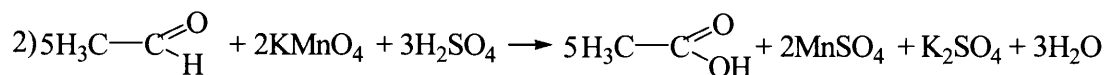
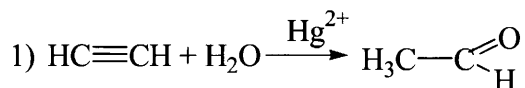
### Вариант 5



Иод в степени окисления  $-1$  (или иодид калия) является восстановителем, а марганец в степени окисления  $+7$  (или перманганат калия) – окислителем.



10.



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

$m(\text{NaOH}) = 240 \cdot 0,1 = 24$  г

$n(\text{NaOH}) = 24 / 40 = 0,6$  моль

$n(\text{Na}) = 2n(\text{H}_2) = 0,4$  моль

$n(\text{NaOH в реакции с Na}) = n(\text{Na}) = 0,4$  моль

$n(\text{NaOH в реакции с Na}_2\text{O}) = 0,6 - 0,4 = 0,2$  моль

$n(\text{Na}_2\text{O}) = 0,5n(\text{NaOH}) = 0,1$  моль

$m(\text{Na}) = 0,4 \cdot 23 = 9,2$  г

$m(\text{Na}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 62 = 6,2$  г

$m(\text{смеси}) = 9,2 + 6,2 = 15,4$  г

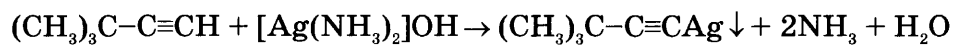
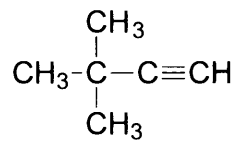
$\omega(\text{Na}) = 9,2 / 15,4 = 0,60$  или 60%

12.  $C_xH_y$

$$w(C) = 100 - 12,19 = 87,81$$

$$x : y = 87,81 / 12 : 12,19 / 1 = 0,6 : 1 = 6 : 10$$

молекулярная формула  $C_6H_{10}$



## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ .....</b>	<b>3</b>
<b>ЧАСТЬ 1. СИСТЕМА ЗАДАНИЙ ПОВЫШЕННОГО И ВЫСОКОГО УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ ПО ВАЖНЕЙШИМ РАЗДЕЛАМ/ТЕМАМ КУРСА ХИМИИ.....</b>	<b>6</b>
<b>Раздел 1. Окислительно-восстановительные реакции, закономерности их протекания. Электролиз растворов и расплавов солей.....</b>	<b>6</b>
1.1. Материал для повторения и систематизации знаний .....	7
1.2. Задания с комментариями и решениями .....	19
1.3. Задания для самостоятельной работы .....	33
<b>Раздел 2. Классификация неорганических веществ. Характерные химические свойства неорганических веществ различных классов. Взаимосвязь неорганических веществ .....</b>	<b>39</b>
2.1. Материал для повторения и систематизации знаний .....	39
2.2. Задания с комментариями и решениями.....	63
2.3. Задания для самостоятельной работы.....	70
<b>Раздел 3. Классификация органических веществ. Характерные свойства органических веществ различных классов. Взаимосвязь органических веществ .....</b>	<b>76</b>
3.1. Материал для повторения и систематизации знаний .....	76
3.2. Задания с комментариями и решениями .....	134
3.3. Задания для самостоятельной работы .....	141
<b>Раздел 4. Расчётные задачи.....</b>	<b>152</b>
<b>ЧАСТЬ 2. ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ВАРИАНТЫ, ВКЛЮЧАЮЩИЕ ЗАДАНИЯ ПОВЫШЕННОГО И ВЫСОКОГО УРОВНЯ СЛОЖНОСТИ .....</b>	<b>178</b>
Вариант 1 .....	178
Вариант 2 .....	182
Вариант 3 .....	185
Вариант 4 .....	188
Вариант 5 .....	191
<b>ЧАСТЬ 3. ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ И ЗАДАНИЯМ ТРЕНИРОВОЧНЫХ ВАРИАНТОВ.....</b>	<b>195</b>

Для заметок