

В.Н. Доронькин, А.Г. Бережная, Т.В. Сажнева, В.А. Февралева

ЕГЭ ХИМИЯ

БОЛЬШОЙ СПРАВОЧНИК

- ОБЩАЯ ХИМИЯ
- НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
- ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
- УПРАЖНЕНИЯ И ОТВЕТЫ



ЛЕГИОН

В. Н. Доронькин, А. Г. Бережная,
Т. В. Сажнева, В. А. Февралева

ХИМИЯ

БОЛЬШОЙ СПРАВОЧНИК

для подготовки к ЕГЭ

Справочное издание

Издание четвёртое, переработанное и дополненное

Под редакцией В. Н. Доронькина



ЛЕГИОН
Ростов-на-Дону
2019

УДК 373.54
ББК 24я2
Х46

*Авторский коллектив является лауреатом
Всероссийской выставки «Золотой фонд отечественной науки»
Российской академии естествознания (2010 г.)*

Рецензент

Т. В. Романенко, кандидат хим. наук, учитель высшей категории, отличник народного просвещения РФ (г. Коломна, Московская область)

Коллектив авторов:

В. Н. Доронькин, А. Г. Бережная, Т. В. Сажнева, В. А. Февралева

Химия. Большой справочник для подготовки к ЕГЭ : справочное издание / под ред. В. Н. Доронькина. — Изд. 4-е, перераб. и доп. — Ростов н/Д : Легион, 2018. — 560 с. — (ЕГЭ).

ISBN 978-5-9966-1173-7

В справочнике представлен весь материал, необходимый для успешной сдачи экзамена в формате ЕГЭ и изучения курса химии в школе.

Книга содержит три раздела:

- «Общая химия»,
- «Неорганическая химия»,
- «Органическая химия».

Материал структурирован в соответствии с логикой его изучения и излагается с использованием алгоритмов, опирающихся на минимально необходимые базовые знания. В пособие включены также практические задания, необходимые для лучшего запоминания и проверки качества подготовки.

Четвёртое издание дополнено главой «Полимеры».

Справочник адресован старшеклассникам и может быть полезен учителям, абитуриентам и студентам.

УДК 373.54
ББК 24я2

ISBN 978-5-9966-1173-7

© ООО «Легион», 2018

Содержание

Предисловие	7
Раздел I. Общая химия	10
1. Первоначальные химические понятия	10
Типы химических реакций	13
Основные понятия и законы	14
Основные положения атомно-молекулярного учения	16
Примеры решений	18
Формальные вычисления	18
Упражнения к главе 1	25
2. Расчёты по химическим уравнениям	26
Упражнения к главе 2	29
Решение задач на «чистое вещество» и «избыток — недостаток»	31
Упражнения к главе 2	36
Решение задач «на выход продукта реакции»	38
Упражнения к главе 2	44
3. Строение атома и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней	46
Характеристики элементарных частиц	46
Электронная оболочка атомов	47
Периодический закон и Периодическая система	49
Упражнения к главе 3	52
4. Химическая связь и строение вещества	55
Химическая связь	55
Типы кристаллических решёток	61
Упражнения к главе 4	62
5. Химическая энергетика	63
Термохимические уравнения. Закон Гесса	66
Упражнения к главе 5	69
6. Химическая кинетика	69
Факторы, влияющие на скорость химической реакции	70
Упражнения к главе 6	75
Химическое равновесие	75
Упражнения к главе 6	78
7. Химия растворов	79
Способы выражения концентрации вещества в растворе	81
Упражнения к главе 7	88

8. Электролитическая диссоциация	89
Количественные характеристики диссоциации	91
Ионные уравнения.	92
Кислотность среды. Понятие о рН	93
Гидролиз.	94
Упражнения к главе 8.	96
9. Окислительно-восстановительные процессы.	98
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	98
Электролиз	105
Коррозия и методы защиты от коррозии	108
Упражнения к главе 9.	111
10. Основы классификации и химические свойства основных классов неорганических веществ.	112
Основы номенклатуры неорганических соединений.	112
Классы неорганических соединений	114
Упражнения к главе 10.	122
Ответы	126
Раздел II. Неорганическая химия	181
Неметаллы. Общая характеристика	181
1. Водород	183
Упражнения к главе 1.	187
Элементы главной подгруппы VII группы	188
2. Галогены и их свойства	188
Упражнения к главе 2.	198
Элементы главной подгруппы VI группы	200
3. Кислород и его свойства	201
Упражнения к главе 3.	205
4. Сера и её соединения	205
Упражнения к главе 4	219
Элементы главной подгруппы V группы	222
5. Азот и его соединения	222
Упражнения к главе 5.	236
6. Фосфор и его соединения.	239
Упражнения к главе 6.	245
Элементы главной подгруппы IV группы	246
7. Углерод и его соединения	247
Упражнения к главе 7.	256

8. Кремний и его соединения	257
Упражнения к главе 8	262
Металлы. Общая характеристика	264
9. Щелочные металлы	269
Упражнения к главе 9	273
10. Элементы главной подгруппы II группы	274
Упражнения к главе 10	278
11. Алюминий и его соединения	279
Упражнения к главе 11	283
12. Железо и его соединения	285
Упражнения к главе 12	293
13. Хром	295
Упражнения к главе 13	301
14. Медь и её соединения	302
Упражнения к главе 14	305
15. Серебро и его соединения	307
Упражнения к главе 15	308
16. Цинк и его соединения	309
Упражнения к главе 16	312
Ответы	313
Раздел III. Органическая химия	334
1. Строение органических веществ. Теория строения органических веществ А. М. Бутлерова (1861 г.)	334
Основы классификации и номенклатуры органических веществ	335
Принципы номенклатуры органических веществ	338
Валентные состояния атома углерода в органических соединениях. Электронное и пространственное строение некоторых молекул	345
Упражнения к главе 1	349
2. Углеводороды	355
Насыщенные углеводороды	355
Алканы	355
Циклоалканы (циклопарафины)	360
Ненасыщенные углеводороды	363
Алкены	363
Алкины	369
Диеновые углеводороды	373

Каучуки	376
Ароматические углеводороды	377
Упражнения к главе 2.	383
Функциональные производные углеводов	388
3. Спирты.	388
Предельные одноатомные спирты.	389
Многоатомные спирты	395
Упражнения к главе 3.	398
4. Фенолы	402
Упражнения к главе 4.	407
5. Альдегиды и кетоны.	408
Упражнения к главе 5.	417
6 Карбоновые кислоты	420
Упражнения к главе 6.	427
7. Сложные эфиры и жиры.	431
Упражнения к главе 7.	435
8. Углеводы	437
Моносахариды	438
Полисахариды	444
Упражнения к главе 8.	447
Азотсодержащие вещества	449
9. Амины	449
Упражнения к главе 9.	454
10. Аминокислоты и белки	455
Упражнения к главе 10.	460
Полимеры	461
Ответы	470
Приложение	517
Качественные реакции на неорганические ионы	517
Изменения, сопровождающие некоторые химические превращения	525
Качественные реакции на функциональные группы и связи в составе органических веществ	532
Некоторые реагенты, взаимодействующие с различными классами органических и неорганических веществ	538
Тривиальные названия неорганических веществ.	545
Список литературы	549

Дорогие выпускники!

Основа химических знаний закладывается на уроках химии. При подготовке к ним нужно отчётливо понимать: времени, отводимого на изучение предмета «Химия» в школе, недостаточно, для того чтобы без дополнительных усилий уверенно писать контрольные работы и сдавать экзамены.

Пособие, которое вы держите в руках, написано людьми, которые, во-первых, любят своих учеников и, во-вторых, предпочитают системный подход в работе. Это определило и содержание книги, и форму изложения. Мы старались написать пособие доступным для самостоятельного изучения языком и стремились к тому, чтобы в книгу был включён весь материал, необходимый для успешной сдачи экзамена в формате ЕГЭ. В большинстве разделов материал излагается с использованием алгоритмов, опирающихся на минимально необходимые базовые знания. Например, при описании свойств химических элементов выдерживается следующая последовательность: общая характеристика элемента по Периодической системе Д. И. Менделеева и строение атома; нахождение элемента в природе; физические свойства простого вещества, которое образует этот элемент, и способы его получения; химические свойства вещества и его применение. Такой подход, на наш взгляд, облегчает как понимание, так и запоминание материала.

Материал в справочнике расположен в соответствии с логикой его изучения. В первом разделе — «Общая химия» — рассматриваются теоретические и методические вопросы: методика решения задач, строение вещества, окислительно-восстановительные процессы в химии, теория электролитической диссоциации, химическая кинетика. Материал, приведённый в этой главе, является базой для успешного освоения химии. Во втором разделе — «Неорганическая химия» — описываются свойства химических элементов и их соединений. Третий раздел справочника посвящён сведениям об органических соединениях. Завершает пособие приложение, в котором даются сведения о качественных реакциях неорганических и органических веществ, признаках химических превращений и тривиальных названиях веществ. Для каждого раздела составлены задания (вопросы и упражнения), которые необходимо выполнять для проверки качества подготовки. Часть вопросов проверяет только запоминание материала. Например, уравнения каких-либо реакций, описанных в тексте раз-

дела; ответы на такие вопросы мы не приводим. Большинство заданий требуют творческого и самостоятельного подхода; проверить правильность рассуждений позволят полные ответы к этим заданиям.*

Наши советы

Подготовку к экзамену по химии условно можно разделить на 2 этапа — первичное освоение и систематизация материала и активная подготовка к экзамену. Время, отводимое на подготовку, мы рекомендуем распределить следующим образом: теоретические основы химии и расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций (первый раздел) следует отработать к началу ноября (если вы учитесь в 11-м классе), неорганическую химию (вторая часть программы подготовки) — к середине января, органическую химию — к концу марта.

Для подготовки к экзамену мы рекомендуем воспользоваться пособиями издательства «Легион», написанными коллективом авторов под редакцией В.Н. Доронькина:

- 1) Химия. Карманный справочник. 9–11-е классы.
- 2) Химия. ЕГЭ. Раздел «Общая химия». 10–11-е классы. Задания и решения. Тренировочная тетрадь.
- 3) Химия. ЕГЭ. Раздел «Неорганическая химия». 10–11-е классы. Задания и решения. Тренировочная тетрадь.
- 4) Химия. ЕГЭ. Раздел «Органическая химия». 10–11-е классы. Задания и решения. Тренировочная тетрадь.
- 5) Химия. ЕГЭ и ОГЭ. Универсальный задачник. 9–11-е классы.
- 6) Химия. ЕГЭ-2019. Тематический тренинг. Задания базового и повышенного уровней сложности.
- 7) Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Задания высокого уровня сложности.
- 8) Химия. Подготовка к ЕГЭ-2019. 30 тренировочных вариантов по демоверсии 2019 года.

* Изучение любого предмета происходит последовательно на нескольких уровнях сложности — базовом, углублённом и профессиональном. В школе происходит знакомство учащихся с химией на базовом и, частично, углублённом уровнях. В этом пособии материал систематизирован на уровне требований, которые предъявляются при аттестации в школе. Свойства веществ, которые проявляются в особых условиях и изучаются в вузе, мы старались не рассматривать.

Первичное освоение начинается с повторения (и при необходимости — восполнения пробелов) теории и выполнения системы упражнений, которые позволяют выработать практические навыки и проверить, понимаете ли вы теорию. Необходимый для успешной сдачи экзамена теоретический материал имеется как в «Большом справочнике», так и в «Карманном справочнике» и, частично, в «Тематическом тренинге. Задания базового и повышенного уровней сложности». Научиться решать задачи вы сможете, используя данную книгу, а также «Универсальный задачник» и тренировочные тетради. Для выработки практических навыков используйте тренировочные тетради, ведь они — это учебник «наоборот», в котором через систему упражнений, вопросов и задач приводится и разъясняется необходимый для решения задания теоретический материал и объясняется, каким образом следует применять полученные знания. Изложение материала в тренировочных тетрадях соответствует последовательности, в которой его следует учить. После выполнения упражнений, приведённых в тренировочных тетрадях по каждой теме, следует выполнять задания из соответствующих разделов «Тематического тренинга базового и повышенного уровней». При изучении тем, входящих в разделы «Неорганическая химия» и «Органическая химия», нужно обязательно использовать книгу «Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Задания высокого уровня сложности». Постарайтесь выполнить приведённые в пособиях задания всех уровней сложности.

В начале апреля следует переходить к активной подготовке. Для этого регулярно выполняйте варианты из пособия «Химия. Подготовка к ЕГЭ-2019. 30 тренировочных вариантов по демоверсии 2019 года», которое полностью соответствует спецификации, при этом контролируйте затраченное на выполнение задания время (не больше 150 минут) и проверяйте выполнение работы по приведённым ответам. Если вы допустили ошибку, то необходимо повторить теоретический материал по проблемному вопросу и ещё раз выполнить тематические задания.

Надеемся, что наши пособия помогут вам успешно сдать экзамен.

Желаем удачи!

Замечания и предложения, касающиеся данной книги, можно присылать на адрес электронной почты legionrus@legionrus.com.

РАЗДЕЛ I.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

1 | Первоначальные химические понятия

Химия — наука о веществах и их взаимных превращениях. Она является важнейшим разделом современного естествознания и играет большую роль в решении основных проблем современного общества, а именно:

- создание новых материалов для различных технических задач;
- установление механизма важнейших биохимических процессов и их проведение в искусственных условиях;
- синтез лекарственных препаратов;
- увеличение эффективности удобрений с целью повышения урожайности сельскохозяйственной продукции;
- разработка и создание новых источников энергии;
- охрана окружающей среды.

Основным объектом изучения химии являются вещества. Вещество — это то, из чего состоят окружающие нас тела. Телом принято считать всё то, что имеет массу и объём. Из одного вещества могут состоять несколько тел. Снег, капли дождя — тела, состоящие из воды. Известно несколько миллионов веществ, причём их количество растёт с каждым днём. Каждое вещество характеризуется индивидуальными свойствами. Задачей химии является выявление и описание таких свойств, которые делают возможными превращения одних веществ в другие в результате химических реакций.

Реакции протекают благодаря особой форме движения материи, которая состоит из вещества и поля. Каждый вид материи имеет свой набор элементарных частиц, как обладающих массой покоя (протон, нейтрон и электрон), так и не обладающих ею. При взаимодействии протонов и нейтронов образуются положительно заряженные ядра, которые притягивают противоположно заряженные электроны. Так формируются атомы.

Атом — наименьшая, химически неделимая, электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атом — носитель химических свойств элемента.

Химический элемент — определённый вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра (${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$). Каждый химический элемент обозначается символом, представляющим собой первую или первую и одну из последующих букв его латинского названия.

В химии часто используется более широкое понятие — **атомная частица**. Под *атомными частицами* понимают производные от изолированных атомов: *атомные радикалы* (атомы, имеющие в основном или возбуждённом состоянии неспаренные электроны, например атомы хлора), *атомные ионы* (характеризуются положительным или отрицательным зарядом, не имеют неспаренных электронов, например ионы натрия) и *атомные ион-радикалы* (в ионизированном состоянии имеют неспаренные электроны, например ион двухвалентного железа Fe^{2+}).

Наименьшая нейтральная совокупность атомов, связанных в определённом порядке, способная к самостоятельному существованию, называется *молекулой*.

Молекула — наименьшая нейтральная частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Как правило, молекула не имеет неспаренных электронов. По аналогии с атомными существуют и **молекулярные частицы**. Под *молекулярными частицами* понимают *молекулы* (нет заряда и неспаренных электронов), *молекулярные радикалы* (нет заряда, но есть неспаренные электроны, например NO_2), *молекулярные ионы* (есть заряд, но нет неспаренных электронов) и *молекулярные ион-радикалы* (есть заряд и неспаренные электроны).

Атомные и молекулярные частицы могут взаимодействовать, что приводит к образованию более сложных ассоциатов (в газах или жидкостях) или агрегатов (в твёрдом состоянии). Атомные ассоциаты образуются из атомных частиц. Существование различных атомных или молекулярных образований определяется внешними условиями, изменение которых меняет характер образованной совокупности. Например: изолированные молекулы воды, существующие при высокой температуре, при её понижении сначала образуют ассоциаты, постепенно превращающиеся в жидкость, а затем формируются

агрегаты (лёд). Он (лёд) характеризуется уже новыми свойствами, присущими твёрдому состоянию. Таким образом, усложнение химической формы ведёт к изменению и увеличению набора физико-химических свойств рассматриваемой системы.

Наличие символов химических элементов позволяет ввести **химические формулы**, отражающие состав веществ. Химическая формула простого вещества обозначается знаком элемента и индексом, записанным справа внизу и показывающим число атомов в атомной совокупности (инертные газы — He и Ar; галогены — F₂ и I₂). **Простое вещество** — вещество, состоящее из атомов одного химического элемента (O₂, H₂, P₄). Некоторые химические элементы могут образовывать несколько разных простых веществ. **Аллотропия** — способность химического элемента образовывать несколько простых веществ. Причинами аллотропии могут быть как образование молекул с разным числом атомов (O₂, O₃), так и образование кристаллов разной модификации. Элемент углерод образует простые вещества — алмаз, графит, карбин, фуллерен. Сера образует две кристаллические модификации — ромбическую и моноклинную — и полимерную пластическую серу.

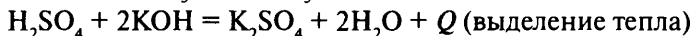
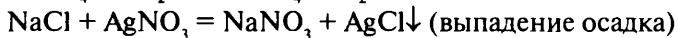
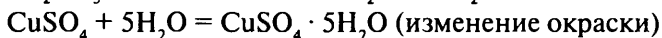
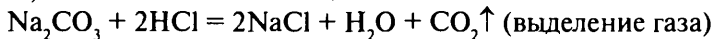
Сложное вещество — вещество, состоящее из атомов нескольких химических элементов. Химическая формула сложного вещества отражает не только его элементный состав, но и количественные соотношения между числом атомов разных элементов в молекуле (молекула H₂SO₄ содержит 2 атома водорода, 1 атом серы и 4 атома кислорода; в состав молекулы C₁₂H₂₂O₁₁ входят 12 атомов углерода, 22 атома водорода, 11 атомов кислорода; молекула HCl состоит из 1 атома водорода и 1 атома хлора). Наряду с химическими соединениями существуют смеси, которые также состоят из атомов или молекул разного вида.

Наличие химических формул для веществ позволяет изображать **химические явления посредством уравнений**.

Химические явления (реакции) — явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами или строением молекул (реакции изомеризации). При этом не происходит изменения состава ядер атомов.

Физические явления — явления, при которых изменяется форма или физическое состояние вещества или образуются новые вещества за счёт изменения состава ядер атомов.

Основными внешними признаками химических реакций являются следующие: выделение газа, изменение окраски, образование осадка, выделение или поглощение тепла.



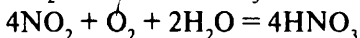
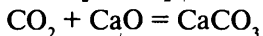
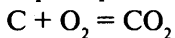
Типы химических реакций

В основе классификации химических реакций используется несколько признаков:

1. По количеству реагентов и продуктов реакции классифицируются на реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

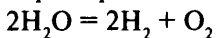
Реакции соединения — реакции, в которых из нескольких веществ образуется одно новое вещество.

Например:



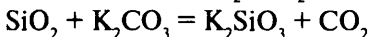
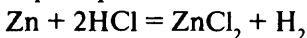
Реакции разложения — реакции, в которых из одного вещества образуется несколько новых веществ.

Например:



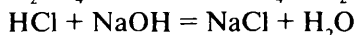
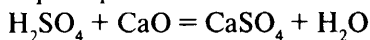
Реакции замещения — реакции, в которых атом или группа атомов, входящих в состав одного вещества, замещает фрагмент в молекуле сложного вещества.

Например:



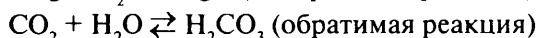
Реакции обмена — реакции, в которых сложные вещества обмениваются своими составными частями.

Например:



2. По обратимости протекания. Реакции могут протекать необратимо (исходные вещества расходуются полностью) и обратимо (в системе находятся и реагенты, и продукты реакции).

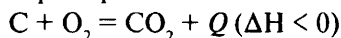
Например:



3. По тепловому эффекту реакции классифицируют на экзотермические и эндотермические.

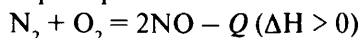
Экзотермические реакции — реакции, сопровождающиеся выделением тепла ($+Q$ в термохимической или $-\Delta H$ в термодинамической системах знаков).

Например:



Эндотермические реакции — реакции, сопровождающиеся поглощением тепла ($-Q$ или $+\Delta H$).

Например:

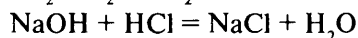
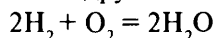


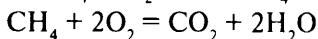
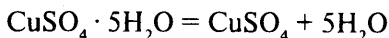
Используются способы классификации химических превращений и по другим признакам — реакции изомеризации, аллотропные превращения, реакции с участием катализатора (каталитические и некаталитические превращения), по механизму реакции и др.

Основные понятия и законы

Закон постоянства состава вещества: любое вещество молекулярного строения имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения (Пруст, 1806).

Например, воду можно получить по одной из указанных ниже реакций или другим способом:





В химически чистом оксиде водорода всегда содержится 11,11 % водорода и 88,89 % кислорода. Отклонение от указанного состава может свидетельствовать о присутствии примесей. Утверждение, обратное закону о постоянстве состава веществ: каждому определённом составу соответствует только одно вещество, — неверно. Например, пропановая кислота и метиловый эфир уксусной кислоты имеют одинаковый состав — $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, но отличаются друг от друга порядком связи в них атомов (такие вещества называются изомерами).

Вещества молекулярного строения (далтониды) — вещества, у которых в твёрдом состоянии в узлах кристаллической решётки располагаются молекулы (H_2O , CO_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, P_4).

Вещества немолекулярного строения — вещества, у которых в твёрдом состоянии в узлах кристаллической решётки располагаются атомы или ионы (графит, SiO_2 , NaCl , $\text{ZrN}_{0,59}$, NH_4NO_3 , Fe). К этим веществам неприменим термин *молекула* и используется термин *формульная единица массы*. Состав некоторых веществ немолекулярного строения может изменяться в зависимости от условий получения, например $\text{TiO}_{1,9-2,0}$. Вещества переменного состава называют бертоллидами.

Закон сохранения массы: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (М. В. Ломоносов, 1756; А. Лавуазье, 1777).

Закон объёмных отношений: объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объёму образующихся газообразных продуктов как простые целые числа (Ж. Гей-Люссак, 1805).

Закон Авогадро: в равных объёмах всех газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. (А. Авогадро, 1811). Молекулы простых газов, кроме инертных газов, двухатомны.

Первое следствие из закона Авогадро: один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объём. При нормальных условиях (н. у.: $t = 0^\circ\text{C}$ ($T = 273\text{K}$) и $P = 760$ мм ртутного столба, 1 атм. (101,3 кПа)) 1 моль любого газа занимает объём 22,4 л, который называют молярным объёмом, $V_M = 22,4$ л/моль.

Количество газообразного вещества n связано с объёмом газа V и молярным объёмом соотношением:

$$n = \frac{V}{V_M}$$

Основные положения атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из атомов.
2. Атомы каждого элемента одинаковы между собой, но отличаются от атомов другого вида.
3. При взаимодействии атомов образуются молекулы: гомоядерные (при взаимодействии атомов одного вида образуются молекулы простых веществ) и гетероядерные (при взаимодействии атомов разных элементов образуются молекулы сложных веществ).
4. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических реакциях разрушаются. Атомы при химических реакциях сохраняются.
5. Химические реакции заключаются в образовании новых веществ (продуктов) из атомов, которые входили в состав исходных веществ (реагентов).

Абсолютная масса атома или молекулы выражается в граммах или килограммах, она очень мала (масса атома водорода равна $1,674 \cdot 10^{-24}$ г), и её применение в повседневной практике ограничено. В связи с этим была введена особая единица измерения массы — *атомная единица массы*, равная $1/12$ части массы атома изотопа углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а. е. м.} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Значение массы атома любого элемента или любой молекулы может быть выражено в атомных единицах массы (а.е.м.).

Относительная атомная масса элемента (A_r) — величина, равная отношению средней массы атомов естественного изотопического состава к 1 а. е. м.:

$$A_r = m_{\text{атома}} / 1 \text{ а. е. м.}$$

Относительная молекулярная масса (M_r) — величина, равная отношению массы молекулы к 1 а. е. м.:

$$M_r = m_{\text{молекулы}} / 1 \text{ а. е. м.}$$

Относительная атомная масса и относительная молекулярная масса — безразмерные величины, например: $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{P}) = 31$, $M_r(\text{NaCl}) = 58,5$. Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы, например

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$$

Кроме рассмотренных величин в химии применяют особую величину — количество вещества n , которое определяется числом структурных единиц, содержащихся в порции вещества, и выражается в молях.

Моль — количество вещества (n), содержащее столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов или других частиц), сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода ^{12}C .

Постоянная Авогадро ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$) — число структурных единиц в одном моль любого вещества.

Молярная масса — масса вещества, взятого в количестве один моль. Единицы измерения: г/моль, кг/кмоль, мг/ммоль.

Количество вещества связано с массой m , молярной массой M вещества и числом структурных единиц N в нём соотношениями:

$$n = \frac{m}{M}, n = \frac{N}{N_A}$$

Второе следствие из закона Авогадро: относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молекулярных масс:

$$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$$

Например, относительная плотность по водороду, воздуху и кислороду вычисляется по формулам:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_{r1}}{2}; D_{\text{возд.}} = \frac{M_{r1}}{29}; D_{\text{O}_2} = \frac{M_{r1}}{32}.$$

Относительная плотность определяется опытным путём как отношение массы газов, имеющих одинаковый объём при одинаковых условиях, т. е. $D = \frac{m_1}{m_2}$, если $V_1 = V_2$.

Для приведения объёмов газов к нормальным условиям используют объединённый газовый закон и уравнение Клапейрона — Менделеева.

Объединённый газовый закон:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

где P_0 , V_0 и T_0 — давление, объём и температура при нормальных условиях, P , V и T — давление, объём и температура при условиях измерений.

Уравнение Клапейрона — Менделеева:

$$PV = \frac{m}{M}RT,$$

где P и V — давление и объём газа, m и M — масса и молярная масса вещества, R — универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль · К), T — абсолютная температура.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЙ

ФОРМАЛЬНЫЕ ВЫЧИСЛЕНИЯ

Пример 1. Вычислите относительную молекулярную массу серной кислоты.

Дано:



Анализ и решение:

Относительная молекулярная масса сложного вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, которые входят в состав одной формульной единицы веществ.

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = (A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) \cdot 1 + A_r(\text{O}) \cdot 4) = (1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) = 98$$

Пример 2. Вычислите молярную массу сульфата калия K_2SO_4 .

Дано:



Анализ и решение:

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав формульной единицы вещества.

$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = (A_r(\text{K}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) \cdot 1 + A_r(\text{O}) \cdot 4) = (39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) = 174 \text{ г/моль}$$

Пример 3. Какое количество вещества содержится в 19,6 г серной кислоты H_2SO_4 ?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Анализ и решение:

Количество вещества $n(\nu)$ вычисляется по формуле

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Вывод: для вычисления количества вещества необходимо

1) вычислить молярную массу серной кислоты,

2) по формуле найти количество вещества.

$$1) M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$2) n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 / 98 = 0,2 \text{ моль}$$

Пример 4. Какую массу имеет сульфат натрия Na_2SO_4 количеством вещества 0,2 моль?

Дано:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

Анализ и решение:

Количество вещества $n(\nu)$ вычисляется по формуле

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Вывод: для вычисления массы вещества необходимо

1) вычислить молярную массу сульфата натрия,

2) по формуле найти массу вещества.

$$1) M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = (23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) = 142 \text{ г/моль}$$

$$2) m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 28,4 \text{ г}$$

Пример 5. Сколько молекул содержится в 6,3 г азотной кислоты HNO_3 ?

Дано:

$$m(\text{HNO}_3) = 6,3 \text{ г}$$

$$N(\text{HNO}_3) = ?$$

Анализ и решение:

Количество вещества вычисляется по формуле

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1),$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Количество вещества $n(\nu)$ связано с числом частиц в веществе уравнением (2):

$$n = N_{\text{в-ва}} / N_A \quad (2),$$

где $N_{\text{в-ва}}$ — число частиц вещества,

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ — число Авогадро.

Вывод: для вычисления числа молекул в веществе необходимо

1) вычислить молярную массу азотной кислоты,

2) по формуле (1) найти количество вещества,

3) по формуле (2) найти число молекул.

$$1) M(\text{HNO}_3) = (1 + 14 + 16 \cdot 3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$2) n(\text{HNO}_3) = 6,3 / 63 = 0,1 \text{ моль}$$

$$3) N_{\text{мол.}}(\text{HNO}_3) = 0,1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,602 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}$$

Пример 6. Какое количество вещества содержится в 224 л азота N_2 при нормальных условиях?

Дано:

$$V(\text{N}_2) = 224 \text{ л}$$

$$n(\text{N}_2) = ?$$

Анализ и решение:

Для газообразных веществ количество вещества вычисляется по формуле

$$n = V_{\text{газ}} / V_M,$$

где $V_{\text{газ}}$ — объём газа (л),

V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4 \text{ л/моль}$ при н. у.).

$$n(\text{N}_2) = 224 / 22,4 = 10 \text{ моль}$$

Пример 7. Какой объём занимают 0,2 моль кислорода O_2 при нормальных условиях?

Дано:

$$n(O_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$V(O_2) = ?$$

Анализ и решение:

Для газообразных веществ количество вещества $n(\nu)$ вычисляется по формуле

$$n = V_{\text{газ}} / V_M$$

где $V_{\text{газ}}$ — объём газа (л),

V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4$ л/моль при н. у.).

$$V(O_2) = 0,2 \cdot 22,4 = 4,48 \text{ л}$$

Пример 8. Какую массу имеют 4,48 л углекислого газа CO_2 при нормальных условиях?

Дано:

$$V(CO_2) = 4,48 \text{ л (н. у.)}$$

$$m(CO_2) = ?$$

Анализ и решение:

Для нахождения массы газообразного вещества используют формулу (1), связывающую

объём газа с количеством вещества, и формулу (2), связывающую количество вещества с его массой:

$$n = V_{\text{газ}} / V_M \quad (1),$$

где $V_{\text{газ}}$ — объём газа (л),

V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4$ л/моль при н. у.);

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (2),$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Вывод: для вычисления массы вещества необходимо

- 1) вычислить количество газообразного вещества по формуле (1),
- 2) вычислить молярную массу углекислого газа,
- 3) вычислить массу вещества по формуле (2).

$$1) n(CO_2) = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

$$2) M(CO_2) = (12 + 16 \cdot 2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$3) m(CO_2) = 0,2 \cdot 44 = 8,8 \text{ г}$$

Пример 9. Какой объём занимают 220 г оксида азота(I) N_2O при нормальных условиях?

Дано:

$$m(N_2O) = 220 \text{ г}$$

$$V(N_2O) - ?$$

Анализ и решение:

Для нахождения объёма газообразного вещества используют формулу (1), связывающую массу газа с количеством вещества, и формулу (2), связывающую количество вещества с его объёмом:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1),$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль);

$$n = V_{\text{газ}} / V_M \quad (2),$$

где $V_{\text{газ}}$ — объём газообразного вещества (л),

V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4$ л/моль при н. у.).

Вывод: для вычисления объёма газообразного вещества необходимо

- 1) вычислить молярную массу оксида азота(I),
- 2) вычислить количество вещества по формуле (1),
- 3) вычислить объём газообразного вещества по формуле (2).

$$1) M(N_2O) = (14 \cdot 2 + 16) = 44 \text{ г/моль}$$

$$2) n(N_2O) = 220 / 44 = 5 \text{ моль}$$

$$3) V(N_2O) = 5 \cdot 22,4 = 112 \text{ л}$$

Пример 10. Какую массу имеют 24,62 л кислорода, находящегося при 27°C и давлении 2 атм.?

Дано:

$$V_1(O_2) = 24,62 \text{ л}$$

$$t_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$p_1 = 2 \text{ атм.}$$

$$m(O_2) - ?$$

Анализ и решение:

Для нахождения массы газообразного вещества используют формулу (1), связывающую объём газа с количеством вещества, и формулу (2), связывающую количество вещества с его массой:

$$n = V_{\text{газ}} / V_M \quad (1),$$

где $V_{\text{газ}}$ — объём газа (л),

V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4$ л/моль при н. у.);

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (2),$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Объём газа приводят к нормальным условиям с использованием формулы (3):

$$P_1 V_1 / T_1 = P_0 V_0 / T_0 \quad (3),$$

где P_0 , V_0 , T_0 — соответственно давление, объём и температура при стандартных условиях,

P_1 , V_1 , T_1 — давление, объём и температура в условиях измерений.

Вывод: для вычисления массы вещества необходимо

- 1) вычислить объём газа при н. у. по формуле (3),
- 2) вычислить количество газообразного вещества по формуле (1),
- 3) вычислить молярную массу кислорода газа,
- 4) вычислить массу вещества по формуле (2).

$$1) V_0(\text{O}_2) = P_1 V_1 T_0 / T_1 P_0 = 2 \cdot 24,62 \cdot 273 / (273 + 27) \cdot 1 = 44,8084 \approx 44,8 \text{ л}$$

$$2) n(\text{O}_2) = 44,8 / 22,4 = 2 \text{ моль}$$

$$3) M(\text{O}_2) = (16 \cdot 2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$4) m(\text{O}_2) = 2 \cdot 32 = 64 \text{ г}$$

Пример 11. Рассчитайте относительную плотность оксида азота(III) N_2O_3 по кислороду.

Дано:



$$D_{\text{N}_2\text{O}_3/\text{O}_2} = ?$$

Анализ и решение:

Относительная плотность одного вещества по другому вычисляется по формуле $D_{1/2} = M_1/M_2$,

где M_1 — молярная масса первого вещества,

M_2 — молярная масса второго вещества.

Вывод: для нахождения относительной плотности необходимо

- 1) вычислить молярные массы веществ,
- 2) вычислить относительную плотность по кислороду, т. е. найти отношение молярных масс.

$$1) M(\text{N}_2\text{O}_3) = (14 \cdot 2 + 16 \cdot 3) = 76 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$$

$$2) D_{\text{no O}_2} = 76 / 32 = 2,375$$

Пример 12. Некоторый объём кислорода имеет массу 3,2 г. Такой же объём неизвестного газообразного вещества в этих же условиях имеет массу 4,4 г. Определите молярную массу вещества.

Дано:

$$m(\text{O}_2) = 3,2 \text{ г}$$

$$m(\text{X}) = 4,4 \text{ г}$$

$$M(\text{X}) = ?$$

Анализ и решение:

Относительная плотность одного вещества по другому вычисляется по формуле (1), если объёмы газов равны $D_{1/2} = m_1/m_2$ (1), где m_1 и m_2 — массы газов.

Относительная плотность также равна отношению молярных масс

$$D_{1/2} = M_1/M_2 \text{ (2),}$$

где M_1 — молярная масса первого вещества,

M_2 — молярная масса второго вещества.

Вывод: для нахождения молярной массы необходимо

- 1) вычислить относительную плотность по кислороду по формуле (1),
- 2) вычислить молярную массу кислорода,
- 3) вычислить молярную массу вещества по формуле (2).
 - 1) $D_{\text{по O}_2} = 4,4 / 3,2 = 1,375$
 - 2) $M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$
 - 3) $M(\text{X}) = 1,375 \cdot 32 = 44 \text{ г/моль}$

Пример 13. Вычислите массовые доли элементов в карбонате кальция CaCO_3 .

Дано:



$$\omega(\text{Ca}) = ?$$

$$\omega(\text{C}) = ?$$

$$\omega(\text{O}) = ?$$

Анализ и решение:

Основная формула:

$$\omega = \frac{m_{\text{части}}}{m_{\text{всего в-ва}}}$$

Воспользуемся основной формулой для массовой доли

$$\omega = m_{\text{части}} / m_{\text{всего в-ва}}$$

где $m_{\text{части}}$ — масса всех атомов элемента, имеющих в соединении,

$m_{\text{всего в-ва}}$ — молярная масса вещества.

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

$$\omega(\text{Ca}) = 40 / 100 = 0,4, \text{ или } 40 \%$$

$$\omega(\text{C}) = 12 / 100 = 0,12, \text{ или } 12 \%$$

$$\omega(\text{O}) = 16 \cdot 3 / 100 = 48 / 100 = 0,48, \text{ или } 48 \%$$

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 1: ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

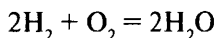
- 1.1. Вычислите молекулярную массу следующих веществ: 1) NaOH; 2) H_3PO_4 ; 3) HNO_3 ; 4) O_2 ; 5) H_2CO_3 .
- 1.2. Какое количество вещества содержится в 1) 80 г NaOH; 2) 9,8 г H_2SO_4 ; 3) 20 г CaCO_3 ; 4) 12,6 г HNO_3 ; 5) 64 г кислорода; 6) 128 г сернистого ангидрида SO_2 ?
- 1.3. Какую массу имеют: 1) 1,5 моль KOH; 2) 2,5 моль Fe_2O_3 ; 3) 0,5 моль N_2 ?
- 1.4. Какие объёмы при нормальных условиях будут занимать: 1) 80 г кислорода; 2) 3 г оксида азота(II); 3) 128 г сернистого ангидрида?
- 1.5. Определите количество вещества и его массу: 1) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул углекислого газа; 2) $12,04 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода; 3) $1,8 \cdot 10^{23}$ молекул воды.
- 1.6. Рассчитайте, каковы массы (в граммах): 1) одной молекулы брома; 2) двух атомов кальция; 3) трёх молекул фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.
- 1.7. Имеются образцы кальция и кадмия массой 2 кг каждый. Сколько атомов содержится в каждом образце металла?
- 1.8. Сколько атомов водорода содержится в 1) 10 моль пропана C_3H_8 ; 2) 2,24 л аммиака (н. у.); 3) 4,5 г этиламина $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$?
- 1.9. Рассчитайте плотность по воздуху и массу при нормальных условиях: 1) 1 л азота; 2) 3 л угарного газа; 3) 11,2 л сероводорода.
- 1.10. 200 мл (н. у.) углеводорода имеют массу 0,232 г. Определите молярную массу углеводорода.
- 1.11. При некоторой температуре плотность серы по азоту равна 9,14. Из скольких атомов состоит молекула серы в этих условиях?
- 1.12. Плотность паров фосфора по воздуху равна 4,28. Из скольких атомов состоит молекула фосфора?

- 1.13.** Масса 1 л газа при нормальных условиях равна 1,52 г, а такого же объёма азота — 1,25 г. Рассчитайте молярную массу газа, исходя из 1) его молярного объёма; 2) его относительной плотности.
- 1.14.** На сколько градусов надо нагреть газ, находящийся в закрытом сосуде при 0 °С, чтобы его давление увеличилось вдвое?
- 1.15.** Вычислите массовые доли элементов в 1) серной кислоте; 2) нитрате бария; 3) медном купоросе. Для медного купороса рассчитайте также массовую долю кристаллизационной воды.

2 | Расчёты по химическим уравнениям

Пример 14. Водород H_2 реагирует с кислородом O_2 . Какое количество (сколько моль) кислорода прореагировало, если в реакцию вступило 4 моль водорода?

Запишем уравнение реакции и прочитаем (поймём сделанную запись) его:



Это уравнение реакции показывает, что 2 моль водорода реагируют с 1 моль кислорода и в результате образуются 2 моль воды (продукта реакции).

Совершенно очевидно, что 4 моль водорода будут реагировать с 2 моль кислорода, 6 моль водорода с 3 моль кислорода и т. д.

Соотношения подобного рода называются пропорциональными (пропорциями). В химии пропорциональность определяется коэффициентами в уравнении реакции. Фактически мы составили и устно решили пропорцию:

$$\begin{array}{l} \text{по условию} \quad 4 \text{ моль} \quad x \text{ моль} \\ \quad \quad \quad 2H_2 + O_2 = 2H_2O \\ \text{по уравнению} \quad 2 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \end{array}$$

$$x = 4 \cdot 1/2 = 2 \text{ моль } O_2$$

Пример 15. Какое количество (сколько моль) кислорода должно прореагировать с алюминием для получения 0,8 моль оксида алюминия Al_2O_3 ?

Для проведения химического расчёта необходимо, во-первых, составить уравнение реакции и, во-вторых, составить и решить пропорцию:

$$\begin{array}{l} \text{по условию} \qquad \qquad \qquad x \text{ моль} \quad 0,8 \text{ моль} \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 \\ \text{по уравнению} \qquad \qquad \qquad 3 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль} \\ x = 3 \cdot 0,8 / 2 = 1,2 \text{ моль O}_2 \end{array}$$

Пример 16. Какое количество кислорода должно прореагировать с алюминием для получения 81,6 г оксида алюминия Al_2O_3 ?

Вы уже поняли: для проведения химического расчёта необходимо составить уравнение реакции, после чего составить и решить пропорцию:

$$\begin{array}{l} \text{по условию} \qquad \qquad \qquad x \text{ моль} \quad n = \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 \\ \text{по уравнению} \qquad \qquad \qquad 3 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль} \end{array}$$

Условие этой задачи отличается от задачи, приведённой в примере 15, тем, что нам неизвестно количество вещества Al_2O_3 . Если бы мы его знали, то по уравнению реакции смогли бы найти количество вещества кислорода. Количество вещества связано с его массой соотношением

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}; n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 81,6 / 102 = 0,8 \text{ моль}$$

Переносим полученное значение в составленную пропорцию и находим количество вещества кислорода:

$$\begin{array}{l} \text{по условию} \qquad \qquad \qquad x \text{ моль} \quad 0,8 \text{ моль} \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 \\ \text{по уравнению} \qquad \qquad \qquad 3 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль} \\ x = 3 \cdot 0,8 / 2 = 1,2 \text{ моль O}_2 \end{array}$$

Логика решения расчётных задач по химии

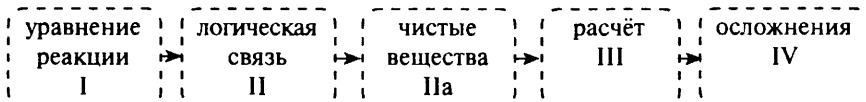
I. Составить уравнение реакции.

II. Установить логические связи (количество какого вещества необходимо найти, по известному количеству какого вещества производим расчёт) («что ищу, по чему считаю»).

III. Расчёт по пропорции.

IV. Осложнения (ответ на дополнительные вопросы, проведение других расчётов).

Все расчёты по уравнению реакции производят только с чистыми веществами. Если данные о веществе приводятся для раствора или смеси, то необходимо вычислить массу вещества (массу чистого вещества) или объём газа. Если в условии задачи приводятся сведения о выходе продукта реакции (коэффициенте полезного действия), то необходимо помнить: по уравнению реакции производятся только теоретические расчёты (со 100 %-ным выходом).



Пример 17. Найдите массу и количество вещества сульфата калия, который может быть получен при взаимодействии 28 г гидроксида калия с серной кислотой.

Дано:

$$m(\text{KOH}) = 28 \text{ г}$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение:

Формула для расчёта

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

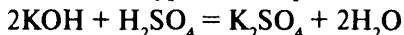
План решения задачи:

1) Составить уравнение реакции.
2) Установить логическую связь: количество какого вещества требуется найти, по количеству какого вещества будет производиться расчёт («что ищу, по чему считаю»).

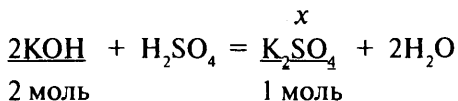
3) Составить и решить пропорцию, найти количество искомого вещества и его массу.

Демонстрация последовательности действий:

1) Составляем уравнение реакции:



2) а) Устанавливаем логическую связь:



Требуется найти количество K_2SO_4 («ищу» — K_2SO_4), подчёркиваем, над формулой записываем x .

Расчёт производим по **КОН** («считаю по» — **КОН**: в условии дана масса (граммы) **КОН**), подчёркиваем;

б) вычисляем количество вещества **КОН** и записываем над формулой:

$$M(\text{КОН}) = 56 \text{ г/моль}, n(\text{КОН}) = 28/56 = 0,5 \text{ моль}$$

3) Расчёт по пропорции (пропорция решается «крест-накрест»):

$$\begin{array}{c} n = 0,5 \\ \text{2KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \overset{x}{\text{K}_2\text{SO}_4} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{2 моль} \qquad \qquad \qquad \text{1 моль} \end{array} \quad \left| \begin{array}{c} \frac{0,5}{2} \times \frac{x}{1} \\ \frac{x}{1} \times \frac{0,5}{2} \end{array} \right.; x = 0,5 \cdot 1/2 = 0,25$$

$$x = 0,5 \cdot 1/2 = 0,25 \text{ (моль } \text{K}_2\text{SO}_4\text{)}$$

$$n = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}}$$

$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль}, m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,25 \cdot 174 = 43,5 \text{ г.}$$

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 2: РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

- 2.1. Какой объём (н. у.) водорода потребуется для восстановления 0,2 моль оксида меди(II)?
- 2.2. При растворении карбоната кальция в избытке азотной кислоты выделилось 5,6 л (н. у.) газа. Масса карбоната кальция равна _____ г.
- 2.3. Какой объём (н. у.) кислорода необходим для окисления 46 л (н. у.) оксида серы(IV) в оксид серы(VI)?
- 2.4. 13 г цинка прореагировало с кислородом O_2 . Какое количество оксида цинка ZnO образовалось?
- 2.5. Какой объём кислорода (н. у.) будет израсходован на сжигание 270 г алюминия?

- 2.6. Сколько граммов хлорида натрия NaCl может быть получено при взаимодействии 80 г гидроксида натрия NaOH с соляной кислотой HCl ?
- 2.7. Сколько литров аммиака NH_3 можно получить при взаимодействии 112 л азота (н. у.) с водородом?
- 2.8. Какой объём кислорода (н. у.) требуется для окисления 27 г алюминия?
- 2.9. Какое количество вещества гидроксида натрия требуется добавить к раствору сульфата меди(II), чтобы получить 49 г гидроксида меди(II)?
- 2.10. Какой объём оксида серы(IV) (н. у.) выделяется при взаимодействии с концентрированной серной кислотой 128 г меди?
- 2.11. Какую массу бертолетовой соли можно получить при пропускании через горячий раствор гидроксида калия 672 л хлора (при н. у.)?
- 2.12. При растворении оксида меди(II) в избытке серной кислоты образовалась средняя соль массой 40 г. Масса оксида меди равна ____ г.
- 2.13. Масса осадка, образующегося при сливании раствора, содержащего 52 г хлорида бария, и избытка раствора сульфата натрия, равна ____ г.
- 2.14. Объём (н. у.) газа, выделившегося при растворении 21 г карбоната магния в избытке азотной кислоты, равен ____ л.
- 2.15. При сливании раствора нитрата серебра с избытком раствора хлорида натрия образовался осадок массой 28,7 г. Масса нитрата серебра в исходном растворе равна ____ г.
- 2.16. Масса серной кислоты, необходимой для полной нейтрализации 168 г гидроксида калия, равна ____ г.

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА «ЧИСТОЕ ВЕЩЕСТВО» И «ИЗБЫТОК — НЕДОСТАТОК»

Пример 18. Сколько граммов сульфата цинка может быть получено при действии на цинк 400 г 4,9%-ного раствора серной кислоты?

Дано:

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 400 \text{ г} \\ \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,9\%, \text{ или } 0,049 \\ m(\text{ZnSO}_4) - ? \end{array} \right.$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1)$$

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \quad (2)$$

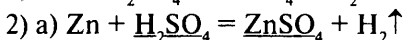
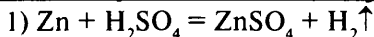
План (логика) решения задачи:

- 1) Составить уравнение реакции.
- 2) Логическая связь: требуется найти количество ZnSO_4 , расчёт проводим по H_2SO_4 .

Для проведения расчёта необходимо найти количество «чистой» серной кислоты H_2SO_4 , для этого требуется:

- а) найти массу серной кислоты в растворе по формуле (2);
- б) найти количество вещества серной кислоты по формуле (1).
- 3) Расчёт по уравнению реакции: по количеству H_2SO_4 найти количество образующегося ZnSO_4 и его массу по формуле (1).

Поэтапное осуществление плана решения задачи:

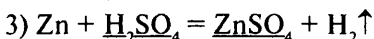


$$\text{б) } m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,049 \cdot 400 = 19,6 \text{ г}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 / 98 = 0,2 \text{ моль}$$

$$0,2 \text{ моль} \quad x \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

$$x = 0,2 \cdot 1 / 1 = 0,2 \text{ моль } (\text{ZnSO}_4)$$

$$m_{\text{в-ва}} = n \cdot M_{\text{в-ва}}$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 161 \text{ г/моль}; m(\text{ZnSO}_4) = 0,2 \cdot 161 = 32,2 \text{ г}$$

Пример 19. Какой объём газа (при нормальных условиях) может быть получен при взаимодействии 400 г 19,6%-ного раствора серной кислоты с железом?

Дано:

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 400 \text{ г} \\ \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6\%, \text{ или } 0,196 \\ V(\text{H}_2) - ? \end{array} \right.$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1)$$

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \quad (2)$$

$$n = V_{\text{газ}} / V_M \quad (3)$$

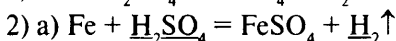
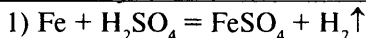
План (логика) решения задачи:

- 1) Составить уравнение реакции.
- 2) Логическая связь: требуется найти количество H_2 , расчёт производим по H_2SO_4 .

Для проведения расчёта необходимо найти количество «чистой» H_2SO_4 , для этого требуется:

- а) найти массу серной кислоты в растворе по формуле (2);
 - б) найти количество вещества серной кислоты по формуле (1).
- 3) Расчёт по уравнению реакции: найти по пропорции количество вещества H_2 и объём H_2 по формуле (3).

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:



б) По формуле (2):

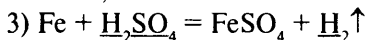
$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,196 \cdot 400 = 78,4 \text{ г}$$

По формуле (1):

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 78,4/98 = 0,8 \text{ моль}$$

$$\begin{array}{ccc} 0,8 \text{ моль} & & x \text{ моль} \end{array}$$



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \end{array}$$

$$x = 0,8 \cdot 1/1 = 0,8 \text{ моль } (\text{H}_2)$$

По формуле (3):

$$V_{\text{г}} = n \cdot V_M$$

$$V(\text{H}_2) = 0,8 \cdot 22,4 = 17,92 \text{ л}$$

Пример 20. Найдите массу гидроксида кальция, который может быть получен при взаимодействии с водой 254,54 г негашёной извести (технического оксида кальция), содержащего 12 % инертных примесей.

Дано:

$$\left\{ \begin{array}{l} m(\text{CaO} + \text{примесь})_{\text{техн.}} = 254,54 \text{ г} \\ \omega(\text{примесь}) = 12\%, \text{ или } 0,12 \\ m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = ? \end{array} \right.$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1)$$

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{смеси}} \quad (2)$$

План (логика) решения задачи:

- 1) Составить уравнение реакции.
- 2) Логическая связь: необходимо найти количество вещества $\text{Ca}(\text{OH})_2$, расчёт производим по CaO .

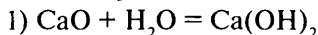
Для расчёта необходимо найти количество «чистого» оксида кальция CaO , содержащегося в технической смеси веществ, для этого требуется:

а) найти массу CaO по формуле (2);

б) найти количество вещества CaO по формуле (1).

- 3) Произвести расчёт по уравнению реакции: по количеству «чистого» CaO найти количество образующегося $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и вычислить его массу.

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:

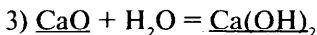


$$\text{б) } \omega(\text{CaO}) = 100 - 12 = 88\%, \text{ или } 0,88$$

$$m(\text{CaO}) = \omega(\text{CaO}) \cdot m(\text{CaO} + \text{примесь}) = 0,88 \cdot 254,54 = 223,872 \text{ г}$$

$$n(\text{CaO}) = 223,872 / (40 + 16) \approx 4 \text{ моль}$$

$$4 \text{ моль} \qquad \qquad \qquad x \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ моль}$$

$$x = 4 \cdot 1 / 1 = 4 \text{ моль } (\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$m_{\text{в-ва}} = n \cdot M_{\text{в-ва}}$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 4 \cdot 74 = 296 \text{ г}$$

Пример 21. Какая масса 50%-ного раствора азотной кислоты должна быть введена в реакцию с гидроксидом аммония для получения 160 г нитрата аммония?

Дано:

$$\begin{cases} m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 160 \text{ г} \\ \omega(\text{HNO}_3) = 50\%, \text{ или } 0,5 \\ m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = ? \end{cases}$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1)$$

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \quad (2)$$

План (логика) решения задачи:

1) Составить уравнение реакции.

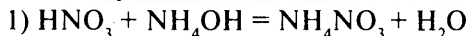
2) Логическая связь: требуется найти количество HNO_3 , расчёт производим по NH_4NO_3 .

Для проведения расчёта необходимо найти количество вещества NH_4NO_3 по формуле (1).

3) Расчёт по уравнению реакции: по количеству вещества NH_4NO_3 найти количество чистой HNO_3 и её массу по формуле (1).

4) **Осложнение:** по массе чистой HNO_3 (найденной расчётом по уравнению реакции) вычислить массу раствора кислоты по формуле (2).

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:



$$\text{б) } M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 160 / 80 = 2 \text{ моль } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

$$x \text{ моль} \qquad \qquad \qquad 2 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ моль}$$

$$x = 1 \cdot 2 / 1 = 2 \text{ моль } (\text{HNO}_3)$$

$$m_{\text{в-ва}} = n \cdot M_{\text{в-ва}}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 2 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 126 \text{ г } (\text{HNO}_3)$$

$$4) \omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 126 / 0,5 = 252 \text{ г раствора } \text{HNO}_3$$

Пример 22. (Решение задачи на «избыток — недостаток».) Рассчитайте объём газа (н. у.), выделяющегося при добавлении 25 г карбоната кальция в 200 г 1,825%-ного раствора соляной кислоты.

Дано:

$$\begin{cases} m(\text{CaCO}_3) = 25 \text{ г} \\ m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 200 \text{ г} \\ \omega(\text{HCl}) = 1,825\%, \text{ или } 0,01825 \\ V(\text{CO}_2) = ? \end{cases}$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}} \quad (1)$$

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \quad (2)$$

$$n = V_r / V_M \quad (3)$$

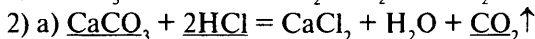
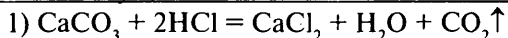
План (логика) решения задачи:

- 1) Составить уравнение реакции.
- 2) Логическая связь: требуется найти количество CO_2 , расчёт производим или по CaCO_3 , или по HCl , необходима проверка на «избыток — недостаток».

Для проведения расчёта необходимо:

- а) вычислить количество вещества CaCO_3 по формуле (1);
- б) рассчитать количество «чистой» HCl , для этого требуется:
 - вычислить массу HCl в растворе по формуле (2);
 - рассчитать количество вещества HCl по формуле (1).
- 3) Расчёт по уравнению реакции:
 - а) проверить «избыток — недостаток», для этого определить отношения количества реагирующих веществ к их коэффициентам и расчёт производить по «недостатку» — по веществу с меньшим отношением;
 - б) произвести расчёт по уравнению реакции: найти количество CO_2 и его объём по формуле (3).

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:



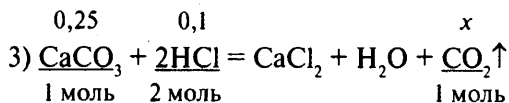
$$\text{ б) } M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = 25/100 = 0,25 \text{ моль}$$

$$\text{ в) } m(\text{HCl})_{\text{чист.}} = 0,01825 \cdot 200 = 3,65 \text{ г}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{HCl}) = 3,65/36,5 = 0,1 \text{ моль}$$



а) Проверяем «избыток — недостаток»:

$$0,25/1 \quad 0,1/2$$

$$0,25 > 0,05$$

Вывод: HCl — в недостатке и прореагирует полностью, без остатка.

б) Расчёт по веществу, находящемуся в недостатке:

$$x = 0,1 \cdot 1/2 = 0,05 \text{ моль (CO}_2\text{)}$$

По формуле (3):

$$V(\text{CO}_2) = 0,05 \cdot 22,4 = 1,12 \text{ л}$$

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 2: РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

- 2.17.** Сколько граммов хлорида натрия может быть получено при взаимодействии 200 г 7,3%-ного раствора соляной кислоты с гидроксидом натрия?
- 2.18.** Найдите массу соли, которая образуется при взаимодействии 100 г 9,8%-ного раствора серной кислоты с цинком.
- 2.19.** Найдите массу железа, которое может прореагировать с 200 г 19,6%-ного раствора серной кислоты.
- 2.20.** Сколько граммов 20%-ного раствора серной кислоты требуется для нейтрализации 200 граммов раствора гидроксида калия с массовой долей растворённого вещества 0,056?
- 2.21.** Какая масса сульфата меди(II) может быть получена при взаимодействии с серной кислотой 173,91 г оксида меди(II), содержащего 8 % примесей?
- 2.22.** При нагревании технического хлорида аммония, содержащего 5 % примесей, с гидроксидом натрия выделилось 300 мл аммиака (н. у.). Определите массу технического хлорида аммония, взятую для реакции.
- 2.23.** При добавлении 6,3%-ного раствора азотной кислоты к оксиду меди(II) было получено 75,2 г соли. Определите массу использованного раствора азотной кислоты.

- 2.24.** При добавлении к раствору серной кислоты с массовой долей 10 % избытка раствора нитрата бария образовался осадок массой 11,65 г. Определите массу исходного раствора серной кислоты.
- 2.25.** Какой объём сероводорода (при н. у.) можно получить из 500 г природного сульфида железа(II) с массовой долей основного вещества 55 %?
- 2.26.** Какая масса 10%-ного раствора азотной кислоты должна быть введена в реакцию с аммиаком для получения 320 г нитрата аммония?
- 2.27.** Найдите объём 25%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,18 г/мл), необходимый для получения 52,8 г сульфата аммония.
- 2.28.** Сколько граммов 10%-ного раствора серной кислоты может прореагировать с 200 граммами 5,6%-ного раствора гидроксида калия с образованием кислой соли?
- 2.29.** Сколько граммов сульфата меди(II) можно получить при растворении в серной кислоте 400 г технического оксида меди(II), содержащего 20 % примесей?
- 2.30.** Вычислите массу медного купороса, который может быть получен при взаимодействии избытка оксида меди(II) с 200 г раствора серной кислоты с массовой долей растворённого вещества 4,9 %.
- 2.31.** Вычислите количество вещества железа, которое можно получить при взаимодействии 21,6 г алюминия и 46,4 г железной окалины Fe_3O_4 .
- 2.32.** Вычислите объём водорода (н. у.), выделяющегося при взаимодействии 9,6 г магния с соляной кислотой, содержащей 1,5 моль хлороводорода.
- 2.33.** Вычислите объём водорода (н. у.), выделяющегося при взаимодействии 9,6 г магния с 600 г 9,125%-ного раствора соляной кислоты.
- 2.34.** Рассчитайте массу оксида магния, полученного при сжигании 96 г магния в 11,2 л (н. у.) кислорода.

- 2.35.** Рассчитайте массу хлорида магния, которая образуется при сжигании 9,6 г магния в 11,2 л хлора.
- 2.36.** Найдите массу гидроксида меди(II), который образуется при сливании 400 г 13,5%-ного раствора хлорида меди и 400 г 20%-ного раствора гидроксида натрия.
- 2.37.** Какая масса осадка образуется при сливании 200 г 5,85%-ного раствора хлорида натрия и 100 г 1,7%-ного раствора нитрата серебра?
- 2.38.** 21,4 г хлорида аммония смешали с 16,8 г гидроксида калия и смесь нагрели. Какой газ и сколько его по объёму (н. у.) выделилось?
- 2.39.** Вычислите массу хлорида железа, полученного при взаимодействии 44,8 г железа с 1,2 моль хлора Cl_2 .
- 2.40.** Сколько граммов осадка образуется при сливании 208 г 20%-ного раствора хлорида бария и 100 г 16%-ного раствора сульфата меди(II)?

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ «НА ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ»

Пример 23. У меня было 5 кг клубники. Я попросил у мамы 5 кг сахара, сложил всё в кастрюлю и поставил варить варенье. Пока варенье варилось, я приготовил 10 литровых банок для его хранения, однако несколько баночек остались незаполненными. Почему? Как оценить мою работу?

Формализуем текст рассказа, проанализируем его и введём некоторые новые понятия.

Дано:

$$m(\text{клубники}) = 5 \text{ кг}$$

$$m(\text{сахара}) = 5 \text{ кг}$$

Содержание	Значение	Пояснение	Обозначение
Я хотел получить варенья:	$5 + 5 = 10$ кг	Рассчитал, теоретически вычислил	$m_{\text{теоретическая}}$ $m_{\text{теор.}}$
Я сложил в баночки:	8 кг	Выделено, практически получено	$m_{\text{практическая}}$ $m_{\text{практ.}}$
Испарилась вода, попробовал варенье, осталось на стенках кастрюли, разлил по столу и т. п.	2 кг	Потерянное количество продукта реакции, потери	$m_{\text{потерь}}$
Качество работы (коэффициент полезного действия)	80 % ($8 \cdot 100 \% / 10$)	Отношение практически полученного количества к теоретически рассчитанному, выход продукта реакции в процентах к теоретически рассчитанному	η

По аналогии с понятием «коэффициент полезного действия», применяемым в физике для характеристики процессов преобразования и использования энергии, в химии применяют понятие «выход продукта реакции по отношению к теоретическому» и обозначают его буквой η – «эта». Употребляют и более краткие формы описания этого понятия: «выход продукта реакции», «выход продукта», «выход реакции», «реакция протекает с... выходом» и тому подобные сокращения.

$$\text{Очевидно, что } \eta = \frac{m_{\text{практическая}}}{m_{\text{теоретически вычисленная}}} = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}}$$

Для газообразных веществ по аналогии вводится формула

$$\eta = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}}$$

Так как масса и объём вещества связаны с количеством вещества, то можно ввести формулу для выхода продукта реакции с использованием количества вещества:

$$\eta = \frac{n_{\text{практ.}}}{n_{\text{теор.}}},$$

где $n_{\text{практ.}}$ — практически полученное количество вещества,

$n_{\text{теор.}}$ — вычисленное по уравнению реакции теоретически возможное количество вещества.

Пример 24. При восстановлении 48 г оксида железа(III) избытком угарного газа (оксид углерода(II)) было получено 28,56 г железа. Определите выход продукта реакции в процентах к теоретическому.

Дано-1:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 48 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = 28,56 \text{ г}$$

$$\eta(\text{Fe}) - ?$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

$$\eta = m_{\text{практ.}} / m_{\text{теор.}}$$

Дано-2:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 48 \text{ г}$$

$$m_{\text{практ.}}(\text{Fe}) = 28,56 \text{ г}$$

$$\eta(\text{Fe}) - ?$$

Анализ и план решения:

Для расчётов с учётом выхода (коэффициента полезного действия процесса) η необходимо знать массу практически полученного вещества и массу вещества, которое могло бы получиться, если бы процесс протекал в соответствии с теоретическим расчётом (со 100%-ным выходом без каких-либо потерь).

В условии написано «было получено 28,56 г железа», т.е. 28,56 г — практически полученная масса вещества (отмечаем в дано-2).

Вывод: для решения задачи необходимо по уравнению реакции рассчитать теоретически возможное количество и массу вещества железа.

Логика (план) решения задачи:

- 1) Составить уравнение реакции.
- 2) Установить логическую связь: необходимо рассчитать количество Fe, расчёт производим по Fe_2O_3 . Для проведения расчёта требуется вычислить количество вещества Fe_2O_3 .
- 3) Провести теоретический расчёт по уравнению реакции: по количеству Fe_2O_3 найти теоретически возможное количество и массу железа ($m_{\text{теор.}}$).
- 4) **Осложнение:** рассчитать выход железа по отношению к теоретическому (коэффициент полезного действия реакции).

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:

- 1) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
- 2) а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = \underline{2\text{Fe}} + 3\text{CO}_2$
 б) $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ г/моль}$
 $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 48/160 = 0,3 \text{ моль}$
- 3) Теоретический расчёт по уравнению реакции:

$$\begin{array}{ccccccc} 0,3 \text{ моль} & & x & & & & \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 & + & 3\text{CO} & = & \underline{2\text{Fe}} & + & 3\text{CO}_2 \\ 1 \text{ моль} & & & & 2 \text{ моль} & & \\ x = (0,3 \cdot 2)/1 & = & 0,6 \text{ моль Fe} & & & & \\ m = n \cdot M & & & & & & \\ M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} & & & & & & \\ m_{\text{теор.}}(\text{Fe}) = 0,6 \cdot 56 = 33,6 \text{ г} & & & & & & \end{array}$$
- 4) $\eta(\text{Fe}) = 28,56/33,6 = 0,85$, или 85 %

Пример 25. Какая масса аммиачной селитры может быть получена из $2,24 \text{ м}^3$ (при н. у.) аммиака и необходимого количества азотной кислоты, если выход продукта реакции составляет 95 %?

Дано:

$$\begin{aligned} V(\text{NH}_3) &= 2,24 \text{ м}^3 = 2240 \text{ л} \\ \eta(\text{NH}_4\text{NO}_3) &= 95\%, \text{ или } 0,95 \\ m_{\text{практ.}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) &= ? \end{aligned}$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$\begin{aligned} n_{\text{r}} &= V_{\text{r}}/V_{\text{M}} \\ \eta &= m_{\text{практ.}}/m_{\text{теор.}} \end{aligned}$$

Анализ и план решения:

Для проведения расчётов с учётом «выхода продукта реакции» необходимо знать, какое количество и какая масса вещества могли бы быть получены ($m_{\text{теор.}}$).

Так как в условии сказано «*может быть получена из... если выход реакции составляет 95%*», то необходимо будет найти практически полученную массу вещества ($m_{\text{практ.}}$) по теоретически рассчитанной по уравнению реакции массе вещества.

Логика решения задачи:

1) Составить уравнение реакции.

2) Установить логическую связь: необходимо рассчитать количество NH_4NO_3 , расчёт производим по NH_3 . Для проведения расчёта требуется вычислить количество вещества NH_3 .

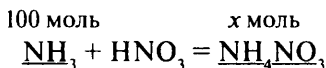
3) Провести теоретический расчёт по уравнению реакции: по количеству NH_3 рассчитываем теоретически возможное количество и массу NH_4NO_3 ($m_{\text{теор.}}$).

4) **Осложнение:** рассчитать практически полученную массу NH_4NO_3 по известному выходу продукта реакции (коэффициенту полезного действия реакции).

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:

$$n(\text{NH}_3) = 2240/22,4 = 100 \text{ моль}$$

3) Теоретический расчёт по уравнению реакции:



$$x = (100 \cdot 1)/1 = 100 \text{ моль } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{теор.}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 100 \cdot 80 = 8000 \text{ г}$$

4) Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 8000 \text{ г} - 100 \% \\ x \text{ г} - 95 \% \end{array}$$

(расчёт по уравнению всегда со 100%-ным выходом)

$$x = 8000 \cdot 95/100 = 7600 \text{ г} = 7,6 \text{ кг}$$

Пример 26. Какую массу сульфида цинка ZnS требуется подвергнуть обжигу, для того чтобы получить $4,48 \text{ м}^3$ (при н. у.) оксида серы(IV), если выход продукта реакции составляет 90%?

Дано:

$$\left\{ \begin{array}{l} V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ м}^3 = 4480 \text{ л} \\ \eta(\text{SO}_2) = 90\%, \text{ или } 0,9 \\ m(\text{ZnS}) - ? \end{array} \right.$$

Анализ и решение:

Основные формулы:

$$n_r = V_r / V_M$$

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

$$\eta = m_{\text{практ.}} / m_{\text{теор.}}$$

Анализ и план решения:

В условии написано «для того чтобы получить $4,48 \text{ м}^3$ оксида серы(IV), если выход составляет 90%», т.е. $4,48 \text{ м}^3$ — практически получаемый объём вещества, а 10% продукта реакции были потеряны.

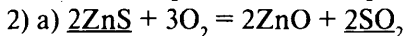
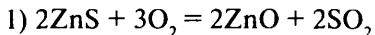
Логика решения задачи:

1) Составить уравнение реакции.

2) Установить логическую связь: необходимо рассчитать количество ZnS , расчёт производим по SO_2 . Для проведения расчёта требуется вычислить теоретически необходимое количество вещества SO_2 .

3) Провести теоретический расчёт по уравнению реакции: по количеству SO_2 рассчитываем теоретически необходимое количество и массу ZnS ($m_{\text{теор.}}$).

Поэтапное осуществление составленного плана решения задачи:



б) Рассчитываем теоретически необходимое количество SO_2 .

Составляем пропорцию:

$$4,48 \text{ м}^3 - 90\%$$

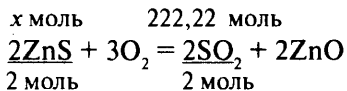
$$x \text{ м}^3 - 100\%$$

$$x = 4480 \cdot 100/90 \approx 4977,8 \text{ л (теоретически)}$$

$$\text{или используем формулу } V_{\text{теор.}} = V_{\text{практ.}} / \eta = 4480 / 0,9 \approx 4977,8 \text{ л}$$

$$n = V_r / V_M; n_{\text{теор.}}(\text{SO}_2) = 4977,8 / 22,4 \approx 222,22 \text{ моль}$$

3) Расчёт по уравнению реакции:



$$x = (222,22 \cdot 2) / 2 = 222,22 \text{ моль ZnS}$$

$$M(\text{ZnS}) = 97 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{ZnS}) = 222,22 \cdot 97 = 21555,34 \text{ (г)} \approx 21,56 \text{ кг}$$

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 2: РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

- 2.41.** При гидратации 22,4 г оксида кальция получено 26,64 г гидроксида кальция. Определите выход реакции в процентах от теоретически возможного.
- 2.42.** При электролизе 585 г раствора хлорида натрия было получено 100 л (н.у.) хлора. Вычислите выход реакции в процентах от теоретически возможного.
- 2.43.** При окислении 17,92 л (н. у.) оксида азота(II) образуется 34,5 г оксида азота(IV). Определите выход оксида азота(IV) в процентах от теоретического.
- 2.44.** При обжиге 1,5 кг известняка CaCO_3 , содержащего 10% примесей, выход CO_2 составил 95%. Какое количество CO_2 было получено?
- 2.45.** Какой объём (н.у.) аммиака можно получить из 560 г азота, если выход продукта равен 10%?
- 2.46.** Аммиак реагирует с серной кислотой. Найдите объём (н. у.) аммиака, необходимый для получения сульфата аммония массой 26,4 г, если выход продукта реакции равен 80% от теоретического.
- 2.47.** Аммиак пропускали через 756 г 50%-ного раствора азотной кислоты. Сколько граммов нитрата аммония может быть получено, если практический выход соли составляет 95% от теоретического?

- 2.48.** В 1 кг раствора серной кислоты с массовой долей 49% добавили концентрированный раствор гидроксида аммония. Сколько граммов сульфата аммония было получено, если потери составляют 10%?
- 2.49.** 0,2 кг медно-цинкового сплава, содержащего 65% цинка, обработали избытком соляной кислоты. Найдите объём выделившегося газа, если потери составили 8%.
- 2.50.** Какое количество серной кислоты необходимо ввести в реакцию с аммиаком, чтобы получить 63,36 г сульфата аммония с выходом 80%?
- 2.51.** При взаимодействии оксида серы(IV) с раствором гидроксида натрия получен сульфит натрия массой 567 г, выход продукта реакции составил 75%. Какой объём сернистого ангидрида был использован? Какова его масса?
- 2.52.** Сколько граммов аммиака требуется для получения сульфата аммония массой 35,64 г, если выход составляет 90% от теоретического? Какой объём занимает такое количество аммиака?
- 2.53.** Определите массу карбоната магния, прореагировавшего с серной кислотой, если при этом получено 8,96 л (н. у.) оксида углерода(IV), что составляет 80% от теоретически возможного количества.
- 2.54.** При взаимодействии железа с бромом массой 96 г получено 106,56 г продукта реакции. Определите выход продукта реакции в процентах.
- 2.55.** В 200 г раствора с массовой долей йодида натрия 15% добавили избыток брома. Выделился серый осадок массой 22,4 г. Определите выход продукта реакции в процентах.
- 2.56.** При взаимодействии 100 мл 40%-ного раствора азотной кислоты (плотность раствора 1,246 г/мл) и 300 г 20%-ного раствора аммиака было получено 56,88 г аммиачной селитры. Рассчитайте выход нитрата аммония.

3 | Строение атома и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. В состав атома входят три элементарные частицы: протон (р), нейтрон (п) и электрон (ē).

Характеристики элементарных частиц

Частица	Масса покоя		Заряд	
	Абсолютная, кг	Относительная, а. е. м.	Электрический, Кл	Относительный
р	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,00728	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
п	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,00867	0	0
ē	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,00055	$1,602 \cdot 10^{-19}$	-1

Основная масса атома сосредоточена в ядре и характеризуется массовым числом A , равным сумме чисел протонов Z и нейтронов N : $A = Z + N$.

Главная характеристика атома — заряд ядра, определяющий принадлежность атома к данному виду химических элементов. Он численно равен порядковому номеру элемента в Периодической системе и определяет число электронов, находящихся вокруг ядра. В обозначении атома элемента отражаются массовое число (слева вверху) и количество протонов (слева внизу) — ${}_{16}^{32}\text{S}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$.

Изотопы — атомы с одинаковыми значениями Z , но различными A и N .

Например, изотопы кислорода ${}_{8}^{16}\text{O}$, ${}_{8}^{17}\text{O}$, ${}_{8}^{18}\text{O}$, изотопы водорода ${}_{1}^1\text{H}$, ${}_{1}^2\text{H}$, ${}_{1}^3\text{H}$ (протий, дейтерий и тритий соответственно), изотопы хлора ${}_{17}^{35}\text{Cl}$, ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. Изотопы известны для всех химических элементов.

Изобары — атомы, имеющие одинаковое массовое число A , но разный заряд ядра Z , например ${}_{6}^{14}\text{C}$, ${}_{7}^{14}\text{N}$.

Электронная оболочка атомов

Микрообъекты (элементарные частицы) имеют отчётливо выражённую двойственную природу: являются частицами (имеют массу и заряд) и обладают волновыми свойствами.

Орбиталь — область пространства, в которой находится электрон с заданной вероятностью 90 %.

Электроны в атоме располагаются слоями (энергетическими уровнями). Чем ближе к ядру находится слой, тем меньше его энергия. По мере удаления от ядра энергия слоя (уровня) растёт. Наибольшее число электронов (N), которое может разместиться на определённом уровне, рассчитывается по формуле $N = 2n^2$, где n — номер слоя, численно равный главному квантовому числу. Для распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням используют систему квантовых чисел.

1. *Главное квантовое число* n определяет общую энергию электрона на данной орбитали, его удалённость от ядра и число подуровней на энергетическом уровне. Принимает значения натуральных чисел: $n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$.

Энергетический уровень — совокупность электронных состояний, имеющих одинаковое значение главного квантового числа n . Обозначают цифрами 1, 2, 3, 4... или буквами K, L, M, N, O...

2. *Побочное (орбитальное) квантовое число* ℓ определяет форму электронного облака (атомной орбитали), характеризует энергию электрона на энергетическом подуровне. Принимает значения: $\ell = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$. Всего n значений. Значения орбитального квантового числа обычно обозначаются буквами: s, p, d, f, g .

Энергетический подуровень — совокупность электронных состояний, имеющих одинаковый набор главного n и побочного ℓ квантовых чисел. Записывается в виде цифрового обозначения главного квантового числа n и буквенного обозначения орбитального квантового числа ℓ , например $4p$ ($n = 4, \ell = 1$), $5d$ ($n = 5, \ell = 2$).

3. *Магнитное квантовое число* m_ℓ характеризует ориентацию орбиталей в пространстве и число орбиталей с данным значением ℓ . Принимает целочисленные значения от $-\ell$ до $+\ell$ через 0. Число орбиталей, составляющих подуровень, равно $(2\ell + 1)$.

4. *Спиновое квантовое число* m_s характеризует вращение электрона вокруг собственной оси. Имеет два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Общая характеристика состояния электрона в многоэлектронном атоме определяется принципом Паули.

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор четырёх квантовых чисел.

Одна орбиталь характеризуется тремя квантовыми числами — главным n , орбитальным ℓ и магнитным m_ℓ . На одной орбитали могут находиться не более двух электронов, отличающихся друг от друга значениями спинового квантового числа.

Правильное заполнение орбитали электронами: $\boxed{\uparrow\downarrow}$

Неправильные заполнения орбитали: $\boxed{\downarrow\downarrow}$, $\boxed{\uparrow\downarrow\uparrow}$, $\boxed{\uparrow\uparrow}$.

Максимальная ёмкость энергетического подуровня — $2(2\ell + 1)$, уровня — $2n^2$. Электроны располагаются согласно принципу наименьшей энергии.

Принцип наименьшей энергии: наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует минимально возможному значению его энергии из незанятых состояний.

Правило Клечковского: электроны размещаются на орбиталях, характеризуемых возрастанием суммы главного и побочного квантовых чисел ($n + \ell$); при одинаковых значениях этой суммы сначала заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n .

Последовательность заполнения:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$ и т. д.

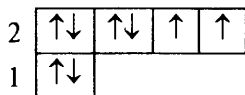
При наличии однотипных орбиталей (p, d, f) их заполнение происходит в соответствии с правилом Хунда.

Правило Хунда: в пределах одного подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарное спиновое число было максимальным.

Схемы распределения электронов в атоме:

— в виде формул электронных конфигураций, например для Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;

— в виде электронно-графических формул (ячейки — для изображения орбитали и стрелки, направление которой указывает на ориентацию спинов электронов), например для кислорода:



n s p

При заполнении электронных оболочек d -элементов хрома, молибдена, меди, серебра, золота и палладия, имеющих на предпоследнем слое по 4 электрона (Cr, Mo) или по 9 электронов (Cu, Ag, Au), наиболее энергетически выгодное состояние достигается путём «провала» одного электрона с внешнего s -подуровня на d -подуровень предпоследнего слоя, который при этом достигает наибольшей устойчивости (у хрома и молибдена подуровень заполнен наполовину, т.е. приобретает конфигурацию d^5 , у меди, серебра и золота d -подуровень заполнен полностью).

Электронная формула атома хрома, составленная в соответствии с правилом Клечковского: ${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$. В результате «проскока» электрона атом хрома имеет конфигурацию ${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ и его электронно-графическая формула ${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ — d -элемент; 6 неспаренных электронов

4	↑								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	d				
1	↑↓	p							
n	s								

Электронная и электронно-графические формулы атома меди
 ${}_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ — d -элемент; 1 неспаренный электрон

4	↑								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	d				
1	↑↓	p							
n	s								

Периодический закон и Периодическая система

Периодический закон — один из важнейших законов химии, был открыт Д. И. Менделеевым в 1869 году.

Современная формулировка закона: *свойства элементов, а также их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.*

Периодическая система — графическое отражение периодического закона. Она состоит из периодов и групп. *

Период — горизонтальный ряд элементов, начинающийся водородом (первый период) или щелочным металлом (второй — седьмой периоды) и заканчивающийся инертным газом. В периодах наблюдается последовательное изменение свойств элементов от металлических к неметаллическим. Свойства высших оксидов и гидроксидов элементов изменяются от основных через амфотерные к кислотным, т. е. происходит ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Например, для элементов третьего периода: гидроксид натрия NaOH — сильное основание (щёлочь), $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — нерастворимое основание, $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид, H_2SiO_3 — очень слабая кислота, H_3PO_4 — кислота средней силы, H_2SO_4 — сильная кислота, HClO_4 — очень сильная кислота. Периоды бывают малые (1–3) и большие (4–6, 7 — незаконченный). Малые периоды состоят из одного ряда и содержат 2 элемента (1-й период) или по 8 элементов (2-й и 3-й периоды). В 1-м периоде находятся только *s*-элементы, во 2-м и 3-м — *s*- и *p*-элементы. Большие периоды состоят из двух рядов, четвёртый и пятый периоды содержат по 18 элементов (*s*-, *p*- и *d*-элементы), шестой период содержит 32 элемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы). Элементы, идущие за лантаном и актинием (по 14 *f*-элементов), выносятся в отдельные ряды вне общей таблицы, поскольку обладают сходными свойствами с лантаном (лантаноиды) и актинием (актиноиды).

Номер периода показывает общее число энергетических уровней у элемента и число подуровней на последнем энергетическом уровне.

Группы (всего — 8) — вертикальные ряды элементов, в которых располагаются элементы, обладающие сходными свойствами, имеют, как правило, одинаковые высшую и низшую степени окисления, формулу высших оксида и гидроксида и летучего соединения с водородом. Группы состоят из двух подгрупп — главной и побочной. В главные подгруппы, например IA, IIIA, входят элементы и больших, и малых периодов (*s*- и *p*-элементы). В побочные подгруппы, например IB, IIIB, входят только элементы больших пе-

* Существуют различные варианты Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева — короткий, длинный (большие периоды не разделяются на два ряда) и сверхдлинный (в пятом и шестом периодах включены лантаноиды и актиноиды).

риодов (*d*-элементы). Номера групп обозначены сверху римскими цифрами. Наибольшая степень окисления элементов главных подгрупп (исключение составляют фтор и кислород) равна номеру группы. Для элементов побочных подгрупп высшая степень окисления не совпадает с номером группы у меди и золота, элементов побочной подгруппы VIII группы за исключением осмия.

Валентность — способность элемента образовывать определённое число связей. В общем случае валентность — число электронных пар, связывающих данный атом с атомами других элементов в соединении.

Номер группы для элементов главных подгрупп равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне.

Все элементы расположены в Периодической системе (в ячейках) в порядке возрастания заряда ядра.

Заряд ядра равен порядковому номеру элемента. Помимо порядкового номера в ячейке указаны: символ элемента, его название на русском языке и относительная атомная масса.

Электроотрицательность — способность элемента притягивать к себе электроны других элементов при образовании химических связей. Электроотрицательность связана с *энергией ионизации* и *энергией сродства к электрону*. Энергия ионизации — энергия, которую необходимо затратить на отрыв электрона от атома; сродство к электрону — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому.

Изменение свойств элементов в Периодической системе

Свойства	По периоду слева направо	В главной подгруппе сверху вниз
Радиус	уменьшается	увеличивается
Восстановительные	уменьшаются	увеличиваются
Окислительные	увеличиваются	уменьшаются
Электроотрицательность	увеличивается	уменьшается

Также закономерно изменяются и свойства соединений. Слева направо по периоду свойства оксидов и высших гидроксидов изменяются от основных через амфотерные к кислотным. Для элементов

главных подгрупп сверху вниз усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические.

Закономерное изменение свойств элементов и их соединений обусловлено периодическим повторением строения электронных оболочек атома.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 3: СТРОЕНИЕ АТОМА

- 3.1. Укажите, используя Периодическую таблицу, порядковый номер, период, группу, подгруппу, формулу высшего оксида и его характер (кислотный, основной, амфотерный), формулу и характер высшего гидроксида, принадлежность к металлам или неметаллам, формулу летучего водородного соединения для: 1) магния; 2) кремния; 3) марганца; 4) серы; 5) хрома; 6) цинка; 7) углерода; 8) кислорода; 9) фосфора; 10) фтора; 11) азота; 12) калия.
- 3.2. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов: 1) натрия; 2) кремния; 3) хлора; 4) серы; 5) хрома; 6) аргона; 7) углерода; 8) кислорода; 9) фосфора; 10) кальция; 11) азота; 12) калия; 13) железа; 14) магния; 15) алюминия. Укажите электронное семейство этих элементов. Определите число неспаренных электронов в атомах этих элементов в основном состоянии.
- 3.3. У какого элемента сильнее выражены металлические свойства — у бора или алюминия?
- 3.4. У какого элемента сильнее выражены неметаллические свойства — у мышьяка или азота?
- 3.5. Определите число электронов в ионах: 1) Na^+ ; 2) Cl^- ; 3) Mg^{2+} ; 4) S^{2-} ; 5) F^- ; 6) Ca^{2+} ; 7) O^{2-} ; 8) Li^+ ; 9) N^{3-} ; 10) K^+ . Запишите электронные формулы этих ионов.
- 3.6. Что является общим в строении атомов бериллия, магния, кальция?
- 3.7. Определите, атомы каких элементов имеют электронные конфигурации $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

- 3.8. Сколько неспаренных электронов содержится в основном и возбуждённом состояниях в электронных оболочках атомов 1) фосфора; 2) хлора?
- 3.9. Атом элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. Укажите период, группу и подгруппу, максимальную степень окисления, формулу и характер высшего гидроксида.
- 3.10. Внешний электронный слой атома химического элемента описывается формулой $3s^2 3p^4$. Напишите формулу оксида, в котором этот элемент проявляет высшую степень окисления, и формулу летучего водородного соединения.
- 3.11. Атомы каких элементов имеют строение внешнего электронного слоя 1) $2s^2 2p^1$; 2) $4s^2 4p^5$? Напишите формулу соединения, образуемого атомами этих элементов друг с другом.
- 3.12. Какой элемент образует ион Э^{2+} , электронная конфигурация которого совпадает с электронной конфигурацией атома аргона?
- 3.13. Какой элемент образует ион Э^{3-} , электронная конфигурация которого совпадает с электронной конфигурацией атома аргона?
- 3.14. Напишите уравнения реакций образования соединения, в состав которого входят только ионы элементов с конфигурацией внешнего электронного слоя $2s^2 2p^6$.
- 3.15. Напишите уравнения реакций образования соединения, в состав которого входят только ионы элементов с конфигурацией внешнего электронного слоя $3s^2 3p^6$.
- 3.16. Атом какого элемента в основном состоянии содержит на $3d$ -подуровне 3 электрона? Определите формулу и характер высшего оксида этого элемента и его летучего водородного соединения.
- 3.17. Какой состав имеют ядра изотопов ^{12}C и ^{13}C , ^{14}N и ^{15}N ?
- 3.18. Расположите элементы N, Li, C, F в порядке увеличения их атомного радиуса.
- 3.19. Расположите элементы Cl, Se, Br, As в порядке увеличения их электроотрицательности.

- 3.20.** Расположите элементы, электронные формулы которых 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, в порядке уменьшения электроотрицательности.
- 3.21.** Какие из перечисленных частиц имеют восемь электронов во внешнем электронном слое: 1) P^{3+} ; 2) Cl^{5+} ; 3) C^{4+} ; 4) Si^{4+} ; 5) S^{2-} ; 6) Cl^{7+} ; 7) H^+ ; 8) Ca^{2+} ?
- 3.22.** Для элементов $Cl \rightarrow S \rightarrow P \rightarrow Si$ определите:
- 1) число электронных слоёв в атомах;
 - 2) закономерность изменения радиуса атомов;
 - 3) закономерность изменения неметаллических свойств;
 - 4) число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов.
- 3.23.** Для элементов $Be \rightarrow Mg \rightarrow Ca \rightarrow Ba$ определите:
- 1) число электронных слоёв в атомах;
 - 2) закономерность изменения радиуса атомов;
 - 3) закономерность изменения неметаллических свойств;
 - 4) закономерность изменения силы высших гидроксидов;
 - 5) число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов;
 - 6) закономерность изменения восстановительных свойств атомов.
- 3.24.** Высший оксид элемента имеет формулу $ЭO_3$. Запишите формулу строения внешнего энергетического уровня элемента и летучего водородного соединения.
- 3.25.** Какой элемент — хлор, углерод, сера или фосфор — может образовать соединения, общие формулы которых $NaHЭO_3$ и $NaHЭO_4$?
- 3.26.** Верны ли следующие суждения об элементах и их соединениях?
- 1) В IVA группе сверху вниз происходит усиление неметаллических свойств элементов.
 - 2) Степень окисления углерода и кремния в высших оксидах равна +2.
 - 3) Атомы лития и натрия имеют сходное строение внешнего энергетического уровня.
 - 4) Калий — более сильный восстановитель, чем натрий.
 - 5) В соединениях все металлы IIА группы проявляют степень окисления +2.

- 6) Магний — более сильный восстановитель, чем кальций.
- 7) Железо относится к *d*-элементам.
- 8) Соединения железа в степени окисления +2 проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.
- 9) Все металлы IIIA группы образуют щёлочи.
- 10) Все металлы IIIA группы являются *s*-элементами.
- 11) Степень окисления в оксидах элементов IA группы равна +1.
- 12) Оксиды элементов IA группы **не взаимодействуют** с водой при комнатной температуре.
- 13) В соединениях барий проявляет степень окисления +2.
- 14) Оксид бария реагирует с водой.
- 15) Барий более активный металл, чем бериллий.

4 | Химическая связь и строение вещества

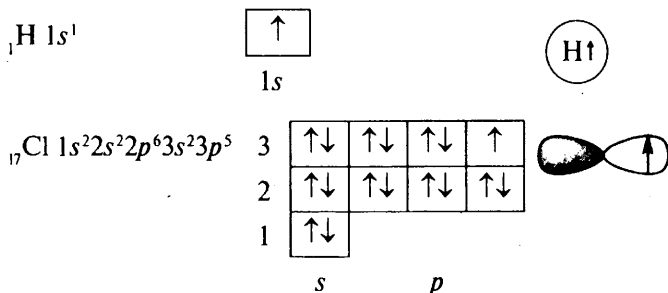
Химическая связь

При взаимодействии атомов различных химических элементов образуются многочисленные вещества, окружающие нас. Вещества объединяются по различным признакам в **классы веществ**: простые вещества (металлы и неметаллы) и сложные вещества (оксиды, гидроксиды, соли, углеводороды, углеводы, жиры, белки и др.). Атомы, образуя вещества, соединяются друг с другом определёнными связями. По современным представлениям химическая связь имеет электрическую природу и в её образовании участвуют электроны, находящиеся на внешнем (для элементов главных подгрупп, т.е. *s*- и *p*-элементов) или на внешнем и предпоследнем (для элементов побочных подгрупп) энергетических уровнях атомов. При образовании связи между атомами образуется общая электронная пара. Условно выделяют следующие типы связи: ковалентную, ионную, металлическую и водородную.

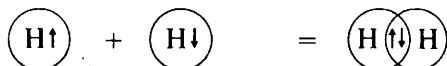
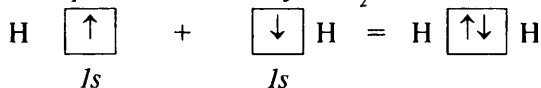
Ковалентная связь — связь, которая возникает между атомами неметаллов.

Рассмотрим образование из атомов молекул водорода H_2 , Cl_2 и HCl .

Электронное строение атомов:

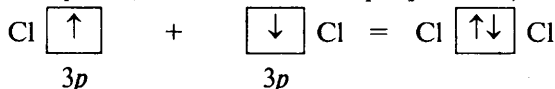


Образование молекулы H_2 :



В результате перекрывания s -орбиталей атомов водорода образуется общая электронная пара, расположенная на одинаковых расстояниях от ядер обоих атомов водорода.

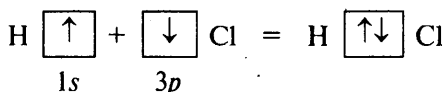
Образование молекулы Cl_2 (изображены только неспаренные электроны, находящиеся на $3p$ -орбиталях):



В результате перекрывания p -орбиталей атомов хлора, на каждой из которых находится по 1 неспаренному электрону, образуется общая электронная пара, расположенная на одинаковых расстояниях от ядер обоих атомов хлора.

В простых веществах-неметаллах атомы соединены *ковалентными неполярными связями*. Общая электронная пара одинаково удалена от ядер обоих атомов.

Образование молекулы HCl :



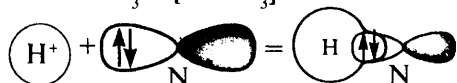
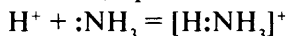


Связь в молекуле HCl *ковалентная полярная*: общая электронная пара расположена несимметрично по отношению к ядрам атомов, потому что водород и хлор имеют различную электроотрицательность, и смещена в сторону более электроотрицательного элемента хлора. В сложных веществах между атомами различных неметаллов связи ковалентные полярные.

Существует два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.

Обменный механизм. Каждый из атомов, участвующих в образовании связи, имеет неспаренные электроны, которые находятся на орбиталях, участвующих в образовании связи. Например: H_2 , Cl_2 , HCl, H_2O , HF.

Донорно-акцепторный механизм. В образовании связи участвует орбиталь, на которой находятся два электрона одного атома, и орбиталь другого атома, не имеющая электронов. Говорят: связь образуется за счёт неподелённой электронной пары одного атома и свободной орбитали другого атома или иона. Например: присоединение катиона водорода H^+ к молекуле аммиака NH_3 .

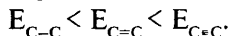


Азот (донор электронной пары) имеет неподелённую электронную пару, а ион водорода (акцептор) — вакантную орбиталь. По донорно-акцепторному механизму образуются связи в ионе гидроксония H_3O^+ и комплексных соединениях, например $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

Кроме способа образования общей электронной пары, связь «донорно-акцепторная» ничем не отличается от «обычной» ковалентной связи.

Характеристики ковалентной связи

Энергия связи (E) — энергия, которую необходимо затратить на разрыв данной связи. Чем больше энергия связи между атомами в веществе, тем меньше его реакционная способность. Энергия одинарной связи меньше энергии кратной связи, например:



Длина связи (ℓ) — расстояние между ядрами атомов, образующих связь.

Длина связи определяется радиусами атомов, которые образуют связь. Например: $\ell_{\text{HF}} < \ell_{\text{HCl}} < \ell_{\text{HBr}} < \ell_{\text{HI}}$ (радиус атома увеличивается от фтора к йоду).

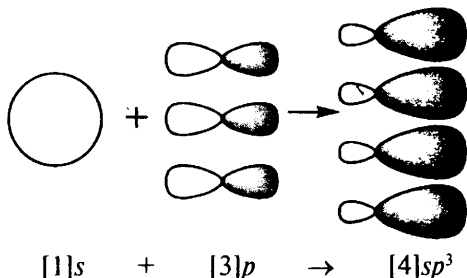
Длина кратных связей (двойной и тройной) меньше, чем длина одинарной связи.

Насыщаемость связи — неспособность элемента образовывать новую связь с помощью уже обобществлённых электронов, т. е. полное использование орбитали для образования связи.

Направленность связи. Связь направлена в сторону максимального перекрывания электронных орбиталей атомов. Существует два типа перекрывания: *линейное* и *боковое*. При линейном перекрывании (перекрывание вдоль линии, связывающей ядра атомов) образуется более прочная, одинарная связь или σ -связь. Во всех рассмотренных выше примерах (молекулы H_2 , Cl_2 , HCl , ион NH_4^+) образуются σ -связи. При боковом перекрывании (см. с. 364, 370) образуется менее прочная π -связь. Если между атомами имеется кратная связь, то одна из связей — σ -связь, а другая (или другие) — π -связь. Например, в молекуле $\text{N}\equiv\text{N}$ одна σ -связь и две π -связи.

Гибридизация атомных орбиталей

Гибридизация (смешивание) атомных орбиталей — образование из отличающихся по форме и энергии орбиталей (например, s - и p -, p - и d , s -, p -, d -орбиталей) равноценных гибридных (гибридизованных) орбиталей, имеющих одинаковую форму и энергию.

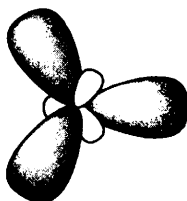


Гибридизованные орбитали имеют большую направленность в пространстве (большую асимметрию) и обеспечивают более глубокое перекрывание (большую прочность связей). Взаимное распо-

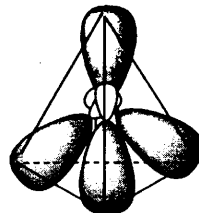
положение гибридных орбиталей в пространстве определяется принципом минимума энергии, т. е. орбитали располагаются в пространстве таким образом, чтобы взаимное отталкивание орбиталей было наименьшим.



sp -гибридизация,
валентный угол 180°



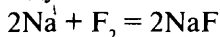
sp^2 -гибридизация,
валентный угол 120°



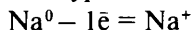
sp^3 -гибридизация,
валентный угол
 $109^\circ 28'$

Ионная связь

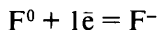
Ионная связь — связь, образованная между катионом и анионом за счёт их электростатического взаимодействия. Образуется между элементами, сильно отличающимися по электроотрицательности (между типичными металлами и неметаллами). Например:



Натрий (активный металл) отдаёт электрон с внешнего энергетического уровня и превращается в катион с зарядом $+1$.



Атом фтора принимает электрон и превращается в анион с зарядом -1 .

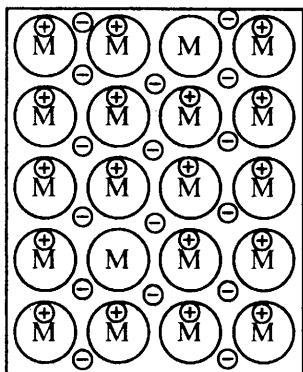


Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу, и образуется соединение. Ионная связь не обладает насыщенностью и не имеет направленности, поэтому в твёрдом состоянии образуются ионные кристаллы.

Вещества, образованные посредством ионной связи, являются веществами немолекулярного строения, в обычных условиях находятся в твёрдом агрегатном состоянии, имеют достаточно высокие температуры плавления и кипения. К данным веществам неприменим термин *молекула*.

Металлическая связь

Образование простых веществ-металлов происходит в результате возникновения в металле (и в плотно упакованной кристаллической решётке, и в жидком состоянии) металлической связи. К металлам относятся элементы главных подгрупп 1-й и 2-й групп, т.е. *s*-элементы за исключением водорода и гелия, все элементы побочных подгрупп (*d*- и *f*-элементы) и элементы главных подгрупп, которые находятся ниже условной линии «бор — астат» (некоторые *p*-элементы).



Металлическая связь возникает в результате притяжения между положительно заряженными ионами металлов, которые находятся в узлах кристаллической решётки, и обобществлёнными электронами, которые заполняют пространство между атомами и ионами (говорят — «электронный» газ). Наличие в кристаллической решётке различного числа неионизированных атомов металла, между которыми также осуществляется взаимодействие, объясняет имеющиеся различия в физических свойствах металлов (пластичности, твёрдости, температуре плавления, электропроводности и др.).

Металлическая связь — ненаправленная и нелокализованная.

Водородная связь

Очень часто между молекулами различных веществ или между атомами, входящими в состав одной молекулы, возникают силы дополнительного взаимодействия, которые называют *водородной связью* (соответственно межмолекулярными или внутримолекулярными водородными связями). Водородные связи возникают между атомом водорода, имеющим достаточно большой частичный положительный заряд («подвижным», «кислым» атомом водорода, который входит в состав групп **O—H**, **N—H** или **кислот**), и атомом элемента, имеющим высокую электроотрицательность и небольшой радиус, — **кислородом**, **фтором**, **азотом**. Другие элементы водородных связей не образуют. Природа водородной связи — электростатическое притяжение между атомами **O...H**, **N...H**, **F...H** с вкладом донорно-акцепторного взаимодействия.

Энергия водородной связи в 8–10 раз меньше, чем энергия ковалентных связей, однако её существование объясняет многие важные характеристики веществ, в частности структуру белка (внутримолекулярные водородные связи), структуру воды и льда (межмолекулярные водородные связи), растворимость некоторых классов веществ в воде. Наличие межмолекулярных водородных связей приводит к повышению температуры кипения и плавления веществ, например температуры кипения H_2O (100°C) и HF ($19,5^\circ\text{C}$), между молекулами которых существуют водородные связи, значительно выше, чем у H_2S (-60°C) и HCl (-85°C).

Типы кристаллических решёток

В твёрдых телах расположение атомов (молекул) соответствует периодическому повторению в трёх измерениях. Такое расположение атомов, ионов или молекул называют *кристаллической решёткой*. В зависимости от природы частиц различают четыре вида кристаллических решёток: ионные (вещество построено из ионов, в узлах кристаллической решётки находятся ионы), молекулярные (структурной единицей вещества являются молекулы, в узлах решётки находятся молекулы), атомные (в узлах кристаллической решётки находятся атомы) и металлические (атомы и катионы металлов в веществе связаны металлической связью).

Примером *ионной кристаллической решётки* являются кристаллы хлорида натрия. Элементарную кристаллическую структуру NaCl можно изобразить в виде куба, в вершинах которого расположены чередующиеся ионы натрия и хлора. Сильное притяжение противоположно заряженных ионов обеспечивает высокую прочность ионных кристаллов и объясняет их достаточно высокие температуры кипения и плавления.

Примерами веществ с *атомной кристаллической решёткой* являются алмаз и кварц (оксид кремния(IV)). Кристаллическая решётка алмаза состоит из атомов углерода, находящихся в состоянии sp^3 -гибридизации. Каждый атом углерода связан с четырьмя соседними атомами, располагающимися в вершинах тетраэдра. Направленность и прочность ковалентной связи обеспечивают кристаллу твёрдость, высокую температуру кипения и плавления.

Примерами веществ с *молекулярной кристаллической решёткой* являются йод, кислород, углекислый газ и сахароза. Межмолекулярные взаимодействия в них значительно слабее, чем в ионных или

атомных кристаллах, поэтому молекулярные кристаллы плавятся при более низких температурах.

Под строением вещества (молекулярное или немолекулярное строение) понимают, из каких частиц (либо молекул, либо атомов или ионов) построена кристаллическая решётка этого вещества. Вещества с молекулярным строением имеют более низкие температуры плавления (кипения), чем вещества с немолекулярным строением. Немолекулярное строение имеют все вещества с ионными и металлическими связями. Вещества, атомы в молекулах (формульных единицах) которых соединены ковалентными связями, могут иметь как молекулярное строение (водород H_2 , оксид углерода(IV)), так и атомное строение (графит, оксид кремния(IV)). Суммарная формула (формульная единица) не отражает характер связи между частицами в кристалле, поэтому если по формуле вещества можно определить, что связи между атомами ковалентные, а температура плавления (кипения) высокая, то оно имеет немолекулярное строение, например, кварц SiO_2 — связи ковалентные полярные, вещество тугоплавкое, следовательно, имеет атомное строение; напротив, CO_2 — связи ковалентные полярные, вещество газообразное (при н. у.), следовательно, оно имеет молекулярное строение.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 4: ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

- 4.1.** Определите тип химической связи (ковалентная неполярная, ковалентная полярная, ионная, металлическая) в следующих соединениях: H_2 , KCl , NH_3 , $CaBr_2$, CH_4 , N_2 , $NaCl$, $LiOH$, SF_6 .
- 4.2.** Определите тип химической связи в следующих соединениях: фосфин, хлор, сероводород, хлороводород, оксид фосфора(V), оксид углерода(II), белый фосфор, оксид кремния(IV), метан.
- 4.3.** Напишите формулы двух соединений, имеющих одновременно ионную и ковалентную связи.
- 4.4.** Какие частицы находятся в узлах кристаллической решётки оксида кальция, углекислого газа, сульфата натрия?
- 4.5.** Какое строение, молекулярное или немолекулярное, имеют Na_2CO_3 , йод, железо, алмаз, $NaCl$, S_8 , O_2 , CO_2 , SiO_2 ?

- 4.6. Какие из перечисленных ниже жидкостей ассоциированы за счёт образования водородной связи: H_2S , H_2O , HI , NH_3 , HF , CCl_4 ? Как это сказывается на их свойствах?
- 4.7. Как изменяется полярность связей в ряду молекул H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te ?
- 4.8. Определите, какие из перечисленных молекул — HBr , NH_3 , H_2S , CCl_4 , CO_2 , CH_4 — являются полярными.
- 4.9. Какой тип химической связи образуется между атомами элементов с порядковыми номерами 3 и 9?

5 | Химическая энергетика

В ходе химических реакций происходит разрыв имеющихся и образование новых связей. Химические связи различаются по своей прочности (энергии), поэтому в результате реакции выделяется или поглощается энергия. Упорядоченная форма передачи энергии называется работой. Когда говорят о неупорядоченной передаче энергии, то имеют в виду тепло.

Энергия (E) — это мера взаимодействия или движения материи.

Взаимодействие химических веществ обычно происходит в некотором ограниченном пространстве. Для определения этого пространства используется понятие «система».

Системой называют тело или группу тел, которые отделены от окружающей среды воображаемой или реальной границей (*поверхностью раздела*).

В зависимости от степени однородности различают гомогенные и гетерогенные системы.

Гомогенная система — это однородная система, не содержащая частей, которые разделены поверхностями раздела и различаются физическими свойствами и состоянием. Гомогенными системами являются жидкие растворы или смеси газов.

Гетерогенная система — это неоднородная система, состоящая из двух или более частей, различающихся физическими свойствами

и состоянием; между этими частями имеется поверхность раздела, на которой происходит резкое изменение свойств. Гетерогенные системы — смеси твёрдых веществ, взвеси (смеси твёрдых веществ и жидкостей), смеси газов и жидких или твёрдых веществ.

Переход системы из одного состояния в другое называется *процессом*. Процессы бывают *изотермическими* (происходят при постоянной температуре, $T = \text{const}$), *изохорными* (процессы без изменения объёма, $V = \text{const}$) и *изобарными* (процессы при постоянном давлении, $P = \text{const}$). Большинство химических реакций протекает в открытых сосудах, т. е. при постоянном давлении, которое равно давлению внешней среды.

Получаемая из окружающей среды энергия расходуется системой на увеличение её внутренней энергии ΔU и на совершение работы A . Этот закон называется *первым началом термодинамики*. *Внутренняя энергия* представляет собой общий запас энергии, складывающейся из кинетической энергии ($E_{\text{кин}}$) движения частиц системы и потенциальной энергии ($E_{\text{пот}}$) их взаимодействия.

Если процесс *изохорный*, т. е. протекает при постоянном объёме, то система работу не совершает ($A = 0$), тогда $Q_V = \Delta U$.

Напротив, если нагревать газ в условиях постоянного давления, то работа, совершаемая расширяющимся при этом газом, пропорциональна силе F , оказываемой на поршень, и высоте подъёма поршня h :

$$A = Fh = psh = p\Delta V,$$

где s — площадь поршня; sh — изменение объёма (ΔV), p — давление.

Следовательно, работа *изобарного* процесса находится по формуле

$$A = p\Delta V = p(V_2 - V_1).$$

Таким образом, для *изобарного* процесса первый закон термодинамики принимает вид

$$Q_p = \Delta U + p(V_2 - V_1).$$

Так как $\Delta U = U_2 - U_1$, то

$$Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) \text{ или } Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Обозначим $U + pV = H$, тогда

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Функция H называется *энтальпией*, и, как видно, она больше внутренней энергии системы на величину совершённой работы по расширению $H = U + pV$. Для процессов, протекающих при по-

стоянном давлении, изменение энтальпии равно тепловому эффекту реакции $\Delta H = \Delta U + p\Delta V = Q_p$.

Тепловой эффект реакции зависит только от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов и не зависит от пути, по которому протекает реакция (закон Г. И. Гесса). Поэтому для сопоставления тепловых эффектов различных реакций необходимо точно указывать условия их протекания и агрегатное состояние веществ.

В термохимических расчётах важную роль играют величины энтальпии (теплоты) образования соединений, т.к. они позволяют рассчитывать тепловые эффекты различных реакций.

Энтальпия образования соединения — это изменение энтальпии реакции образования 1 моль этого соединения из простых веществ.

По величинам энтальпий можно судить об устойчивости соединений с точки зрения возможности их распада на простые вещества. Энтальпии образования относят к определённым условиям (p , T) и выбирают стандартные состояния для простых веществ. Принято, что энтальпия образования простых веществ равна нулю.

Стандартная энтальпия образования соединения ΔH° равна изменению энтальпии реакции образования 1 моль этого соединения при $p = 101,3$ кПа и стандартной температуре $T = 298$ К из простых веществ, устойчивых в стандартном состоянии. Размерность ΔH° выражают в килоджоулях на моль (кДж/моль).

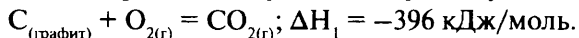
Энтальпия образования соединений может иметь положительное и отрицательное значение. Используя значения стандартных энтальпий образования веществ, можно сравнивать устойчивость соединений и простых веществ, из которых оно получено, а также устойчивость различных соединений между собой. Если стандартная энтальпия образования отрицательна, то соединение более устойчиво, чем простые вещества, из которых оно образовано. Если же стандартная энтальпия образования положительна, соединение менее устойчиво, чем простые вещества, из которых образовано вещество. Вещества, имеющие $\Delta H^\circ > 0$, неустойчивы и склонны к распаду. Как правило, их получают не прямым синтезом из простых веществ, а косвенным путём. В ряду однокислотных соединений энтальпия образования служит мерой термодинамической устойчивости веществ. Например, стандартные энтальпии образования оксидов алюминия и железа соответственно равны -1670 и -820 кДж/моль. Это озна-

чае, что оксид алюминия для своего разложения требует большей энергии (более высоких температур). Обычно соединения, имеющие $\Delta H^\circ > 0$, являются химически малоустойчивыми и более реакционноспособными, чем вещества, для которых $\Delta H^\circ < 0$.

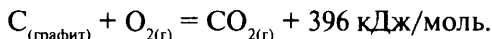
Термохимические уравнения. Закон Гесса

Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции при постоянном давлении и температуре и охарактеризовано агрегатное состояние веществ (**к** — кристаллическое, **ж** — жидкое, **р** — растворимое, **г** — газообразное), называются *термохимическими*.

Используется две формы записи термохимических уравнений. В одной из них (термодинамический подход) тепловой эффект указывается как изменение энтальпии ΔH после уравнения реакции, например для экзотермической реакции горения угля:



В термохимической форме записи тепловой эффект включается в уравнение реакции; в этом случае для экзотермических реакций будет положительный знак, для эндотермических — отрицательный, например:



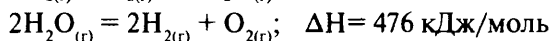
Основной закон термохимии сформулирован русским учёным Г. И. Гессом (1840 г.):

Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути её протекания и определяется только начальным и конечным состояниями системы.

Из закона Гесса вытекают важные следствия:

1. *Тепловой эффект прямой реакции равен по абсолютной величине и противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции.*

Например: $2H_{2(\text{г})} + O_{2(\text{г})} = 2H_2O_{(\text{г})}; \Delta H = -476 \text{ кДж/моль}$



2. *Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ.*

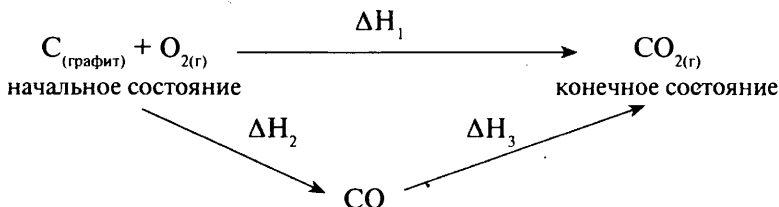
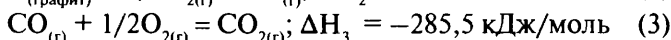
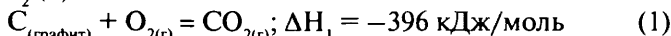
$$\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = \sum \Delta H^\circ_{\text{образ. продуктов}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{образ. реагентов}}$$

3. Тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот сгорания реагентов и суммой теплот сгорания продуктов реакции.

$$\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{сгор. реагентов}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{сгор. продуктов}}$$

Тепловой эффект химической реакции можно вычислить как на основании теплот образования продуктов реакции и исходных веществ, так и на основе алгебраического сложения уравнений, которые в результате дают искомую реакцию.

Например: образование CO_2 из простых веществ может протекать двумя путями. Первый путь — непосредственное сгорание графита до CO_2 , реакция (1), и косвенный путь — процесс, состоящий в образовании угарного газа CO (2) и его последующего окисления до CO_2 (3):



Согласно закону Гесса:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Следовательно, можно рассчитать значение теплоты образования угарного газа ΔH_2 , которое невозможно измерить экспериментально:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3 = -396 - (-285,5) = -110,5 \text{ кДж/моль}$$

Не всякая реакция, написанная на бумаге, может быть реализована в действительности. Исходя из закона Гесса, легко предположить, что реакции осуществляются только тогда, когда они сопровождаются выделением тепла. Этот принцип был сформулирован Бертелло и Томсоном в XIX веке. Скоро, однако, обнаружилось значительное количество исключений. Например, оксид кремния восстанавлива-

ется углеродом, несмотря на то что реакция протекает с поглощением тепла (эндотермический процесс):

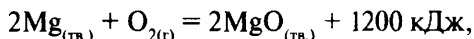


Принципу Бертло — Томсена противоречит существование обратимых химических реакций, а именно они составляют большинство превращений химических веществ. Так, образование оксидов металлов происходит с выделением большого количества тепла. Возможен обратный процесс, и оксиды металлов можно разложить на металл и кислород при высоких температурах. Растворение твёрдых веществ происходит самопроизвольно с поглощением тепла, обратный процесс самопроизвольно осуществиться не может.

Эти явления могут быть объяснены тем, что в физико-химических процессах, кроме стремления системы к снижению энергии, действует другая тенденция — стремление к увеличению беспорядка.

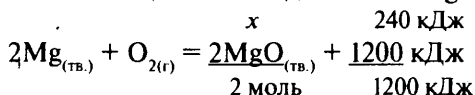
Увеличение беспорядка происходит при расширении газов, при переходе вещества из твёрдого в жидкое и газообразное состояние, при растворении кристаллических веществ. Обратные переходы связаны с уменьшением беспорядка.

Пример 27. В соответствии с термохимическим уравнением реакции



выделилось 240 кДж теплоты. Масса полученного оксида магния равна _____ г.

1) По уравнению реакции с помощью пропорции находим количество вещества оксида магния MgO:



$$x = 2 \cdot 240 / 1200 = 0,4 \text{ моль}$$

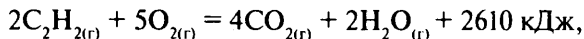
2) Находим массу MgO:

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{MgO}) = 0,4 \cdot (24 + 16) = 0,4 \cdot 40 = 16 \text{ (г)}$$

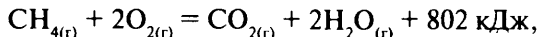
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 5: ХИМИЧЕСКАЯ ЭНЕРГЕТИКА

5.1. Согласно термохимическому уравнению реакции



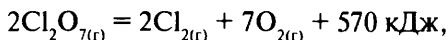
количество теплоты, выделившееся при сгорании 224 л (н. у.) ацетилена, будет равно ___ кДж.

5.2. Согласно термохимическому уравнению реакции



для получения 3580 кДж теплоты потребуется метан (н. у.) объёмом _____ (н. у.).

5.3. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 11,4 кДж теплоты. Объём (н. у.) получившегося при этом хлора составил ___ л.

6 | Химическая кинетика

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и факторы, влияющие на неё, называется **химической кинетикой**.

Гомогенные реакции — реакции, в которых между реагентами отсутствует граница раздела (реакции, протекающие в растворах, или газовые реакции).

Гетерогенные реакции — реакции, в которых реагенты находятся в разных агрегатных состояниях. Гетерогенные реакции протекают на границе раздела фаз, например между твёрдым веществом и газом, между твёрдым веществом и растворённым веществом.

Скорость гомогенной реакции — изменение количества реагирующего вещества или продукта реакции в единице объёма в единицу времени или изменение концентрации реагента или продукта в единицу времени:

$$v = \pm \frac{(n_2 - n_1)}{V(\tau_2 - \tau_1)} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$$

Скорость гетерогенной реакции — изменение количества реагента или продукта реакции в единицу времени на единице поверхности на границе раздела фаз:

$$v = \pm \frac{(n_2 - n_1)}{S(\tau_2 - \tau_1)}$$

Скорость химической реакции — величина положительная. Знак «минус» в правой части ставится потому, что концентрация реагентов (исходных веществ) при протекании реакции уменьшается ($\Delta C < 0$). Если скорость определяется по изменению продуктов реакции, то в правой части ставится знак «плюс», т. к. концентрация продуктов реакции увеличивается ($\Delta C > 0$). По вышеприведённым формулам определяют среднюю скорость реакции за какой-то промежуток времени.

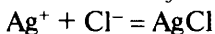
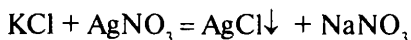
Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Для осуществления химической реакции необходимо столкновение молекул (реагирующих частиц). Не каждое столкновение приводит к образованию нового вещества. Только при столкновении активных молекул, обладающих повышенной, по сравнению со средней, энергией, преодолеваются силы отталкивания, которые существуют между электронными оболочками частиц, и образуется переходный комплекс (переходное состояние), который превращается в продукты реакции.

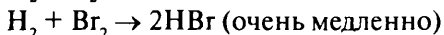
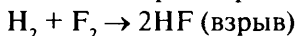
Скорость реакции зависит от различных факторов: природы реагирующих веществ, частоты столкновения частиц (концентрации реагентов, давления для газообразных веществ, степени измельчения реагентов), температуры и наличия катализатора (или ингибитора).

1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.

Важнейшим из факторов, оказывающих влияние на скорость химической реакции, является природа реагирующих веществ. Например, железо подвергается коррозии в атмосферном воздухе, а золото в этих условиях остаётся неизменным. Вещества с ионными и ковалентными полярными связями в водных растворах взаимодействуют друг с другом с высокими скоростями. Это обуславливается их диссоциацией на ионы, которые легко реагируют друг с другом. Например:



Вещества с неполярными и малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью. Всё зависит от их химической активности. Например, реакция взаимодействия водорода с фтором протекает очень быстро (со взрывом) при комнатной температуре, а реакция между водородом и бромом происходит очень медленно даже при нагревании:



2. Влияние концентрации реагирующих веществ.

Взаимодействие между молекулами происходит при столкновении молекул, когда атомы одной молекулы попадают в сферу действия электрических полей, создаваемых атомами другой молекулы. Именно в этих условиях происходят перемещения электронов и атомов, в результате которых образуются новые молекулы. Не каждое столкновение приводит к взаимодействию, а только небольшая часть их. Соответственно, чем больше число соударений, т.е. чем выше концентрация исходных веществ, тем выше скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается законом действия масс (закон К. Гульдберга и П. Вааге):

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции



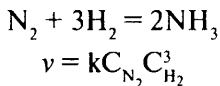
кинетическое уравнение согласно закону действия масс имеет вид:

$$v = kC_{\text{A}}^2C_{\text{B}},$$

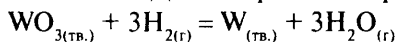
где C_{A} и C_{B} — концентрации веществ А и В соответственно; k — константа скорости реакции.

Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры и наличия катализатора, но не зависит от концентрации реагирующих веществ. Она численно равна скорости химической реакции в условиях, когда концентрация каждого из исходных веществ равна 1 моль/л. В качестве примера можно привести урав-

нение, описывающее скорость реакции синтеза аммиака при взаимодействии азота с водородом:



Закон действующих масс справедлив для простых, одностадийных реакций. Если реакция протекает через ряд последовательных или параллельных стадий, то закон применим к каждой из них в отдельности, но не обязательно выражение для скорости будет соответствовать молекулярному уравнению реакции в целом, потому что скорость многостадийных реакций определяется скоростью самой медленной стадии. Концентрации твёрдых веществ в кинетическое уравнение реакции не входят. Для гетерогенной реакции



кинетическое уравнение имеет вид:

$$v = kC_{\text{H}_2}^3$$

Скорость реакций между газами увеличивается при повышении давления, потому что при этом увеличивается концентрация веществ и возрастает частота столкновения молекул.

3. Влияние температуры на скорость реакции.

При повышении температуры скорость всех реакций увеличивается. Например, реакция взаимодействия водорода с кислородом при температуре 200 °С протекает медленно, а при повышении до 700 °С протекает мгновенно со взрывом. Правило Вант-Гоффа определяет зависимость скорости реакции от температуры:

При повышении температуры на 10 °С скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза.

Математически это правило выражается уравнением

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{(t_2 - t_1)/10},$$

где γ — температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз изменяется скорость при повышении температуры на 10 °С; v_{t_1} и v_{t_2} — скорости реакции при температурах t_1 и t_2 .

При повышении температуры увеличивается как энергия молекул, так и число их столкновений. Однако согласно расчётам общее число столкновений молекул при увеличении температуры на 10 градусов возрастает лишь в 1,6 раза, тогда как число прореагировавших молекул возрастает на 200–400%. С. Аррениус предположил, что

причина состоит в увеличении числа *активных* молекул, т. е. таких, столкновение которых приводит к образованию продукта. Их доля весьма мала и связана с энергией активации E .

Величина E (Дж/моль) — это энергия *активации*, т. е. энергия, которой должны обладать молекулы для эффективного столкновения. Энергия активации связана с константой скорости:

$$k = Ae^{-E/RT},$$

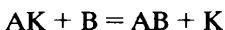
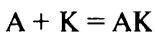
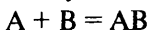
где A — *предэкспоненциальный множитель*, численно равный максимально возможной константе скорости (при условии, что $E = 0$).

Чем больше энергия активации, тем меньше скорость реакции. Протекание реакции начинается с разрыва или ослабления связей между атомами в молекулах исходных веществ. В результате образуется неустойчивое промежуточное соединение — активированный комплекс, — обладающее избытком энергии. При его распаде образуются продукты реакции. Разность между энергией активированного комплекса и средней энергией исходных молекул и есть энергия активации.

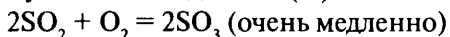
4. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

Катализаторами называют вещества, которые изменяют скорость реакции, а сами после завершения процесса остаются неизменными как по составу, так и по массе. Явление изменения скорости реакции в присутствии катализаторов называется *катализом*. Катализ бывает положительным (скорость реакции увеличивается) и отрицательным (скорость реакции уменьшается). В последнем случае говорят об ингибировании (замедлении) процесса. Катализаторы обладают специфичностью действия.

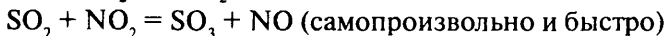
Суть катализа состоит в том, что катализатор, образуя с реагентом промежуточное соединение, понижает энергию активации реакции.



Катализ может быть *гомогенным*, когда катализатор и реагенты составляют одну фазу, и *гетерогенным*, когда катализатор отделён от реагентов поверхностью раздела. Примером гомогенного катализа служит окисление сернистого ангидрида до серного ангидрида в присутствии оксида азота(II).



В нитрозном способе получения серной кислоты в качестве катализатора реакции окисления использовали оксид азота(II), который быстро и самопроизвольно превращается в оксид азота(IV), являющийся сильным окислителем, при взаимодействии с которым оксид серы(IV) быстро окисляется до оксида серы(VI) и катализатор (NO) остаётся после завершения процесса в неизменном виде (регенерируется):

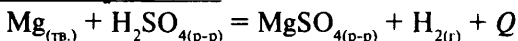


Особенность гетерогенного катализа состоит в том, что реагенты и катализатор находятся в различной фазе и разделены поверхностью раздела. Реакция происходит на поверхности катализатора. Молекулы реагентов связываются с активными центрами, которые имеются на поверхности катализатора. Адсорбированные молекулы либо разрушаются, либо превращаются в активные реагирующие частицы. Например, при получении серной кислоты контактным способом используется твёрдый катализатор пентаоксид диванадия (V_2O_5) для окисления SO_2 в SO_3 .

Активность гетерогенного катализатора зависит от его природы, а также от величины и свойств его поверхности. Он должен иметь развитую пористую или высокодисперсную структуру, на свойства которой могут влиять различные вещества (каталитические яды уменьшают активность катализатора, промоторы увеличивают). В случае, если один из продуктов реакции служит катализатором, процесс называют автокаталитическим.

Пример 28. Перечислите факторы (воздействия), увеличивающие скорость реакции взаимодействия магния с раствором серной кислоты.

Анализ и решение:



Характеристика реакции: реакция гетерогенная, оба исходных вещества «не газы» (находятся в конденсированном состоянии).

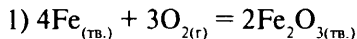
Скорость реакции будет увеличиваться при:

- 1) повышении температуры;
- 2) увеличении концентрации кислоты;
- 3) измельчении твёрдого вещества (измельчении Mg).

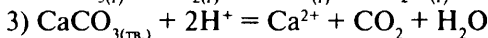
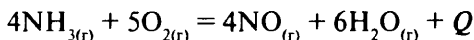
На скорость реакции **не будут влиять** изменение давления, концентрации MgSO_4 (продукт реакции), увеличение количества (т. е. добавление кусочков металла) магния.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 6: ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

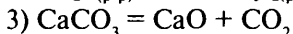
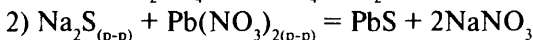
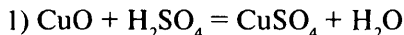
6.1. Перечислите факторы (воздействия), увеличивающие скорость реакции:



2) окисления аммиака в присутствии платины



6.2. Какая из приведённых реакций протекает при обычных условиях с наибольшей скоростью, какая — с наименьшей?



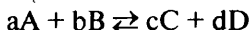
6.3. Как изменится скорость реакции взаимодействия азота с водородом, протекающей по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + Q$, если повысить температуру на 40°C (температурный коэффициент скорости равен 3)?

6.4. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

Химическое равновесие

Большинство химических процессов являются обратимыми, и по мере их протекания создаются условия для осуществления обратных превращений. Йод и водород при 410°C превращаются в йодоводород лишь на 78%. При этих же условиях чистый йодоводород распадается на простые вещества на 22%. Следовательно, при 410°C скорость образования йодоводорода (прямая реакция) и скорость его разложения (обратная реакция) равны.

Для общего случая можно записать:



Если система состоит из чистых реагентов, то скорость их взаимодействия (скорость прямой реакции) определяется уравнением

$$v_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

Скорость этой реакции по мере снижения концентрации реагентов убывает. Накопление в реакционной смеси продуктов реакции создаёт условия для протекания обратного процесса, скорость которого увеличивается:

$$v_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

Через некоторое время скорости уравниваются.

Состояние системы, в котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется химическим равновесием.

Концентрации реагентов и продуктов, отвечающие состоянию равновесия, называются равновесными концентрациями. Их обозначают, беря символ участника равновесной системы в квадратные скобки. Если скорости равны, то отношение их констант также является величиной постоянной (*константа равновесия*):

Так как $v_1 = v_2$, то $k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$, следовательно,

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Это уравнение является выражением закона действующих масс для химического равновесия:

Отношение произведений равновесных концентраций веществ, возведённых в степени их стехиометрических коэффициентов, в правой и левой частях уравнения представляет постоянную величину, если температура остаётся постоянной.

Всякая изолированная система стремится к равновесному состоянию как наиболее вероятному в данных условиях. Химическое равновесие является динамическим (подвижным) по характеру. Действие различных внешних факторов приводит к смещению химического равновесия. Направление, в котором реагирует на внешнее воздействие система, находящаяся в равновесии, сформулировано А. Ле Шателье:

Внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии равновесия, приводит к смещению положения равновесия в направлении, при котором эффект произведённого воздействия ослабляется.

На смещение положения равновесия могут оказывать влияние только три фактора — изменение температуры, концентрации и дав-

ления (для газообразных веществ). Любые другие воздействия на систему на положение равновесия не влияют, а только могут изменять время достижения состояния равновесия.

Влияние температуры. Повышение температуры ускоряет прямую и обратную реакции в разной степени, эндотермический процесс ускоряется больше, поэтому повышение температуры способствует смещению равновесия в сторону эндотермической реакции, в сторону реакции, протекающей с поглощением тепла.

Влияние концентрации. При увеличении концентрации одного из реагентов (исходных веществ) положение равновесия смещается вправо, в сторону прямой реакции и увеличивается выход продуктов реакции; при добавлении в реакционную смесь одного из продуктов превращения положение равновесия смещается влево, в сторону исходных веществ.

Влияние давления (для реакций в газовой фазе). Повышение давления смещает положение равновесия в сторону уменьшения количества газообразных веществ. Если реакция протекает с увеличением количества газообразных веществ, то уменьшение давления смещает равновесие вправо:

Использование катализаторов не смещает равновесие, т. к. одинаково ускоряет (замедляет) скорость как прямой, так и обратной реакции, но способствует более быстрому установлению равновесия.

Пример 29. Перечислите факторы, которые будут смещать положение равновесие в системе вправо:



Анализ и решение:

На смещение положения равновесия **влияют** только **3 фактора** — изменение **концентрации**, **давление** (для газов) и **температура**. Любое другое воздействие — добавление катализатора, перемешивание, изменение формы сосуда... — на положение равновесия не влияет, а только может изменять время его установления.

Положение равновесия будет смещаться вправо в следующих случаях:

1) влияние концентрации:

- при увеличении концентрации $\text{N}_{2(r)}$ (исходное вещество),
- при увеличении концентрации $\text{H}_{2(r)}$ (исходное вещество),
- при уменьшении концентрации $\text{NH}_{3(r)}$ (продукт реакции),

или фактически, т. к. система однородная,

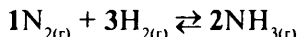
- при добавлении $N_{2(r)}$ (исходное вещество),
- при добавлении $H_{2(r)}$ (исходное вещество),
- при удалении $NH_{3(r)}$ (продукт реакции);

2) влияние давления:

вычисляем количества газообразных веществ в левой и правой частях системы:

в левой части: $(N_{2(r)} + 3H_{2(r)}) = (1 + 3) = 4$ моль

в правой части: $(2NH_{3(r)}) = 2$ моль



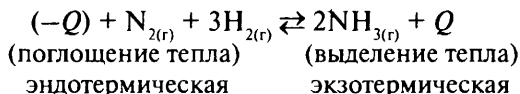
$(1 + 3) = 4$ моль $(2) = 2$ моль

Вывод: при повышении давления положение равновесия сместится в правую сторону (к меньшему числу молекул газообразных веществ);

3) влияние температуры:

прямая реакция — экзотермическая, протекает с выделением тепла (в уравнении обозначено $+90,12$ кДж, т. е. $+Q$), следовательно, обратная реакция — эндотермическая, протекает с поглощением тепла.

Переписываем уравнение реакции, отмечая сделанные выводы:

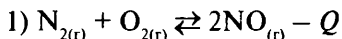


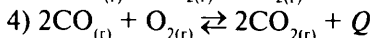
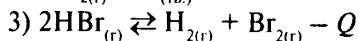
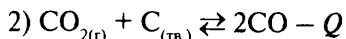
Вывод: положение равновесия сместится вправо при понижении температуры.

Ответ: положение равновесия сместится в сторону прямой реакции, вправо, увеличивая выход продукта реакции при увеличении концентрации N_2 и H_2 (добавлении N_2 и /или H_2), уменьшении концентрации NH_3 (удалении NH_3), повышении давления и охлаждении (понижении температуры, отводе теплоты).

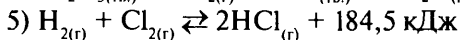
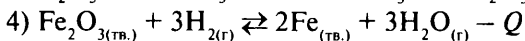
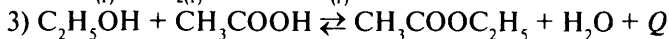
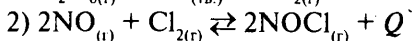
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 6: ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

6.5. Перечислите факторы, которые будут смещать положение равновесия в системе вправо:

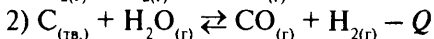
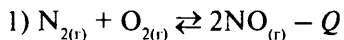




6.6. Перечислите факторы, которые будут увеличивать выход продукта реакции:



6.7. Смещению положения равновесия влево способствуют:



6.8. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция сместилось в сторону продуктов разложения?

7 | Химия растворов

Истинные растворы — однородные, гомогенные системы, состоящие из нескольких компонентов и продуктов их взаимодействия.

Классификация растворов проводится, во-первых, по *агрегатному состоянию* — твёрдые (сплавы), жидкие (раствор сахара в воде, спирта в воде, бензин), газообразные (воздух). Во-вторых, по *соотношению «растворённое вещество — растворитель»*. В насыщенных растворах растворяемое вещество находится в равновесии с раствором (атмосферный воздух в природной воде, гидроксид кальция в известковой воде и др.). Ненасыщенные растворы содержат вещества меньше, чем его содержится в насыщенных растворах, пересыщенные — больше, пересыщенные растворы неустойчивы и переходят в насыщенные. В-третьих, по *электропроводности* — растворы молекулярные и ионные (растворы электролитов).

Растворитель — вещество, которое не изменяет своего агрегатного состояния при образовании раствора.

Растворённое вещество — вещество, которое распределено в растворителе.

Процесс растворения — физико-химический и равновесный процесс. При образовании раствора твёрдого вещества происходит разрушение кристаллической решётки вещества, раствора жидкости или газа — ослабление сил межмолекулярного взаимодействия; диффузия компонентов в объёме раствора (физический процесс) и образование гидратов (растворитель — вода) или сольватов (растворитель — органическое вещество). Последний процесс является химическим.

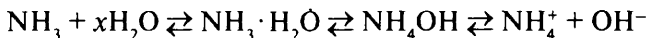
Тепловой эффект процесса растворения определяется соотношением энергии разрушения кристаллической решётки растворяемого вещества (эндотермический процесс) и энергии образования гидратов (экзотермический процесс). Следовательно, может быть как экзотермическим, так и эндотермическим. Например: при растворении серной кислоты в воде тепло выделяется, а при растворении нитрата аммония — поглощается.

Растворимость — максимальная масса или максимальное количество вещества, которое может раствориться в 100 г воды при данной температуре. Растворимость зависит от температуры. По растворимости вещества делятся на хорошо растворимые (Р), плохо растворимые (М) и практически нерастворимые (Н). Данные обозначения используются в таблице растворимости.

Причины растворения одних соединений в других связывают с характером взаимодействия их частиц. Опытным путём было установлено правило «*Подобное растворяется в подобном*»: ионные и полярные соединения растворяются в воде, жидком аммиаке и в других полярных средах, но не растворяются в неполярных органических растворителях, и наоборот. Например, поваренная соль хорошо растворима в воде (полярный растворитель) и не растворима в бензине. Наоборот, жир плохо растворяется в воде и хорошо — в бензине, гексане и т. п.

Кроме электронного характера (природы) растворяемого вещества и растворителя, на растворимость веществ оказывают влияние температура, давление (для газов).

Газы в жидкостях: в 100 объёмах воды при 20°C растворяется 3 объёма кислорода, но 700 объёмов аммиака, 2 объёма водорода, 400 объёмов хлороводорода растворяются в 1 объёме воды. Высокая растворимость аммиака и хлороводорода в воде объясняется их взаимодействием с водой, например для аммиака:



Изменение давления не оказывает существенного влияния на растворимость твёрдых и жидких веществ, но существенно влияет на растворимость газов. Растворимость газов увеличивается при увеличении их парциального давления (закон Генри).

Жидкости в жидкостях: не растворяются (ртуть, бензол, бензин в воде); смешиваются (спирт, ацетон с водой); ограниченно растворяются (эфир в воде 6,5%, бром в воде 3,6%).

Твёрдые вещества в жидкостях: простые вещества с ковалентными неполярными связями (графит, парафины, сера) в воде не растворимы; многие соли растворимы.

Влияние температуры: в большинстве случаев с повышением температуры увеличивается растворимость твёрдых и жидких веществ в жидкостях, напротив растворимость газов с повышением температуры уменьшается.

Изменение растворимости вещества при изменении температуры и давления происходит в соответствии с принципом Ле Шателье.

Способы выражения концентрации вещества в растворе

1. Массовая доля или процентная концентрация ω :

$$\omega = \frac{m_{\text{раств. в-ва}}}{m_{\text{раствора}}} \text{ или } \omega = \frac{m_{\text{раств. в-ва}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%, \text{ где}$$

$m_{\text{раств. в-ва}}$ — масса растворённого вещества,

$m_{\text{раствора}}$ — масса раствора.

Выражается в долях единицы или в процентах.

2. Молярная концентрация $C(X)$:

$$C(X) = \frac{n(X)}{V},$$

где $n(X)$ — количество растворённого вещества, моль;

V — объём раствора.

Выражается в моль/л или кмоль/м³.

3. Мольная доля N :

$$N_1 = \frac{n_1}{\sum n}; N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2},$$

где n — количество вещества.

N — безразмерная величина.

4. Нормальная (моль-эквивалентная) концентрация $C_3(X)$:

$$C_3(X) = \frac{n_3(X)}{V},$$

где $n_3(X)$ — количество моль-эквивалентов растворённого вещества, моль-экв;

V — объём раствора.

Выражается в моль-экв/л или кмоль-экв/м³.

Пример 30. Определите массовую долю сахара в растворе, полученном растворением 20 г сахара в 180 г воды.

Дано:

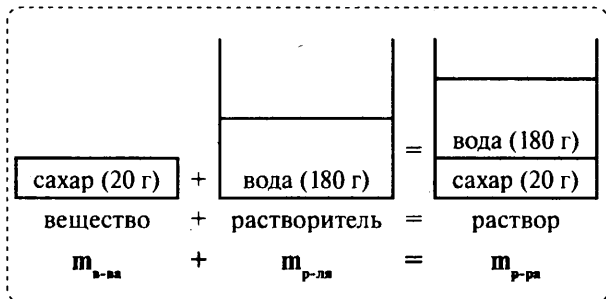
$$m(\text{сахар}) = 20 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ г}$$

$$\omega_{(\text{сахар})} = ?$$

Анализ и решение:

Решению задач «на растворы» очень помогают рисунки, схематически отражающие изменения, происходящие с системой.



Схематическое изображение приготовления раствора

Массовая доля вещества в растворе вычисляется по формуле

$$\omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}},$$

где $\omega_{\text{в-ва}}$ — массовая доля вещества,

$m_{\text{в-ва}}$ — масса растворённого вещества,

$m_{\text{р-ра}}$ — масса раствора.

Проводим вычисления:

$$1) m_{\text{р-ра}} = 20 + 180 = 200 \text{ г}$$

$$2) \omega(\text{сахар}) = 20/200 = 0,1, \text{ или } 10\%$$

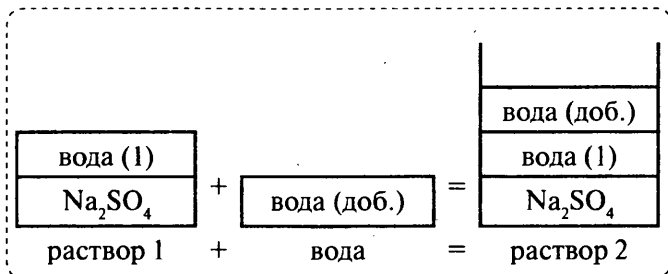
Пример 31. Найдите массовую долю сульфата натрия в растворе, полученном добавлением 100 г воды к 250 г 15%-ного раствора соли.

Дано:

$$\begin{cases} m_{\text{р-ра 1}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 250 \text{ г} \\ \omega_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 15\%, \text{ или } 0,15 \\ m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г} \\ \omega_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) - ? \end{cases}$$

Анализ и решение:

Составим рисунок, схематически отображающий происходящие процессы.



Массовая доля сульфата натрия во 2-м растворе вычисляется по формуле

$$\omega_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m_2(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{р-ра 2}}},$$

где $m_2(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ — масса Na_2SO_4 во 2-м растворе,

$m_{\text{р-ра 2}}$ — масса 2-го раствора.

Очевидно, что

1) масса сульфата натрия не изменяется, т.е. $m_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m_2(\text{Na}_2\text{SO}_4)$. Массу сульфата натрия в 1-м растворе можно найти по формуле

$$m_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра 1}}(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

2) масса 2-го раствора равна сумме масс 1-го раствора и добавленной воды, т.е.

$$m_{\text{р-ра 2}} = m_{\text{р-ра 1}} + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{доб.}}$$

Проводим вычисления:

$$1) m_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,15 \cdot 250 = 37,5 \text{ г}$$

$$2) m_{\text{р-ра } 2} = 250 + 100 = 350 \text{ г}$$

$$3) \omega_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 37,5/350 \approx 0,1071, \text{ или } 10,71 \%$$

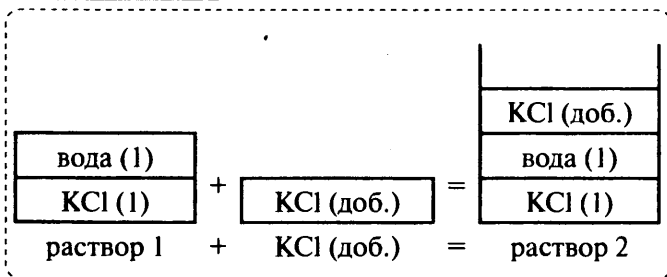
Пример 32. К 200 г 10%-ного раствора хлорида калия добавили 25 г этой же соли. Концентрация соли в полученном растворе равна _____ %.

Дано:

$$\begin{cases} m_{\text{р-ра } 1}(\text{KCl}) = 200 \text{ г} \\ \omega_1(\text{KCl}) = 10 \%, \text{ или } 0,1 \\ m(\text{KCl}) = 25 \text{ г} \\ \omega_2(\text{KCl}) = ? \end{cases}$$

Анализ и решение:

Составим рисунок, схематически отображающий происходящие процессы.



Массовая доля хлорида калия во 2-м растворе вычисляется по формуле

$$\omega_2(\text{KCl}) = \frac{m_2(\text{KCl})}{m_{\text{р-ра } 2}},$$

где $m_2(\text{KCl})$ — масса KCl во 2-м растворе,

$m_{\text{р-ра } 2}$ — масса 2-го раствора.

Очевидно, что

1) масса хлорида калия равна сумме массы хлорида калия в первом растворе и массы добавленной соли, т. е.

$$m_2(\text{KCl}) = m_1(\text{KCl}) + m(\text{KCl})_{\text{доб.}}$$

Массу хлорида калия в 1-м растворе можно найти по формуле

$$m_1(\text{KCl}) = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}(\text{KCl})$$

2) масса второго раствора равна сумме масс первого раствора и добавленной соли, т. е.

$$m_{\text{р-ра } 2} = m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{KCl})_{\text{доб.}}$$

Проводим вычисления:

1) $m_1(\text{KCl}) = 0,1 \cdot 200 = 20 \text{ г}$

2) $m_2(\text{KCl}) = 20 + 25 = 45 \text{ г}$

3) $m_{\text{р-ра } 2} = 200 + 25 = 225 \text{ г}$

4) $\omega_2(\text{KCl}) = 45 / 225 = 0,2$, или 20 %

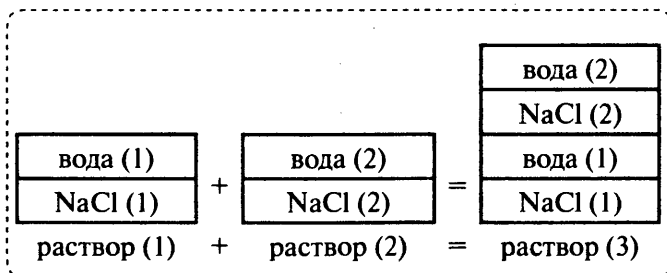
Пример 33. Смешали 200 г 10%-ного и 400 г 20%-ного раствора хлорида натрия. Концентрация соли в образовавшемся растворе равна _____ %.

Дано:

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{р-ра } 1}(\text{NaCl}) = 200 \text{ г} \\ \omega_1(\text{NaCl}) = 10 \%, \text{ или } 0,1 \\ m_{\text{р-ра } 2}(\text{NaCl}) = 400 \text{ г} \\ \omega_2(\text{NaCl}) = 20 \%, \text{ или } 0,2 \\ \omega_3(\text{NaCl}) - ? \end{array} \right.$$

Анализ и решение:

Составим рисунок, схематически отображающий происходящие процессы.



Массовая доля хлорида натрия в 3-м растворе вычисляется по формуле

$$\omega_3(\text{NaCl}) = \frac{m_3(\text{NaCl})}{m_{\text{р-ра } 3}} = \frac{m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl})}{m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{р-ра } 2}}$$

где $m_1(\text{NaCl})$ и $m_2(\text{NaCl})$ — массы NaCl в 1-м и во 2-м растворах, $m_{\text{р-ра } 1}$ и $m_{\text{р-ра } 2}$ — массы 1-го и 2-го растворов соответственно.

Массы хлорида натрия в 1-м и 2-м растворах можно найти по формулам:

$$m_1(\text{NaCl}) = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}(\text{NaCl})$$

$$m_2(\text{NaCl}) = \omega_2 \cdot m_{\text{р-ра } 2}(\text{NaCl})$$

Проводим вычисления:

$$1) m_1(\text{NaCl}) = 0,1 \cdot 200 = 20 \text{ г}$$

$$2) m_2(\text{NaCl}) = 0,2 \cdot 400 = 80 \text{ г}$$

$$3) m_3(\text{NaCl}) = 20 + 80 = 100 \text{ г}$$

$$4) m_{\text{р-ра } 3} = 200 + 400 = 600 \text{ г}$$

$$5) \omega_3(\text{NaCl}) = 100/600 \approx 0,1667, \text{ или } 16,67\%$$

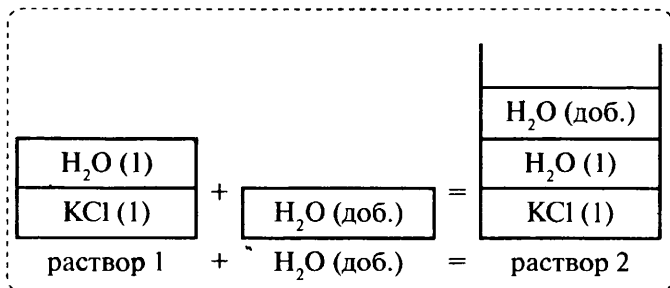
Пример 34. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 400 мл 10%-ного раствора хлорида калия плотностью 1,08 г/мл для получения раствора с массовой долей соли 3%?

Дано:

$$\left\{ \begin{array}{l} V_{\text{р-ра } 1}(\text{KCl}) = 400 \text{ мл} \\ \omega_1(\text{KCl}) = 10\%, \text{ или } 0,1 \\ \rho = 1,08 \text{ г/мл} \\ \omega_2(\text{KCl}) = 3\% = 0,03 \\ \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \\ V(\text{H}_2\text{O})_{\text{доб.}} = ? \end{array} \right.$$

Анализ и решение:

Составим рисунок, схематически отображающий происходящие процессы.



Массовая доля хлорида калия во 2-м растворе вычисляется по формуле

$$\omega_2(\text{KCl}) = \frac{m_2(\text{KCl})}{m_{\text{р-ра } 2}} = \frac{m_1(\text{KCl})}{m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{доб.}}},$$

где $m_1(\text{KCl})$ — масса KCl в 1-м растворе,

$m_{\text{р-ра } 2}$ — масса 2-го раствора.

Очевидно, что

1) массу хлорида калия в 1-м растворе можно найти по формулам:

$$m_1(\text{KCl}) = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}(\text{KCl})$$

$$m_{\text{р-ра } 1}(\text{KCl}) = \rho \cdot V_{\text{р-ра } 1}$$

2) масса второго раствора равна сумме масс первого раствора и массы добавленной воды, т. е.

$$m_{\text{р-ра } 2} = m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{доб.}}$$

Проводим вычисления:

$$1) m_{\text{р-ра } 1}(\text{KCl}) = 1,08 \cdot 400 = 432 \text{ г}$$

$$m_1(\text{KCl}) = 0,1 \cdot 432 = 43,2 \text{ г}$$

$$2) m_{\text{р-ра } 2} = (432 + x) \text{ г}$$

$$3) 0,03 = 43,2 / (432 + x)$$

$$x = 1008 \text{ г}$$

$$4) V(\text{H}_2\text{O}) = m/\rho = 1008/1 = 1008 \text{ мл} \approx 1 \text{ л}$$

Пример 35. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 200 мл раствора, содержащего 0,1 моль вещества в 1 л раствора?

Дано:

$$V_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 200 \text{ мл}$$

$$C_{\text{М}}(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль/литр (0,1 М)}$$

$$m(\text{HNO}_3) = ?$$

Анализ и решение:

Молярная концентрация вещества $C_{\text{М}}$ показывает количество вещества, содержащегося в 1 л раствора:

$$C_{\text{М}} = \frac{n}{V_{\text{р-ра (л)}}},$$

где $C_{\text{М}}$ — молярная концентрация (молярность), имеющая размерность моль/л,

n — количество вещества, моль,

$V_{\text{р-ра (л)}}$ — объём раствора, выраженный в литрах.

Количество вещества n связано с массой вещества $m_{\text{в-ва}}$ и его молярной массой $M_{\text{в-ва}}$ соотношением

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

следовательно,

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}} (\text{л})}$$

Проводим вычисления:

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 0,1 \cdot 0,2 \cdot 63 = 1,26 \text{ г}$$

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 7: ХИМИЯ РАСТВОРОВ

- 7.1. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 400 г 10 %-ного раствора?
- 7.2. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 3 л раствора с массовой долей гидроксида натрия 10 % и плотностью 1,109 г/мл?
- 7.3. Имеется 700 г раствора с массовой долей кислоты 10 %. Какой станет массовая доля вещества, если данный раствор разбавить 0,8 л воды?
- 7.4. Смешали 400 г 10 %-ного и 100 г 70 %-ного растворов серной кислоты. Найдите концентрацию кислоты в полученном растворе.
- 7.5. Какой станет массовая доля соли в растворе, если к 60 г раствора с массовой долей соли 20 % добавить 40 мл воды?
- 7.6. Выпарили 150 г 15 %-ного раствора сахара. Сколько граммов сахара осталось в чашке?
- 7.7. К раствору нитрата кальция массой 80 г с массовой долей 4 % добавили 1,8 г этой же соли. Массовая доля соли в полученном растворе равна _____ %.
- 7.8. К 220 г раствора с массовой долей хлорида натрия 20 % добавили 44 мл воды и 36 г этой же соли. Массовая доля соли в полученном растворе равна _____ %.

- 7.9. Какую массу нитрата серебра нужно добавить к 250 г раствора этой же соли с массовой долей 10 % для получения 18%-ного раствора соли?
- 7.10. Масса хлорида натрия, которую необходимо растворить в 50 г воды для приготовления раствора с массовой долей соли 20 %, равна _____ г.
- 7.11. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 100 мл 20 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл), чтобы получить 5 %-ный раствор серной кислоты?
- 7.12. Сколько килограммов воды надо прибавить к 500 мл 52 %-ного раствора азотной кислоты (плотностью 1,322 г/мл), чтобы получить 10 %-ный раствор азотной кислоты?
- 7.13. Определите массу соли, которую надо растворить в 270 г воды, чтобы получить 10 %-ный раствор соли.
- 7.14. В 1 л воды растворили 300 л хлороводорода (н. у.). Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.
- 7.15. Рассчитайте массовую долю хлорной кислоты в растворе, полученном в результате добавления 1 л воды к 500 мл 32 %-ной кислоты плотностью 1,2 г/мл.

8 | Электrolитическая диссоциация

Взаимодействие с растворителем растворяемого вещества может вызвать распад последнего на ионы. Распад растворённого вещества на ионы под действием молекул растворителя называется *электrolитической диссоциацией*, или *ионизацией* веществ в растворах. Диссоциация — обратимый процесс; обратный процесс называется *ассоциацией*.

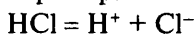
Возможность и степень распада растворённого вещества на ионы определяется природой растворённого вещества и растворителя. Электrolитической диссоциации подвергаются ионные соединения и молекулярные соединения с полярным типом связи в полярных

растворителях. Вода относится к наиболее сильно ионизирующим растворителям.

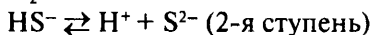
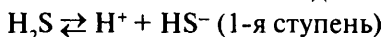
Вещества, распадающиеся в растворах или расплавах на положительно заряженные (*катионы*) и отрицательно заряженные (*анионы*) ионы, называются *электролитами*. Электролитами являются кислоты, основания, соли.*

Кислота — сложное вещество (электролит), при диссоциации которого в качестве катионов образуются только катионы водорода.

Например:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



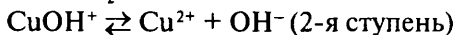
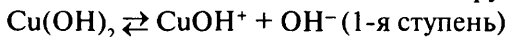
Преимущественно диссоциация многоосновных кислот протекает по первой ступени.

Основание — сложное вещество (электролит), при диссоциации которого в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы.

Например:



Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

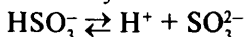
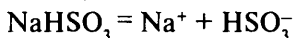


Преимущественно диссоциация многокислотных оснований протекает по первой ступени.

Средняя соль — электролит, при диссоциации которого образуются катионы металла или аммония и анионы кислотного остатка:



Кислая соль — электролит, при диссоциации которого образуются катионы металла и анионы кислотного остатка, содержащие атом водорода. Анионы кислотного остатка участвуют в процессе вторичной диссоциации:



* В школьных учебниках нет единообразия в составлении уравнений диссоциации сильных электролитов.

Основная соль — электролит, при диссоциации которого образуются катионы, состоящие из металла и гидроксогрупп, и анионы кислотного остатка. Гидроксокатионы металла также способны к диссоциации:



Оксиды — сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых атом кислорода в степени окисления -2 . Оксиды относятся к неэлектролитам и в растворах не диссоциируют.

Количественные характеристики диссоциации

Степень диссоциации — отношение количества распавшихся на ионы молекул к общему числу растворённых молекул электролита:

$$\alpha = \frac{n_{\text{продиссоц.}}}{n_{\text{раств.}}} ; \alpha = \frac{n_{\text{продиссоц.}}}{n_{\text{раств.}}} \cdot 100\%$$

Константа диссоциации (константа равновесия процесса диссоциации) — отношение произведения концентрации продуктов диссоциации к концентрации реагента, например константа диссоциации

серной кислоты по первой ступени $K_1 = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{HSO}_4^-}}{C_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$,

константа диссоциации по второй ступени $K_2 = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}}}{C_{\text{HSO}_4^-}}$.

По значению степени диссоциации электролиты классифицируют на сильные $\alpha > 0,3$ (30%), средней силы $0,03$ (3%) $\leq \alpha \leq 0,3$ (30%) и слабые $\alpha < 0,03$ (3%).

Электролиты		
сильные	средней силы	слабые
Кислоты: HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₃ , HClO ₄ . Растворимые основания (щёлочи): LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ ,	H ₂ SO ₃ , HF, H ₃ PO ₄	H ₂ S, HCN, HNO ₂ , HCNS, H ₂ SiO ₃ , H ₂ CO ₃ , CH ₃ COOH, HCOOH, NH ₄ OH и нерастворимые гидроксиды

$\text{Sr}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2$ Все соли		
--	--	--

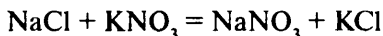
Примечание: имеются и другие электролиты (сильные, слабые и средней силы).

Ионные уравнения

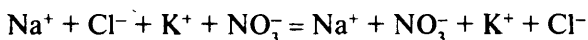
В растворах многие реакции протекают между ионами; реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Сильные электролиты в водных растворах распадаются на ионы полностью.

Обратимая реакция:

— в молекулярном виде:



— в ионном виде:



Набор ионов в левой и правой части уравнения одинаков.

Необратимо реакции протекают в том случае, если образуются нерастворимые (1), малодиссоциирующие (2) или газообразные (3) продукты, т. е. происходит удаление некоторых продуктов из сферы реакции.

1)	в молекулярном виде в полном ионном виде в сокращённом ионном виде	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{AgCl}$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$
2)	в молекулярном виде в полном ионном виде в сокращённом ионном виде	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} =$ $= 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
3)	в молекулярном виде в полном ионном виде в сокращённом ионном виде	$\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ $2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} =$ $= 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{S}$ $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}$

Кислотность среды. Понятие о pH

Вода — очень слабый электролит: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Константа диссоциации воды:

$$K_d = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}},$$

следовательно,

$$C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = K_d \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$$

Величина $K_d \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}$ называется ионным произведением воды, её численное значение $1 \cdot 10^{-14}$ (при 25 °С). Следовательно, концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в чистой воде одинакова и равна $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7}$.

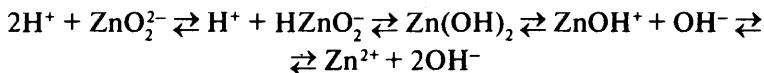
pH среды — отрицательный десятичный логарифм концентрации катионов водорода, $\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$.

Практически реакция среды определяется с помощью индикаторов и приборов, которые называются pH-метрами.

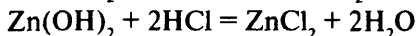
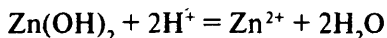
Индикатор	Кислая среда (pH < 7)	Нейтральная среда (pH = 7)	Щелочная среда (pH > 7)
лакмус	красный	фиолетовый	синий
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый

Вода является амфотерным соединением, поскольку при её диссоциации образуются как катионы водорода, так и анионы гидроксида.

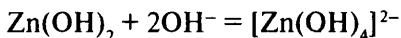
Амфотерными электролитами являются также $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и некоторые другие. Они могут диссоциировать и как кислоты, и как основания. Например:



В кислых средах положение равновесия, в соответствии с принципом Ле Шателье, смещается вправо, в сторону образования солей Zn^{2+} :



В щелочных средах положение равновесия смещается влево, в сторону образования цинкатов, которые в воде существуют в виде гидроксокомплексов:



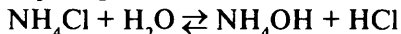
Гидролиз

Гидролиз — взаимодействие соли с водой, приводящее к образованию малодиссоциирующего или труднорастворимого соединения.

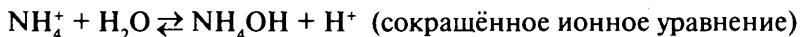
Гидролиз происходит при растворении соли в воде. Степень гидролиза зависит от природы соли и от условий процесса. При повышении температуры и при разбавлении раствора водой степень гидролиза увеличивается. Степень гидролиза в большинстве случаев небольшая, как правило, при обычных условиях не превышает 0,1%. Но для солей, в состав которых входят катион слабого основания и анион слабой кислоты, степень гидролиза увеличивается, и в отдельных случаях может происходить полный гидролиз вещества.

Гидролиз по катиону. Ему подвергаются соли, образованные слабым или нерастворимым гидроксидом и сильной кислотой. Процесс равновесный, среда кислая, $\text{pH} < 7$.

Например:



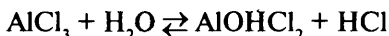
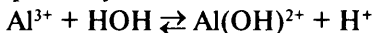
$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (полное ионное уравнение)



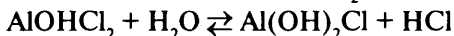
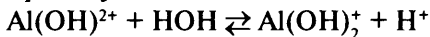
Если гидроксид металла многокислотный, то гидролиз протекает ступенчато и преимущественно по первой ступени.

Например, для хлорида алюминия:

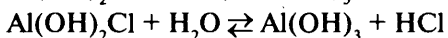
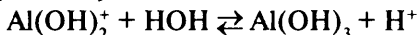
первая ступень:



вторая ступень:



третья ступень:

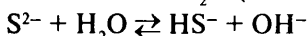
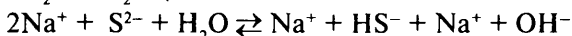
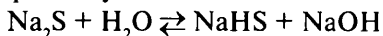


Гидролиз преимущественно протекает по первой ступени, потому что накапливающиеся ионы сильного электролита (в этом примере — H^+) будут, в соответствии с принципом Ле Шателье, смещать положение равновесия влево, в сторону исходных веществ.

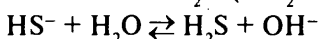
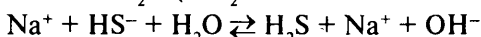
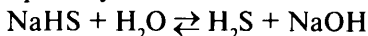
Гидролиз по аниону. Данному типу гидролиза подвергаются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием. Процесс равновесный, среда щелочная, $\text{pH} > 7$.

Например, для сульфида натрия:

первая ступень:



вторая ступень:

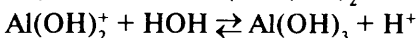
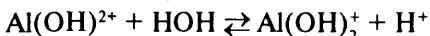
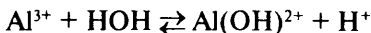


Гидролиз солей многоосновных кислот протекает в несколько стадий и, в соответствии с принципом Ле Шателье, преимущественно по первой стадии.

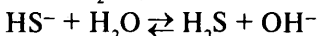
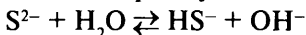
Гидролиз по катиону и по аниону. Подвергаются соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Процесс необратимый, среда близкая к нейтральной, $\text{pH} \approx 7$.

Например, гидролиз сульфида алюминия Al_2S_3 .

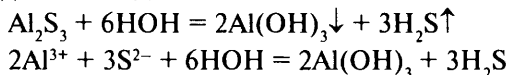
Если бы в растворе присутствовали только катионы Al^{3+} , то процесс гидролиза описывался бы ионными уравнениями, которые приведены ниже, и реакция преимущественно протекала бы по первой стадии.



Если бы в растворе присутствовали только сульфид-анионы, то процесс описывался бы ионными уравнениями, приведёнными ниже, причём реакция, в соответствии с принципом Ле Шателье, протекала бы преимущественно по первой стадии.



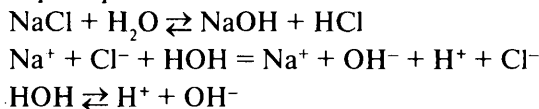
Если в растворе находятся и катионы слабого гидроксида, и анионы слабой кислоты, то выделяющиеся при гидролизе катиона ионы H^+ будут взаимодействовать с ионами OH^- , выделяющимися при гидролизе кислотного остатка. Среда будет оставаться приблизительно нейтральной, и степень гидролиза будет большой; в отдельных случаях, как в рассматриваемом примере, гидролиз будет происходить полностью.



Процесс протекает в одну стадию, в ходе реакции образуется два слабых электролита.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Среда нейтральная, $pH \approx 7$.

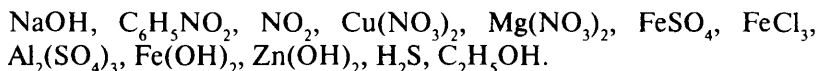
Например:



Равновесие полностью смещено в левую сторону, поскольку слабым электролитом является только исходное вещество — вода.

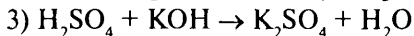
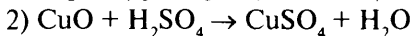
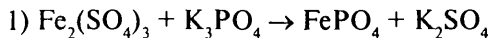
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 8: ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

8.1. Определите класс вещества по его формуле. Для электролитов укажите, к какой группе они относятся (сильные, слабые или средней силы), и составьте уравнения диссоциации. Назовите образующиеся при диссоциации катионы и анионы.

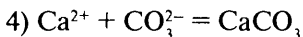
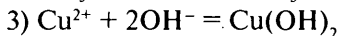
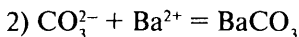
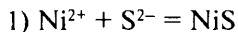


8.2. Запишите формулы веществ, определите их принадлежность к электролитам или неэлектролитам. Для электролитов укажите, к какой группе (сильным, слабым или средней силы) они относятся: оксид азота(II), сульфат меди(II), метанол, глицерин, кремниевая кислота, гидроксид калия, нитрат натрия, соляная кислота, гидроксид бария, азотная кислота.

8.3. Напишите уравнения реакций, протекающих в водных растворах в полной и сокращённой ионной формах:



8.4. Составьте по два различных молекулярных уравнения, которые будут соответствовать сокращённому ионному уравнению:



8.5. Могут ли в растворе одновременно находиться следующие пары веществ: 1) NaOH и P_2O_5 ; 2) гидроксид бария и углекислый газ; 3) KOH и NaOH; 4) NaHSO_4 и хлорид бария; 5) HCl и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$?

8.6. Составьте уравнения реакций, протекающих с участием водных растворов электролитов, в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах между 1) уксусной кислотой и карбонатом натрия; 2) уксусной кислотой и карбонатом кальция; 3) ацетатом натрия и серной кислотой; 4) гидроксидом меди(II) и азотной кислотой; 5) гидроксидом калия и серной кислотой.

8.7. Изменится ли электропроводность воды при пропускании через неё 1) азота; 2) оксида азота(II); 3) оксида азота(IV)?

8.8. Изменится ли степень диссоциации сероводородной кислоты, если к ней добавить соляную кислоту?

8.9. Водные растворы каких из перечислённых веществ будут вызывать изменения окраски индикатора лакмуса: хлорид натрия, цианид натрия, нитрат бария, фосфат калия, сульфид натрия? Напишите сокращённые ионные уравнения процессов, протекающих при взаимодействии указанных солей с водой. Почему в таблице растворимости для карбонатов, сульфидов, сульфитов алюминия и хрома(III) стоят прочерки или вопросительные знаки? Существуют ли указанные соли? Если они существуют, то как их можно получить?

- 8.10.** Составьте уравнения реакций гидролиза в молекулярном и сокращённом ионном виде, укажите реакцию среды 1) нитрита натрия; 2) гидрокарбоната натрия; 3) карбоната калия; 4) сульфида калия; 5) нитрата кальция.
- 8.11.** По имеющимся сокращённым ионным уравнениям реакций напишите молекулярные уравнения:
- 1) $\text{CrOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
 - 2) $\text{Sn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SnOH}^+ + \text{H}^+$
 - 3) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SH}^- + \text{OH}^-$
- 8.12.** Напишите сокращённые ионные и молекулярные уравнения реакций, которые будут протекать при смешивании растворов 1) сульфата железа(III) и карбоната натрия; 2) сульфата хрома(III) и сульфида аммония; 3) хлорида алюминия и сульфида аммония.

9 | Окислительно-восстановительные процессы

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений, называются *окислительно-восстановительными*:



Степень окисления — это условный заряд атома в соединении, вычисленный в предположении, что соединение* состоит из ионов и в целом электронейтрально.

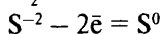
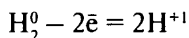
Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью — положительные. Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

* Для ионных соединений нейтральность должна соблюдаться для формульной единицы, например для Na_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.

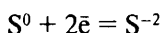
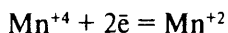
- 1) степени окисления атомов в простых веществах равны нулю;
- 2) сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав соединения, всегда равна нулю, а в сложном ионе равна заряду иона;
- 3) постоянную степень окисления в соединениях имеют атомы щелочных металлов (+1), щёлочно-земельных металлов (+2), водорода (+1) (кроме соединений с металлами (гидридов), например NaN (-1)), кислорода (-2) (кроме F_2O (+2), F_2O_2 (+1) и пероксидов (-1) или др.), алюминия (+3), фтора (-1).

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим.

Процесс отдачи электронов — *окисление*. При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов — *восстановление*. При восстановлении степень окисления понижается.



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются *окислителями*, а которые отдают электроны — *восстановителями*.

Восстановители — атомы металлов, атомы неметаллов (при взаимодействии с более активными окислителями), некоторые сложные вещества, содержащие атомы элементов в низших или промежуточных степенях окисления. Некоторые практически наиболее важные неорганические восстановители: металлы; водород (H_2) (кроме реакций со щелочными и щёлочно-земельными металлами); углерод (кокс) (C), угарный газ, или оксид углерода(II) (CO); сероводород (H_2S) и сульфиды, оксид серы(IV) (SO_2), сернистая кислота H_2SO_3 и её соли; галогеноводородные кислоты и их соли (анионы Cl^- , Br^- , I^-); катионы металлов в низших степенях окисления (SnCl_2 , FeCl_2 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$); азотистая кислота HNO_2 , аммиак NH_3 , гидразин N_2H_4 , оксид азота(II) (NO); катод при электролизе.

Окислители — атомы неметаллов, сложные вещества, содержащие атомы элементов в высших или промежуточных степенях окисления. Некоторые практически наиболее важные неорганические окислители: кислород (O_2), озон (O_3); галогены; перманганат калия

(KMnO_4), манганат калия (K_2MnO_4), оксид марганца(IV) (MnO_2); дихромат калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), хромат калия (K_2CrO_4); азотная кислота (HNO_3); концентрированная серная кислота (H_2SO_4); оксид меди(II) (CuO); оксид свинца(IV) (PbO_2); оксид серебра (Ag_2O); пероксид водорода (H_2O_2); хлорид железа(III) (FeCl_3); бертолетова соль (KClO_3); кислоты (катион H^+) для металлов, расположенных в ряду активности левее водорода; инертный анод при электролизе.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Применяют два способа уравнивания окислительно-восстановительных реакций.

А. Метод электронного баланса — метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное всеми атомами восстановителя, должно равняться числу электронов, получаемых всеми атомами окислителя.*

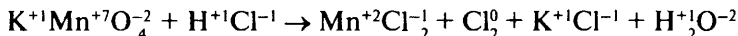
Пример 36. Составьте уравнение реакции получения хлора при взаимодействии перманганата калия с соляной кислотой. Определите окислитель и восстановитель, укажите процессы восстановления и окисления.

Алгоритм уравнивания:

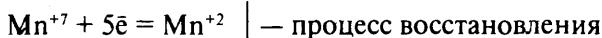
1. Записывают схему реакции:



2. Вычисляют степени окисления элементов:

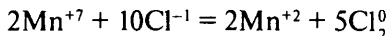
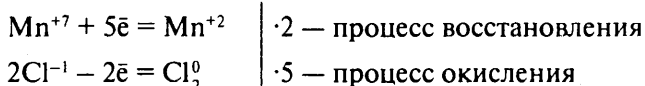


3. Выписывают элементы, изменяющие степени окисления, и определяют число электронов, приобретаемых окислителем и отдаваемых восстановителем, составляют уравнения процессов окисления и восстановления.



4. Уравнивают число приобретаемых окислителем и отдаваемых восстановителем электронов, устанавливая тем самым коэффици-

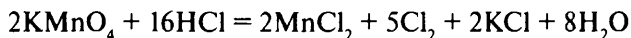
енты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.



Mn^{+7} (в составе $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$) — окислитель,

Cl^{-1} (в составе HCl^{-1}) — восстановитель.

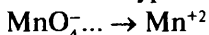
5. Переносят коэффициенты из уравнения электронного баланса в молекулярное уравнение с учётом числа атомов элементов, участвующих в процессе, и подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



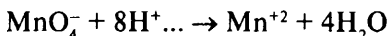
Б. Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций) — метод нахождения коэффициентов, в котором рассматривается обмен электронами между ионами, находящимися в растворе, с учётом характера среды. Ионы, которые не изменяются в ходе реакции, в уравнениях полуреакций не рассматриваются.

В рассмотренной выше реакции получения хлора в ходе реакции ионы MnO_4^- восстанавливаются до ионов Mn^{+2} , а ионы Cl^- окисляются до молекул Cl_2^0 .

Составляем уравнение процесса восстановления окислителя:



Атомы кислорода будут выделяться (связываться) в виде молекул воды, поэтому в правую часть добавляем воду, в левую — катионы H^+ и уравниваем число атомов:

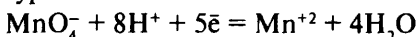


Уравниваем заряды в левой и правой частях уравнения:

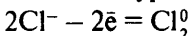
в левой части суммарный заряд $(-1 + 8) = +7$;

в правой части суммарный заряд $(+2 + 0) = +2$;

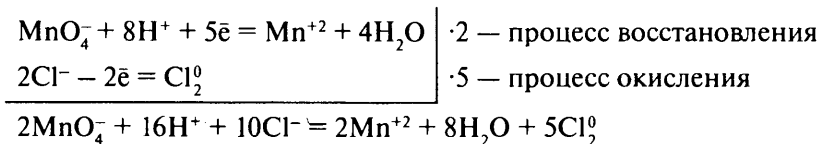
для уравнивания зарядов добавляем 5 моль электронов в левую часть уравнения:



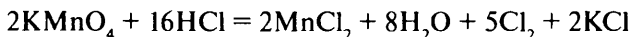
Составляем уравнение процесса окисления хлорид-ионов:



Уравниваем число отданных восстановителем и принятых окислителем электронов, определяем коэффициенты для реакций восстановления и окисления и записываем суммарное уравнение:

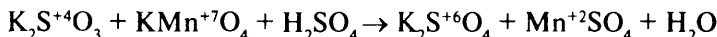


Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение:



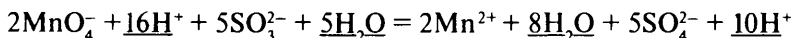
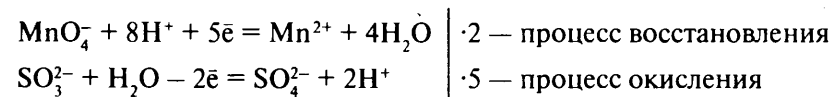
Для уравнивания числа атомов водорода и кислорода, участвующих в процессах окисления и восстановления, в методе полуреакций используют катионы H^+ , анионы OH^- или молекулы H_2O .

Реакции в кислой среде

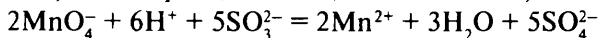


В этой реакции анионы SO_3^{2-} окисляются до ионов SO_4^{2-} , ионы MnO_4^- восстанавливаются до ионов Mn^{+2} .

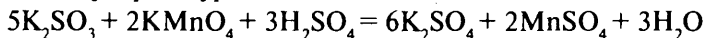
Уравнения реакций восстановления и окисления:



или, после приведения подобных членов,

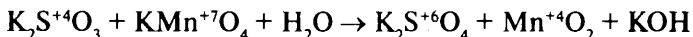


Молекулярное уравнение:



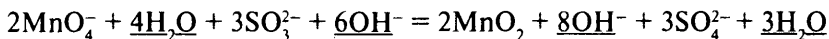
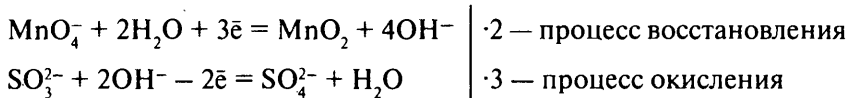
Атомы кислорода в реакции восстановления связывают в воду, добавляя катионы H^+ . Недостающие атомы кислорода в реакции окисления вводят, добавляя молекулу воды, в результате в правой части уравнения записываем катионы H^+ .

Реакции в нейтральной среде

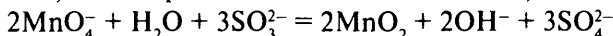


В этой реакции анионы SO_3^{2-} окисляются до ионов SO_4^{2-} , ионы MnO_4^- восстанавливаются до Mn^{+4}O_2 .

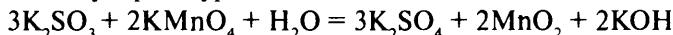
Уравнения реакций восстановления и окисления:



или, после приведения подобных членов,

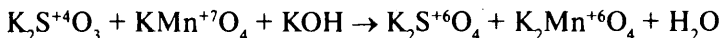


Молекулярное уравнение:



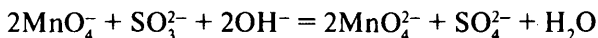
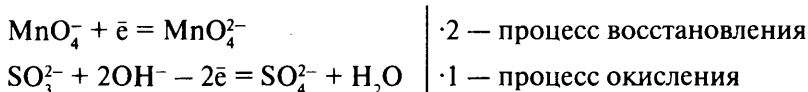
Атомы кислорода в реакции восстановления связывают в гидроксид-анионы OH^- ; для уравнивания добавляем молекулы воды в левую часть уравнения. Недостающие атомы кислорода в реакции окисления вводят, добавляя гидроксид анионы, в результате в правой части уравнения выделяются молекулы воды.

Реакции в щелочной среде

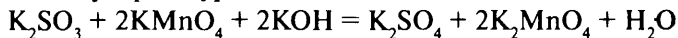


В этой реакции анионы SO_3^{2-} окисляются до ионов SO_4^{2-} , ионы MnO_4^- восстанавливаются до $\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{2-}$.

Уравнения реакций восстановления и окисления:



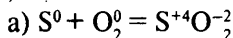
Молекулярное уравнение:



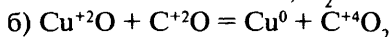
Классификация окислительно-восстановительных реакций

1. Межмолекулярные ОВР.

В этих реакциях окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.



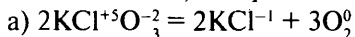
S — восстановитель; O_2 — окислитель.



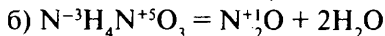
C^{+2} (CO) — восстановитель; Cu^{+2} (CuO) — окислитель.

2. Внутримолекулярные ОВР.

Во внутримолекулярных реакциях окислитель и восстановитель находятся в одном веществе. Чаще протекают при *термическом разложении* веществ, содержащих окислитель и восстановитель.

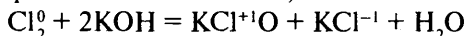


Cl^{+5} — окислитель; O^{-2} — восстановитель.



N^{+5} — окислитель; N^{-3} — восстановитель.

3. *Реакции диспропорционирования*, или *самоокисления-самовосстановления*, — окислительно-восстановительные реакции, в которых атомы элемента, находящиеся в одной степени окисления, одновременно и повышают, и понижают свою степень окисления.



Электрохимический ряд напряжений металлов

Электрохимический ряд напряжений металлов — ряд металлов, расположенных в порядке возрастания значения их стандартного электродного потенциала E^0 .

Электродный потенциал — электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента, составленного из металла, погружённого в раствор собственной соли, и стандартного водородного электрода, измеренная при стандартных условиях.

Система с большим электродным потенциалом всегда является окислителем по отношению к системе с меньшим потенциалом.

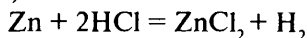
Ряд стандартных электродных потенциалов металлов

Li	Rb	K	Ba	Ca
-3,04 В	-2,99 В	-2,92 В	-2,90 В	-2,87 В
Na	Mg	Al	Mn	Zn
-2,71 В	-2,36 В	-1,66 В	-1,05 В	-0,76 В
Cr	Fe	Ni	Sn	Pb
-0,41 В	-0,44 В	-0,25 В	-0,14 В	-0,13 В
H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
0 В	+0,34 В	0,80 В	+0,85 В	+1,50 В

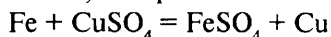
Ряд напряжений металлов характеризует свойства металлов в водных растворах:

— чем меньше электродный потенциал металла, тем легче он отдаёт электроны, легче окисляется и труднее восстанавливается из своих ионов;

— металлы, имеющие отрицательные значения электродного потенциала (стоящие левее водорода), способны вытеснить водород из разбавленных растворов кислот (исключение — HNO_3 , при взаимодействии с металлами выделяются продукты восстановления азота):



— каждый металл способен восстанавливать из растворов солей те металлы, которые имеют более высокий электродный потенциал:



Электролиз

Электролиз — окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах в растворах или расплавах электролитов под действием постоянного электрического тока.

Электроды — графитовые (угольные) или металлические стержни (листы), с помощью которых через раствор или расплав пропускают электрический ток. *Катод* — отрицательно заряженный электрод, на котором протекает процесс восстановления. *Анод* — положительно заряженный электрод, на нём протекает процесс окисления. Аноды бывают активные (или расходующиеся, или растворимые, — медь, железо, сталь, цинк и другие металлы) и инертные (или нерасходующиеся, или нерастворимые, — графит, платина).

Электролиз расплавов с инертными электродами

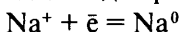
1. Электролиз расплава соли.

При плавлении происходит диссоциация соли:

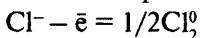


Под действием тока ионы движутся направленно: катионы натрия к катоду, анионы хлора к аноду.

На катоде протекает восстановление катионов:

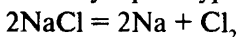


На аноде протекает окисление анионов:



Количество отданных и принятых при электролизе электронов должно быть одинаковым.

Молекулярное уравнение электролиза расплава соли:

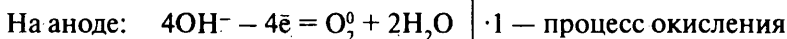


2. Электролиз расплава щёлочи.

В расплаве происходит диссоциация вещества:

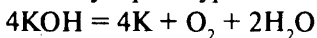


·4 — процесс восстановления



·1 — процесс окисления

Молекулярное уравнение:



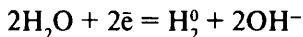
Если электролизу подвергается расплав, содержащий несколько различных катионов, то последовательность их восстановления определяется электродным потенциалом металла. *Чем выше электродный потенциал катиона, тем раньше он будет восстанавливаться.*

Электролиз растворов с инертными электродами

Последовательность восстановления катионов на катоде:

1) катионы металлов, имеющих положительное значение электродного потенциала (находящиеся в ряду напряжений правее водорода), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде;

2) катионы металлов, имеющих малое значение электродного потенциала (металлы, расположенные в ряду напряжений левее алюминия и сам алюминий), не восстанавливаются на катоде, вместо них восстанавливаются катионы водорода из молекул воды:

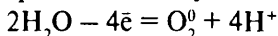


3) катионы металлов, имеющих значение электродного потенциала больше, чем у алюминия, но меньше, чем у водорода, при электролизе восстанавливаются на катоде одновременно с ионами водорода из молекул воды.

Окисление анионов на инертном аноде.

Анионы бескислородных кислот (кроме F^-) окисляются на инертном аноде. При электролизе фторидов, а также солей, содержащих

анионы кислородсодержащих кислот, на аноде протекает окисление кислорода из молекул воды:

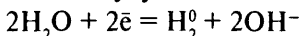


Пример 37. Составьте уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, а также молекулярное уравнение электролиза водных растворов хлорида натрия, нитрата бария, сульфата меди(II) и нитрата никеля(II) с инертными электродами.

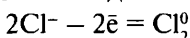
1) В водном растворе хлорид натрия диссоциирует:



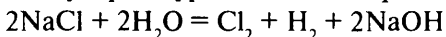
Так как натрий в ряду активности находится левее алюминия, то **на катоде** будут восстанавливаться молекулы воды:



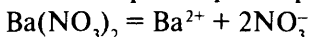
Хлорид-ионы — анионы бескислородной кислоты и будут окисляться **на аноде**:



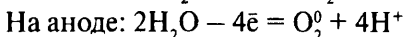
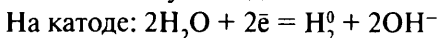
Молекулярное уравнение электролиза:



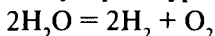
2) В водном растворе нитрат бария диссоциирует:



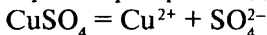
Барий в ряду активности находится левее алюминия, поэтому на катоде будут восстанавливаться молекулы воды. Нитрат-анионы — анионы кислородсодержащей кислоты, поэтому на аноде будут окисляться молекулы воды.



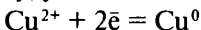
Молекулярное уравнение электролиза раствора нитрата бария:



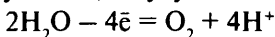
3) В растворе происходит диссоциация соли:



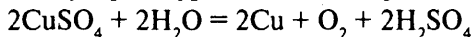
Медь в ряду активности находится после водорода, поэтому **на катоде** будут восстанавливаться катионы металла (Cu^{2+}):



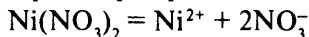
Сульфат-анионы — анионы кислородсодержащей кислоты, поэтому **на аноде** будут окисляться молекулы воды:



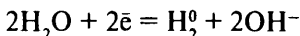
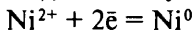
Молекулярное уравнение электролиза:



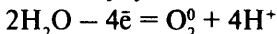
4) В растворе происходит диссоциация нитрата никеля:



Никель в ряду активности находится между алюминием и водородом, поэтому **на катоде** будут восстанавливаться и катионы металла (Ni^{2+}), и молекулы воды:



Нитрат-анионы — анионы кислородсодержащей кислоты, поэтому **на аноде** будут окисляться молекулы воды:

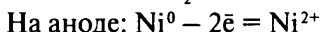
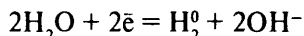


Молекулярное уравнение электролиза:



Электролиз с использованием активных (растворимых) электродов.

В процессе электролиза на катоде протекают без изменения все реакции восстановления, рассмотренные ранее, а анод подвергается окислению и растворяется, например для электролиза нитрата никеля с никелевыми электродами:

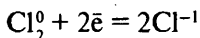
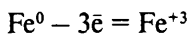
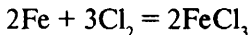


В результате электролиза происходит перенос металла, из которого был изготовлен анод, на катод.

Коррозия и методы защиты от коррозии

Коррозия — самопроизвольное разрушение металлов и сплавов в результате взаимодействия с окружающей средой. Различают (по механизму протекания) коррозию химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия протекает при непосредственном контакте окислителя и восстановителя, например:



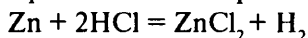
·2 — процесс окисления

·3 — процесс восстановления

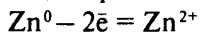
Процессы окисления и восстановления происходят одновременно при соприкосновении окислителя и восстановителя.

Электрохимическая коррозия отличается от химической тем, что частные электродные реакции (окисления и восстановления) пространственно разделены. Скорость электрохимической коррозии зависит от разности электродных потенциалов анода и катода. Электрохимическая коррозия чаще всего протекает с водородной (в кислых средах) или с кислородной (в нейтральных и щелочных средах) деполяризацией.

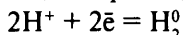
Примером коррозии с водородной деполяризацией может быть растворение металла в растворе кислоты:



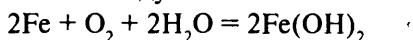
Анодная реакция (окисление металла):



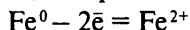
Катодная реакция (восстановление окислителя):



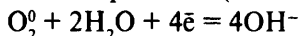
С кислородной деполяризацией протекает разрушение железа во влажном воздухе:



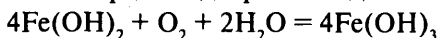
Анодная реакция (окисление металла):



Катодная реакция (восстановление окислителя):



Катионы железа Fe^{2+} под воздействием кислорода воздуха во влажной среде подвергаются дальнейшему окислению:



Основными методами защиты металлов от коррозии являются:

— *нанесение защитных покрытий* (органических и неорганических);

— *использование электрохимической защиты* (катодная, анодная, протекторная);

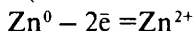
— *воздействие на агрессивную среду* (введение ингибиторов или веществ, уменьшающих концентрацию кислорода).

Наиболее распространёнными защитными покрытиями являются лакокрасочные материалы (ЛКМ: лаки, краски и эмали). Они служат механическим барьером, предотвращающим быстрое проникновение кислорода к поверхности металла, и за счёт этого су-

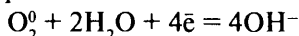
шественно снижают скорость коррозии. ЛКМ могут изменять механизм коррозионного процесса.

Металлические покрытия относятся к неорганическим защитным покрытиям. В зависимости от соотношения значений электродных потенциалов защищаемого металла (E_{Me}) и металла покрытия (E_{II}) различают анодные ($E_{Me} > E_{II}$) и катодные ($E_{Me} < E_{II}$) защитные покрытия.

Анодное покрытие: сталь или железо ($E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В), покрытое цинком ($E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В). При нарушении целостности покрытия окислению (растворению) подвергается металл покрытия (цинк), поскольку этот металл имеет меньшее значение электродного потенциала (является более активным):



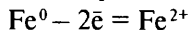
На железе, как на более электроположительном металле, протекает реакция восстановления деполяризатора:



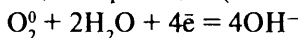
Таким образом, основной металл не растворяется.

Катодное покрытие: железо, покрытое оловом (лужёное железо, из которого изготавливают консервные банки). При нарушении целостности покрытия анодная реакция (окисление) будет протекать на основном металле — железе, т. к. значение стандартного потенциала у железа ($-0,44$ В) меньше, чем у олова ($E_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14$ В): катодная реакция будет протекать на металле с большим значением потенциала, т. е. на олове.

Анодная реакция (окисление металла):



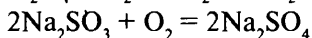
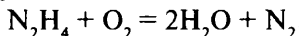
Катодная реакция (восстановление окислителя):



Таким образом, катодное покрытие защищает основной металл лишь при условии целостности покрытия.

К неорганическим покрытиям также относят оксидные, фосфатные и хроматные покрытия.

К веществам, снижающим агрессивность среды, относятся гидразин N_2H_4 и сульфит натрия, которые легко окисляются кислородом воздуха:



**УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 9:
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ**

- 9.1.** Определите степени окисления всех элементов в соединениях: Na_2CO_3 , CO_2 , CH_4 , CO , CCl_4 , CaC_2 , C_3H_8 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrCl_3 .
- 9.2.** Определите степени окисления элементов в ионах PF_4^+ , BF_4^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, SCl_2^{2+} .
- 9.3.** Определите степени окисления, укажите окислитель и восстановитель, составьте уравнения процессов окисления и восстановления:
- 1) $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$
 - 2) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2$
 - 3) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
 - 4) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 5) $2\text{HI} + 2\text{FeCl}_3 = \text{I}_2 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$
- 9.4.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций. Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.
- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 5) $\text{MnO} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 9.5.** Определите степень окисления и валентность 1) углерода в CH_4 , C_2H_6 , CO , CO_2 ; 2) азота в NH_3 , NH_4Cl , NH_4NO_2 , N_2H_4 ; 3) фосфора в PH_3 и H_3PO_4 .
- 9.6.** Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе, и молекулярное уравнение процесса:
- 1) расплав бромида калия с инертными электродами;
 - 2) водный раствор хлорида натрия с графитовыми электродами;
 - 3) расплав хлорида меди(II) с угольными электродами;
 - 4) раствор хлорида меди(II) с графитовыми электродами;
 - 5) раствор хлорида меди(II) с медными электродами;
 - 6) раствор сульфата меди(II) с графитовыми электродами;
 - 7) раствор сульфата меди(II) с медными электродами.

9.7. Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе, и молекулярное уравнение процесса:

- 1) водный раствор сульфата натрия с графитовыми электродами;
- 2) расплав гидроксида натрия с графитовыми электродами;
- 3) водный раствор гидроксида натрия с графитовыми электродами;
- 4) раствор хлорида железа(II) с инертными электродами;
- 5) раствор хлорида железа(II) с железными электродами;
- 6) раствор нитрата железа(II) с угольными электродами;
- 7) раствор нитрата железа(II) с железными электродами.

10 | Основы классификации и химические свойства основных классов неорганических веществ

Основы номенклатуры неорганических соединений

1. Атомы неметаллов в бинарных соединениях (кроме соединений с водородом) называют, добавляя суффикс **-ИД** к латинскому названию элемента, например: O^{-2} — оксид, Cl^{-1} — хлорид, I^{-1} — йодид, N^{-3} — нитрид, P^{-3} — фосфид, S^{-2} — сульфид и т. д.

2. Формулы большинства сложных неорганических веществ записывают в последовательности «от катиона к аниону» в солях, основаниях и кислотах, например: $Na^{+1}Cl^{-1}$ — хлорид натрия, $Ca^{+2}S^{-2}$ — сульфид кальция, $(NH_4)^+SO_4^{2-}$ — сульфат аммония. В водородных соединениях элементов главных подгрупп IV и V групп на первом месте ставится этот элемент, а затем водород: CH_4 — метан, SiH_4 — силан, NH_3 — аммиак, PH_3 — фосфин, AsH_3 — арсин и др.

В России названия оксидов, оснований и солей часто составляют «от аниона к катиону», называя справа налево входящие в это соединение атомы или группы и указывая степень окисления главного (центрального) элемента, если она может иметь разные зна-

чения в различных веществах.* Например: MgO — оксид магния, SO_2 — оксид серы(IV), SO_3 — оксид серы(VI), $FeCl_2$ — хлорид железа(II), $FeCl_3$ — хлорид железа(III), $Cu(OH)_2$ — гидроксид меди(II), $(ZnOH)_2SO_4$ — сульфат гидроксоцинка (или гидросульфат цинка), $(NH_4)_2HPO_4$ — гидрофосфат аммония.

3. Кислородосодержащие кислоты, имеющие в своём составе атом неметалла или металла в высшей степени окисления, имеют постфикс **-НАЯ** или **-ВАЯ** (кислота), в предыдущей — **-ИСТАЯ** (кислота), например: HNO_3 — азотная кислота и HNO_2 — азотистая кислота, H_2SO_4 — серная кислота и H_2SO_3 — сернистая кислота, $HMnO_4$ — марганцевая кислота, H_2MnO_4 — марганцовистая кислота.

Названия некоторых неорганических веществ и остатков

Формула соединения	Название соединения	Формула остатка и название
HNO_2	азотистая кислота	NO_2^- — нитрит
HNO_3	азотная кислота	NO_3^- — нитрат
NH_3	аммиак	NH_4^+ — аммоний
H_2SiO_3	кремниевая (мета­крем­ниевая) кислота	SiO_3^{2-} — силикат
H_2CO_3	угольная кислота	CO_3^{2-} — карбонат
H_2S	сероводородная кислота	S^{2-} — сульфид
H_2SO_3	сернистая кислота	SO_3^{2-} — сульфит
H_2SO_4	серная кислота	SO_4^{2-} — сульфат
HCl	хлороводородная (со­ляная) кислота	Cl^- — хлорид
$HClO$	хлорноватистая кислота	ClO^- — гипохлорит
$HClO_2$	хлористая кислота	ClO_2^- — хлорит
$HClO_3$	хлорноватая кислота	ClO_3^- — хлорат

* Комиссия по номенклатуре IUPAC рекомендует строить названия начина с катиона, например: $NaCl$ — натрий хлорид, $MgCl(OH)$ — магний гидроксид хлорид.

Формула соединения	Название соединения	Формула остатка и название
HClO_4	хлорная кислота	ClO_4^- — перхлорат
HF	фтороводородная (плавиковая) кислота	F^- — фторид
HBr	бромоводородная кислота	Br^- — бромид
HI	йодоводородная кислота	I^- — йодид
HPO_3	метафосфорная кислота	PO_3^- — метафосфат
H_3PO_4	ортофосфорная кислота	PO_4^{3-} — ортофосфат (фосфат)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	пирофосфорная кислота	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ — пирофосфат
HMnO_4	марганцевая кислота	MnO_4^- — перманганат
H_2MnO_4	марганцовистая кислота	MnO_4^{2-} — манганат
NaOH	гидроксид натрия	OH^- — гидроксид
		HA^- — гидро (остаток)
		MOH^+ — гидроксо (металла)

Классы неорганических соединений

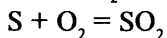
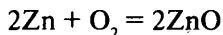
ОКСИДЫ — сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

Оксиды классифицируются на *солеобразующие* (большинство) и *несолеобразующие* (CO , N_2O , NO).

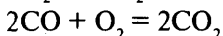
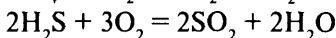
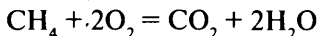
Солеобразующие оксиды подразделяют на *кислотные*, *амфотерные* и *основные*.

Общие способы получения оксидов

1. Окисление простых веществ (металлов и неметаллов) кислородом:

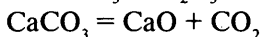
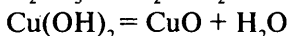


2. Окисление (горение) сложных веществ (органических и неорганических):

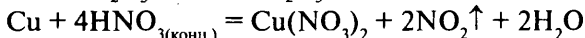
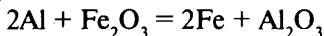


3. Превращения сложных веществ:

а) разложение (без изменения степени окисления) кислородсодержащих кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и некоторых солей:



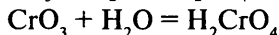
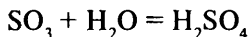
б) окислительно-восстановительные реакции:



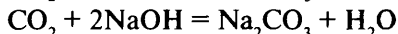
Кислотные оксиды — оксиды неметаллов (CO_2 , SO_3 , SiO_2 , P_2O_5) и оксиды переходных металлов, обычно в степени окисления +5, +6, +7 (V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7).

Химические свойства кислотных оксидов

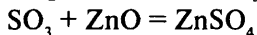
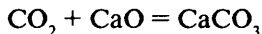
1. Взаимодействие с водой (кроме SiO_2):



2. Взаимодействие со щелочами:



3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:

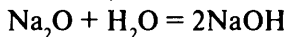


4. Участие в окислительно-восстановительных реакциях (ОВР).

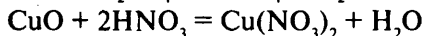
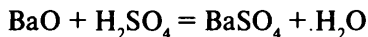
Основные оксиды — оксиды типичных металлов (Na_2O , CaO , BaO) и переходных металлов в низких степенях окисления (+1, +2) (Ag_2O , CrO , FeO , MnO).

Химические свойства основных оксидов

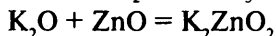
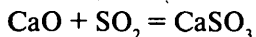
1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов):



2. Взаимодействие с кислотами:



3. Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами:

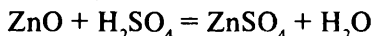


4. Участие в ОВР.

Амфотерные оксиды — оксиды таких металлов, как Zn, Al, Be (ZnO , Al_2O_3 , BeO), и металлов в промежуточной степени окисления +3, +4 (Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2 , PbO_2 и др.).

Химические свойства амфотерных оксидов

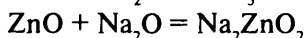
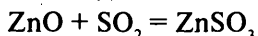
1. Взаимодействие с кислотами:



2. Взаимодействие со щелочами:



3. Взаимодействие с кислотными и основными оксидами:



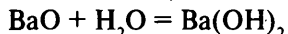
ОСНОВАНИЯ — сложные вещества, состоящие из катионов металла или аммония и гидроксогрупп.

По растворимости могут быть растворимыми (щёлочи: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.) и нерастворимыми ($\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и др.).

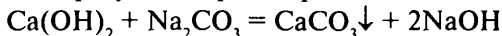
По числу гидроксильных групп основания классифицируются на однокислотные (NH_4OH , KOH) и многокислотные ($\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и др.).

Общие способы получения оснований

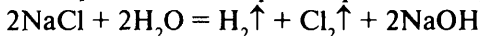
1. Взаимодействие основных оксидов (щелочных и щёлочно-земельных металлов) с водой:



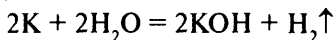
2. Взаимодействие щелочей с растворимыми солями, если в результате образуется нерастворимое вещество:



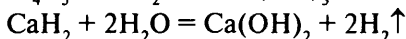
3. Электролиз водных растворов некоторых солей:



4. Взаимодействие щелочных и щёлочно-земельных металлов с водой:

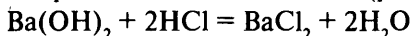


5. Реакции гидролиза:

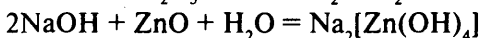
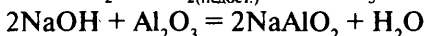
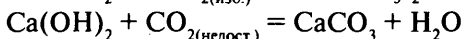
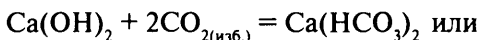


Химические свойства оснований

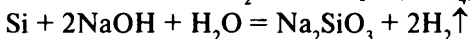
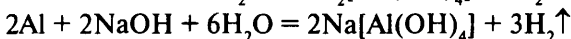
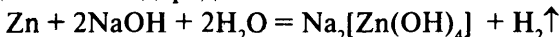
1. Важнейшее свойство оснований — взаимодействие их с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



2. Взаимодействие оснований с кислотными и амфотерными оксидами:



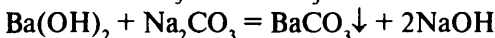
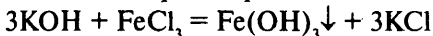
3. Взаимодействие щелочей с цинком, алюминием и кремнием с выделением водорода:



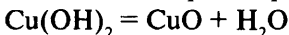
4. Взаимодействие растворов щелочей с неметаллами (P, S, Cl₂, Br₂, I₂), которые способны вступать в реакции диспропорционирования:



5. Взаимодействие щелочей с растворами солей, приводящее к образованию нерастворимого соединения:



6. Разложение нерастворимых оснований при нагревании:

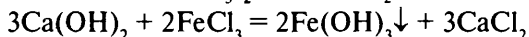
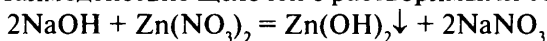


АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ — сложные вещества, состоящие из катионов металла и гидроксогрупп, которым соответствуют амфотерные оксиды.

Амфотерные гидроксиды ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Be(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ и др.) способны реагировать с образованием солей и с кислотами, и со щелочами.

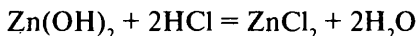
Получение амфотерных гидроксидов

Взаимодействие щелочей с растворимыми солями:

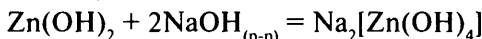


Химические свойства амфотерных гидроксидов

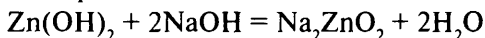
1. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:



2. Взаимодействие со щелочами:



или при сплавлении с безводной щёлочью:



3. Разложение при нагревании:

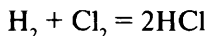


КИСЛОТЫ — сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

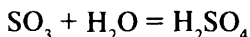
По составу кислотного остатка кислоты классифицируют на кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3) и бескислородные (HCl , H_2S , HCN), по числу атомов водорода — на одноосновные (HF , HCl , $HCNS$) и многоосновные (H_2CO_3 , H_3PO_4).

Общие способы получения кислот

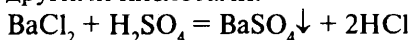
1. Бескислородные кислоты получают прямым взаимодействием простых веществ между собой с последующим растворением в воде:

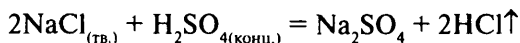


2. Кислородсодержащие кислоты получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой:



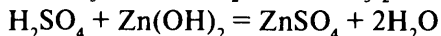
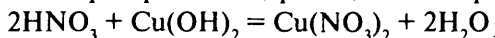
3. Кислоты можно получить обменным взаимодействием их солей с другими кислотами:



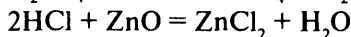
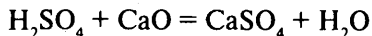


Химические свойства кислот

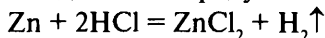
1. Важнейшее свойство кислот — взаимодействие их с основаниями и амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:



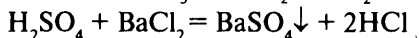
2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:



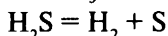
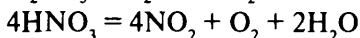
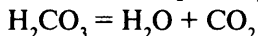
3. Разбавленные водные растворы кислот взаимодействуют с металлами, расположенными в ряду напряжений (ряду активности) левее водорода с выделением водорода (кроме азотной кислоты, в этом случае выделяются продукты восстановления азота):



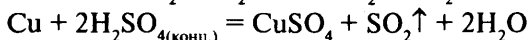
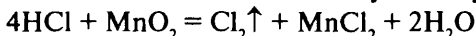
4. Взаимодействие с солями, в результате которого образуются летучие или нерастворимые соединения:



5. Разложение при нагревании:



6. Участие в ОВР по кислотному остатку:

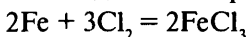


СОЛИ — сложные вещества, являющиеся продуктами полного или частичного замещения атомов водорода в кислотах на атомы металлов (аммония) или продуктами полного или частичного замещения гидроксогрупп в основаниях на кислотный остаток.

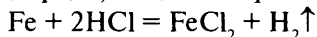
Соли классифицируют на *средние* (Na_2SO_4 , KNO_3), *кислые* (NaHCO_3 , KH_2PO_4), *основные* (MgOHCl , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$), *двойные* ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$), *комплексные* ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$).

Способы получения солей

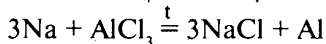
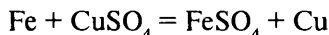
1. Взаимодействие простых веществ:



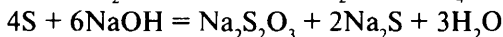
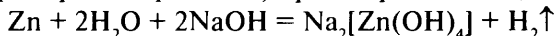
2. Взаимодействие металлов, находящихся в ряду напряжений левее водорода, с водными растворами кислот:



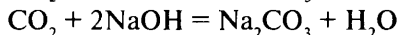
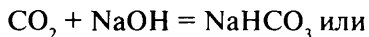
3. Взаимодействие более активных металлов с растворами или расплавами солей менее активных металлов:



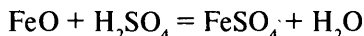
4. Взаимодействие Zn, Al, Si и неметаллов, способных к реакциям диспропорционирования, с растворами щелочей:



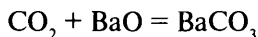
5. Взаимодействие кислотного оксида с основаниями:



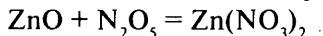
6. Взаимодействие основного оксида с кислотами:



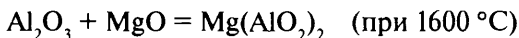
7. Взаимодействие кислотных и основных оксидов:



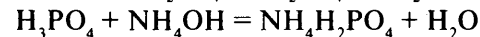
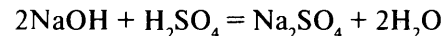
8. Взаимодействие некоторых амфотерных и кислотных оксидов:



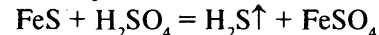
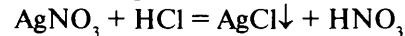
9. Взаимодействие амфотерных и основных оксидов (сплавление):



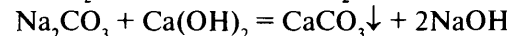
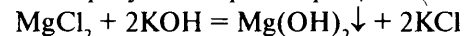
10. Взаимодействие кислот и оснований (реакция нейтрализации):



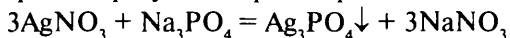
11. Взаимодействие соли с кислотой, в результате которого образуется нерастворимое или летучее вещество:



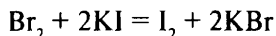
12. Взаимодействие растворимой соли со щёлочью, в результате которого образуется нерастворимое соединение:



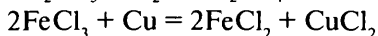
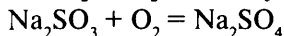
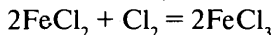
13. Взаимодействие растворимых солей друг с другом, в результате которого образуется нерастворимое вещество:



14. Вытеснение более активным неметаллом менее активного из солей:

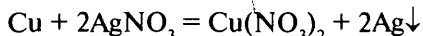


15. Окисление (или восстановление) некоторых солей:

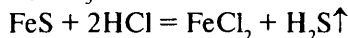
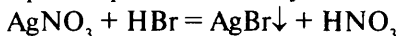


Химические свойства солей

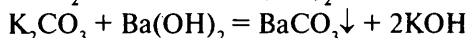
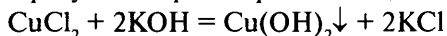
1. Взаимодействие растворов или расплавов солей менее активных металлов с более активными металлами:



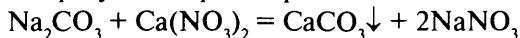
2. Взаимодействие соли с кислотой, в результате которого образуется нерастворимое или летучее вещество:



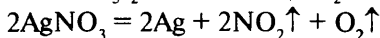
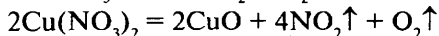
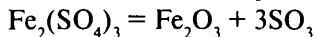
3. Взаимодействие раствора соли со щёлочью, в результате которого образуется нерастворимое вещество:



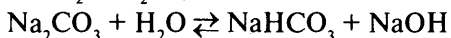
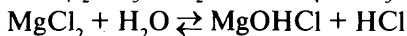
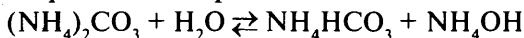
4. Взаимодействие растворов солей друг с другом, в результате которого образуется нерастворимое вещество:



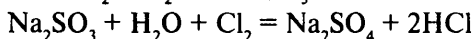
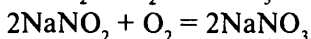
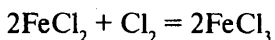
5. Разложение солей при нагревании:



6. Гидролиз некоторых солей:

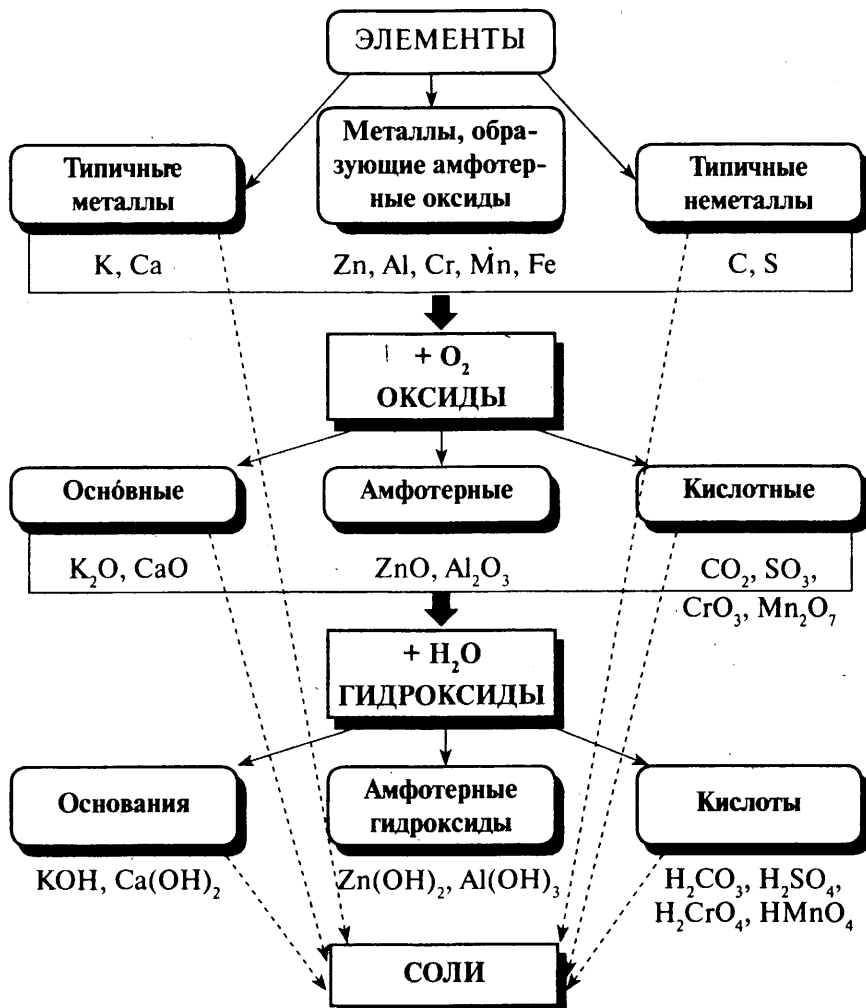


7. Участие в ОВР:



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 10: ОСНОВЫ КЛАССИФИКАЦИИ

- 10.1.** Приведите название вещества и укажите его принадлежность к различным классам (группам) неорганических веществ: CO , SO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HNO_3 , Na_2CO_3 , SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 , KCl , NH_4I .
- 10.2.** По названию вещества запишите формулу вещества и укажите его принадлежность к различным классам (группам) неорганических веществ: перманганат калия, гидроксид хрома(III), оксид азота(II), гидросульфат натрия, гидроксид калия, сернистый газ, гидрокарбонат натрия, оксид цинка, сульфид железа(II), сульфит натрия.
- 10.3.** По названию вещества запишите формулу вещества и укажите его принадлежность к различным классам (группам) неорганических веществ: дигидрофосфат кальция, манганат калия, гипохлорит кальция, хлорат натрия, гидроксохлорид магния, карбонат кальция, гидрофосфат магния, гидросульфид натрия, нитрат железа(III), гидроксокарбонат меди(II).
- 10.4.** Составьте уравнения возможных реакций взаимодействия с водой оксида натрия, оксида кальция, оксида углерода(IV), оксида меди(II), оксида цинка, оксида кремния(VI).
- 10.5.** Напишите уравнения возможных реакций оксидов калия и магния с соляной кислотой, оксида цинка с серной кислотой, оксида алюминия с азотной кислотой.
- 10.6.** Составьте уравнения возможных реакций оксида кальция с водой, оксидом серы(IV), оксидом калия, азотной кислотой, оксидом цинка, гидроксидом натрия, хлоридом алюминия.
- 10.7.** Составьте уравнения возможных реакций оксида меди(II) с водой, гидроксидом натрия, серной кислотой и карбонатом калия.



Основные классы неорганических соединений и их взаимосвязь

10.8. Составьте уравнения возможных реакций между оксидом алюминия и водой, оксидом углерода(IV), оксидом азота(V), соляной кислотой, оксидом калия, гидроксидом натрия (тв.)

и гидроксидом калия (р-р), карбонатом натрия (сплавление), хлоридом калия и сульфатом магния.

- 10.9.** Составьте уравнения возможных реакций между оксидом серы(VI) и водой, оксидом натрия, оксидом азота(IV), гидроксидом калия.
- 10.10.** С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода(IV): CaO, NaCl, AgNO₃, NaOH, ZnO?
- 10.11.** Составьте уравнения возможных реакций между оксидом углерода(II) и гидроксидом натрия, хлором, кислородом, водородом, оксидом железа(III).
- 10.12.** Составьте уравнения возможных реакций между гидроксидом натрия и оксидом фосфора(V), сероводородной кислотой, сульфатом меди(II), сульфидом железа(II), гидрокарбонатом калия, оксидом железа(III), гидроксидом хрома(III), алюминием, кремнием, гидроксохлоридом меди(II), медью.
- 10.13.** Составьте уравнения возможных реакций между гидроксидом алюминия и гидроксидом натрия (тв.), гидроксидом калия (р-р), соляной кислотой, карбонатом натрия (сплавление).
- 10.14.** Составьте уравнения возможных реакций между гидроксидом хрома(III) и гидроксидом калия (тв.), раствором гидроксида натрия, серной кислотой, карбонатом калия (сплавление).
- 10.15.** Составьте уравнения возможных реакций между раствором серной кислоты и цинком, медью, оксидом магния, гидроксидом меди(II), оксидом цинка, оксидом кремния(IV), гидроксидом алюминия, сульфидом натрия, ацетатом калия, нитратом бария, сульфатом меди(II), гидроксохлоридом цинка.
- 10.16.** Составьте уравнения возможных реакций между раствором азотной кислоты и медью, оксидом кальция, гидроксидом натрия, оксидом алюминия, карбонатом кальция, гидрокарбонатом натрия.
- 10.17.** Составьте уравнения возможных реакций между сульфатом меди(II) и цинком, серебром, раствором гидроксида натрия,

сероводородной кислотой, хлоридом бария, карбонатом кальция, раствором серной кислоты, нитратом натрия.

- 10.18.** Составьте уравнения реакций между 1) гидроксохлоридом меди(II) и гидроксидом натрия; 2) гидроксохлоридом цинка и соляной кислотой; 3) гидроксонитратом цинка и серной кислотой; 4) гидроксосульфатом железа(II) и гидроксидом калия.
- 10.19.** Составьте уравнения реакций между 1) гидрокарбонатом натрия и гидроксидом кальция; 2) гидрокарбонатом натрия и соляной кислотой; 3) гидрокарбонатом кальция и гидроксидом кальция; 4) гидрокарбонатом кальция и соляной кислотой.
- 10.20.** Составьте уравнения реакций между 1) тетрагидроксоцинкатом натрия $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ и соляной кислотой; 2) алюминатом натрия и водой; 3) тетрагидроксоалюминатом калия и азотной кислотой.
- 10.21.** Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие вещества: 1) гидроксид бария и хлороводород; 2) хлорид натрия и гидроксид калия; 3) сернистую кислоту и $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- 10.22.** Составьте уравнения превращений, которые происходят с веществами при нагревании: NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 , H_2CO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$, HNO_3 , NaCl , Na_2CO_3 .
- 10.23.** Составьте уравнения превращений, которые происходят с веществами при нагревании: NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, NaNO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , NH_4Cl , NH_4NO_2 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

ОТВЕТЫ

1. Первоначальные химические понятия

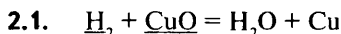
- 1.1.** 1) $M(\text{NaOH}) = (23 + 16 + 1) = 40$ г/моль
2) $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = (1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4) = 98$ г/моль
3) $M(\text{HNO}_3) = (1 + 14 + 16 \cdot 3) = 63$ г/моль
4) $M(\text{O}_2) = (16 \cdot 2) = 32$ г/моль
5) $M(\text{H}_2\text{CO}_3) = (1 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3) = 62$ г/моль
- 1.2.** 1) $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль; $n(\text{NaOH}) = 80/40 = 2$ моль
2) $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8/98 = 0,1$ моль
3) $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль; $n(\text{CaCO}_3) = 20/100 = 0,2$ моль
4) $M(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль; $n(\text{HNO}_3) = 12,6/63 = 0,2$ моль
5) $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль; $n(\text{O}_2) = 64/32 = 2$ моль
6) $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль; $n(\text{SO}_2) = 128/64 = 2$ моль
- 1.3.** 1) $M(\text{KOH}) = 56$ г/моль; $m(\text{KOH}) = 1,5 \cdot 56 = 84$ г
2) $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$ г/моль; $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2,5 \cdot 160 = 400$ г
3) $M(\text{N}_2) = 28$ г/моль; $m(\text{N}_2) = 0,5 \cdot 28 = 14$ г
- 1.4.** 1) $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль; $n(\text{O}_2) = 80/32 = 2,5$ моль; $V(\text{O}_2) = 2,5 \cdot 22,4 = 56$ л
2) $M(\text{NO}) = 30$ г/моль; $n(\text{NO}) = 3/30 = 0,1$ моль; $V(\text{NO}) = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24$ л
3) $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль; $n(\text{SO}_2) = 128/64 = 2$ моль; $V(\text{SO}_2) = 2 \cdot 22,4 = 44,8$ л
- 1.5.** 1) $n(\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{21}/6,02 \cdot 10^{23} = 0,01$ моль; $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль; $m(\text{CO}_2) = 0,01 \cdot 44 = 0,44$ г
2) $n(\text{O}) = 12,04 \cdot 10^{24}/6,02 \cdot 10^{23} = 20$ моль; $M(\text{O}) = 16$ г/моль; $m(\text{O}) = 20 \cdot 16 = 320$ г
3) $n(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{23}/6,02 \cdot 10^{23} = 0,3$ моль; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль; $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,3 \cdot 18 = 5,4$ г
- 1.6.** 1) $n(\text{Br}_2) = 1/6,02 \cdot 10^{23} = 0,17 \cdot 10^{-23}$ моль; $M(\text{Br}_2) = 160$ г/моль; $m(\text{Br}_2) = 0,17 \cdot 10^{-23} \cdot 160 = 27,2 \cdot 10^{-23}$ г
2) $n(\text{Ca}) = 2/6,02 \cdot 10^{23} = 0,33 \cdot 10^{-23}$ моль; $M(\text{Ca}) = 40$ г/моль; $m(\text{Ca}) = 0,33 \cdot 10^{-23} \cdot 40 = 13,2 \cdot 10^{-23}$ г
3) $n(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 3/6,02 \cdot 10^{23} = 0,50 \cdot 10^{-23}$ моль; $M(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 94$ г/моль; $m(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,50 \cdot 10^{-23} \cdot 94 = 47 \cdot 10^{-23}$ г

- 1.7. 1) $M(\text{Ca}) = 40 \text{ г/моль}$; $n(\text{Ca}) = 2000/40 = 50 \text{ моль}$; $N(\text{Ca}) = 50 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{25} \text{ атомов}$
 2) $M(\text{Cd}) = 112 \text{ г/моль}$; $n(\text{Cd}) = 2000/112 = 17,86 \text{ моль}$; $N(\text{Cd}) = 17,86 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 10,75 \cdot 10^{24} \text{ атомов}$
- 1.8. 1) $n(\text{H}) = 80 \text{ моль}$; $N(\text{H}) = 80 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 48,16 \cdot 10^{24} \text{ атомов}$
 2) $n(\text{NH}_3) = 2,24/22,4 = 0,1 \text{ моль}$; $n(\text{H}) = 0,3 \text{ моль}$;
 $N(\text{H}) = 0,3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,81 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$
 3) $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = 45 \text{ г/моль}$; $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = 4,5/45 = 0,1 \text{ моль}$;
 $n(\text{H}) = 0,7 \text{ моль}$; $N(\text{H}) = 0,7 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 4,21 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$
- 1.9. 1) а) $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$; $M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$; $D(\text{N}_2) \text{ по воздуху} = 28/29 \approx 0,966$;
 б) $n(\text{N}_2) = 1/22,4 = 0,045 \text{ моль}$; $m(\text{N}_2) = 0,045 \cdot 28 = 1,26 \text{ г}$
 2) а) $M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}$; $M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$; $D(\text{CO}) \text{ по воздуху} = 28/29 \approx 0,966$;
 б) $n(\text{CO}) = 3/22,4 \approx 0,13 \text{ моль}$; $m(\text{CO}) = 0,13 \cdot 28 = 3,64 \text{ г}$
 3) а) $M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}$; $M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$; $D(\text{H}_2\text{S}) \text{ по воздуху} = 34/29 \approx 1,17$;
 б) $n(\text{H}_2\text{S}) = 11,2/22,4 = 0,5 \text{ моль}$; $m(\text{H}_2\text{S}) = 0,5 \cdot 34 = 17 \text{ г}$
- 1.10. $n(\text{X})_r = 0,2/22,4 = 0,0089$;
 $M(\text{углеводорода}) = m/n = 0,232/0,0089 \approx 26,08 \text{ г/моль}$
- 1.11. $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$; $M(\text{S}_x) = 9,14 \cdot 28 = 255,92 \text{ г/моль}$;
 $A_r(\text{S}) = 32$; $32 \cdot x = 255,92$; $x = 7,9975 \approx 8 \text{ атомов}$, S_8
- 1.12. $M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$; $M(\text{P}_x) = 4,28 \cdot 29 = 124,12 \text{ г/моль}$;
 $A_r(\text{P}) = 31$; $31 \cdot x = 124,12$; $x = 4 \text{ атома}$, P_4
- 1.13. 1) $n(\text{X})_r = 1/22,4 \approx 0,045$; $M(\text{X}) = 1,52/0,045 \approx 33,78 \approx 34 \text{ г/моль}$;
 2) $D(\text{X})_{\text{по азоту}} = 1,52/1,25 \approx 1,216$; $M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$;
 $M(\text{X}) = 1,216 \cdot 28 = 34,048 \approx 34 \text{ г/моль}$
- 1.14. По условию: $P_1 = 2P_0$ и, т. к. сосуд закрытый, $V_0 = V_1$.
 $T_1 = P_1 V_1 T_0 / V_0 P_0$, $T_1 = 2P_0 \cdot V_0 \cdot 273 / V_0 \cdot P_0 = 546 \text{ К}$,
 $\Delta T = 546 - 273 = 273 \text{ К}$ (или $273 \text{ }^\circ\text{C}$).
- 1.15. 1) $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$; $\omega(\text{H}) = 2/98 \approx 0,0204$, или $2,04\%$;
 $\omega(\text{S}) = 32/98 \approx 0,3265$, или $32,65\%$; $\omega(\text{O}) = 64/98 \approx 0,6531$, или $65,31\%$;
 2) $M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261 \text{ г/моль}$; $\omega(\text{Ba}) = 137/261 \approx 0,5249$, или $52,49\%$;
 $\omega(\text{N}) = 28/261 \approx 0,1073$, или $10,73\%$; $\omega(\text{O}) = 96/261 = 0,3678$, или $36,78\%$;

$$3) \text{M}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}; \omega(\text{Cu}) = 64/250 = 0,256, \text{ или } 25,6\%; \omega(\text{S}) = 32/250 = 0,128, \text{ или } 12,8\%; \omega(\text{O}) = 144/250 = 0,576, \text{ или } 57,6\%; \omega(\text{H}_2\text{O}) = 90/250 = 0,3600, \text{ или } 36\%; \omega(\text{H}) = 10/250 = 0,04, \text{ или } 4\%.$$

2. Расчёты по химическим уравнениям

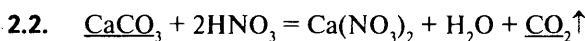
В ответах на задачи приводятся: в первой строке — уравнение реакции, по которому производится расчёт; в уравнении реакции подчёркнуты вещества, участвующие в расчёте (указана логическая связь); во второй строке — количество вещества, по которому производится расчёт; в третьей строке — искомое количество вещества (в молях) и масса или объём этого вещества.



$$n(\text{CuO}) = 0,2 \text{ моль (известно по условию)}$$

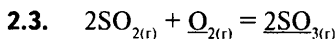
$$n(\text{H}_2) = n(\text{CuO}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$V_r = 0,2 \cdot 22,4 = 4,48 \text{ л}$$



$$n(\text{CO}_2) = 5,6/22,4 = 0,25 \text{ моль}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = 0,25 \text{ моль}; m(\text{CaCO}_3) = 0,25 \cdot 100 = 25 \text{ г}$$



Расчёт можно произвести двумя способами.

1-й способ (с использованием количества реагирующих веществ):

а) вычисляем количество вещества $\text{SO}_{2(r)}$:

$$n = V_r / V_M$$

$$n(\text{SO}_2) = 46/22,4 \approx 2,05 \text{ моль}$$

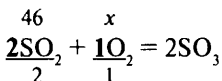
б) по уравнению реакции находим количество вещества и объём O_2 :

$$n(\text{O}_2) = 0,5n(\text{SO}_2) = 2,05/2 = 1,025 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2) = n \cdot V_M = 1,025 \cdot 22,4 = 22,96 \approx 23 \text{ л}$$

2-й способ (только для расчётов между газами):

по следствию из закона Авогадро: объёмы реагирующих газов относятся как коэффициенты в уравнении реакции



$$x = 46 \cdot 1/2 = 23 \text{ л O}_2$$

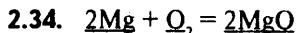
- 2.4. $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$
 $n(\text{Zn}) = 0,2$ моль
 $n(\text{ZnO}) = 0,2$ моль; $m(\text{ZnO}) = 16,2$ г
- 2.5. $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
 $n(\text{Al}) = 10$ моль
 $n(\text{O}_2) = 7,5$ моль; $V(\text{O}_2) = 168$ л
- 2.6. $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $n(\text{NaOH}) = 2$ моль
 $n(\text{NaCl}) = 2$ моль; $m(\text{NaCl}) = 117$ г
- 2.7. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
 $n(\text{N}_2) = 5$ моль
 $n(\text{NH}_3) = 10$ моль; $V(\text{NH}_3) = 224$ л
- 2.8. $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
 $n(\text{Al}) = 1$ моль
 $n(\text{O}_2) = 0,75$ моль; $V(\text{O}_2) = 16,8$ л
- 2.9. $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,5$ моль
 $n(\text{NaOH}) = 1$ моль; $m(\text{NaOH}) = 40$ г
- 2.10. $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $n(\text{Cu}) = 2$ моль
 $n(\text{SO}_2) = 2$ моль; $V(\text{SO}_2) = 44,8$ л
- 2.11. $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $n(\text{Cl}_2) = 30$ моль
 $n(\text{KClO}_3) = 10$ моль; $m(\text{KClO}_3) = 1225$ г
- 2.12. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $n(\text{CuSO}_4) = 0,25$ моль
 $n(\text{CuO}) = 0,25$ моль; $m(\text{CuO}) = 20$ г
- 2.13. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $n(\text{BaCl}_2) = 0,25$ моль
 $n(\text{BaSO}_4) = 0,25$ моль; $m(\text{BaSO}_4) = 58,25$ г

- 2.14. $\text{MgCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $n(\text{MgCO}_3) = 0,25$ моль
 $n(\text{CO}_2) = 0,25$ моль; $V(\text{CO}_2) = 5,6$ л
- 2.15. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
 $n(\text{AgCl}) = 0,2$ моль
 $n(\text{AgNO}_3) = 0,2$ моль; $m(\text{AgNO}_3) = 34$ г
- 2.16. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $n(\text{KOH}) = 3$ моль
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,5$ моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 147$ г
- 2.17. $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $m(\text{HCl})_{\text{чист.}} = 200 \cdot 0,073 = 14,6$ г; $n(\text{HCl}) = 14,6/36,5 = 0,4$ моль
 $n(\text{NaCl}) = 0,4$ моль; $m(\text{NaCl}) = 0,4 \cdot 58,5 = 23,4$ г
- 2.18. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 9,8$ г; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль
 $n(\text{ZnSO}_4) = 0,1$ моль; $m(\text{ZnSO}_4) = 16,1$ г
- 2.19. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 39,2$ г; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4$ моль
 $n(\text{Fe}) = 0,4$ моль; $m(\text{Fe}) = 22,4$ г
- 2.20. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $m(\text{KOH})_{\text{чист.}} = 11,2$ г; $n(\text{KOH}) = 0,2$ моль
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 9,8$ г; $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49$ г
- 2.21. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $m(\text{CuO})_{\text{чист.}} = 160$ г; $n(\text{CuO}) = 2$ моль
 $n(\text{CuSO}_4) = 2$ моль; $m(\text{CuSO}_4) = 320$ г
- 2.22. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \uparrow$
 $n(\text{NH}_3) = 0,013$ моль
 $n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,013$ моль; $m(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{чист.}} \approx 0,6955$ г
 $m(\text{NH}_4\text{Cl} + \text{примеси}) \approx 0,732$ г
- 2.23. $2\text{HNO}_3 + \text{CuO} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,4$ моль
 $n(\text{HNO}_3) = 0,8$ моль; $m(\text{HNO}_3)_{\text{чист.}} = 50,4$ г
 $m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 800$ г

- 2.24. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$
 $n(\text{BaSO}_4) = 0,05$ моль
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05$ моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 4,9$ г; $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49$ г
- 2.25. $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
 $m(\text{FeS}) = 275$ г; $n(\text{FeS}) = 3,125$ моль
 $n(\text{H}_2\text{S}) = 3,125$ моль; $V(\text{H}_2\text{S}) = 70$ л
- 2.26. $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$
 $n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 4$ моль
 $n(\text{HNO}_3) = 4$ моль; $m(\text{HNO}_3)_{\text{чист.}} = 252$ г; $m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 2520$ г
- 2.27. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 $n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 0,4$ моль
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4$ моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 39,2$ г; $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 156,8$ г
 $V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 132,9$ мл
- 2.28. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $m(\text{KOH})_{\text{чист.}} = 11,2$ г; $n(\text{KOH}) = 0,2$ моль
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2$ моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 19,6$ г; $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196$ г
- 2.29. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $m(\text{CuO})_{\text{чист.}} = 320$ г; $n(\text{CuO}) = 4$ моль
 $n(\text{CuSO}_4) = 4$ моль; $m(\text{CuSO}_4) = 640$ г
- 2.30. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1)
 $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (2)
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 9,8$ г; $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль
 $n(\text{CuSO}_4) = 0,1$ моль
 $n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль; $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25$ г
- 2.31. $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$
 $n(\text{Al}) = 0,8$ моль, $n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,2$ моль, Fe_3O_4 — в недостатке
 $n(\text{Fe}) = 0,6$ моль, $m(\text{Fe}) = 33,6$ г
- 2.32. $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 $n(\text{Mg}) = 0,4$ моль; $n(\text{HCl}) = 1,5$ моль; Mg — в недостатке
 $n(\text{H}_2) = 0,4$ моль; $V(\text{H}_2) = 8,96$ л
- 2.33. $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 $n(\text{Mg}) = 0,4$ моль; $m(\text{HCl})_{\text{чист.}} = 54,75$ г; $n(\text{HCl}) = 1,5$ моль,

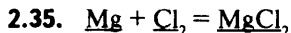
Mg — в недостатке

$$n(\text{H}_2) = 0,4 \text{ моль}; V(\text{H}_2) = 8,96 \text{ л}$$



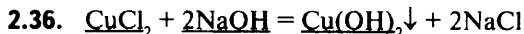
$n(\text{Mg}) = 4 \text{ моль}$, $n(\text{O}_2) = 0,5 \text{ моль}$, O_2 — в недостатке

$$n(\text{MgO}) = 0,25 \text{ моль}; m(\text{MgO}) = 10 \text{ г}$$



$n(\text{Mg}) = 0,4 \text{ моль}$; $n(\text{Cl}_2) = 0,5 \text{ моль}$; Mg — в недостатке

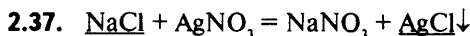
$$n(\text{MgCl}_2) = 0,4 \text{ моль}; m(\text{MgCl}_2) = 38 \text{ г}$$



$m(\text{CuCl}_2)_{\text{чист.}} = 54 \text{ г}$; $n(\text{CuCl}_2) = 0,4 \text{ моль}$

$m(\text{NaOH})_{\text{чист.}} = 80 \text{ г}$; $n(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль}$; CuCl_2 — в недостатке

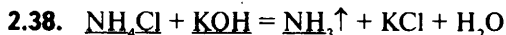
$$n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,4 \text{ моль}; m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 39,2 \text{ г}$$



$m(\text{NaCl})_{\text{чист.}} = 11,7 \text{ г}$; $n(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ моль}$

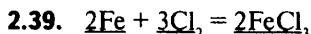
$m(\text{AgNO}_3)_{\text{чист.}} = 1,7 \text{ г}$; $n(\text{AgNO}_3) = 0,01 \text{ моль}$; AgNO_3 — в недостатке

$$n(\text{AgCl}) = 0,01 \text{ моль}; m(\text{AgCl}) = 1,435 \text{ г}$$



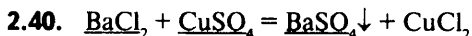
$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,4 \text{ моль}$; $n(\text{KOH}) = 0,3 \text{ моль}$; KOH — в недостатке

$$n(\text{NH}_3) = 0,3 \text{ моль}; V(\text{NH}_3) = 6,72 \text{ л}$$



$n(\text{Fe}) = 0,8 \text{ моль}$; $n(\text{Cl}_2) = 1,2 \text{ моль}$; вещества реагируют полностью

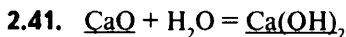
$$n(\text{FeCl}_3) = 0,8 \text{ моль}; m(\text{FeCl}_3) = 130 \text{ г}$$



$m(\text{BaCl}_2)_{\text{чист.}} = 41,6 \text{ г}$; $n(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ моль}$

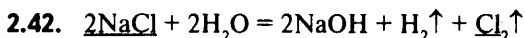
$m(\text{CuSO}_4)_{\text{чист.}} = 16 \text{ г}$; $n(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль}$; CuSO_4 — в недостатке

$$n(\text{BaSO}_4) = 0,1 \text{ моль}; m(\text{BaSO}_4) = 23,3 \text{ г}$$



$n(\text{CaO}) = 0,4 \text{ моль}$

$$n_{\text{теор.}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,4 \text{ моль}; m_{\text{теор.}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 29,6 \text{ г}; \eta(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,9, \text{ или } 90\%$$



$n(\text{NaCl}) = 10 \text{ моль}$

$$n_{\text{теор.}}(\text{Cl}_2) = 5 \text{ моль}; V_{\text{теор.}}(\text{Cl}_2) = 112 \text{ л}; \eta(\text{Cl}_2) \approx 0,8929, \text{ или } 89,29\%$$

- 2.43. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
 $n(\text{NO}) = 0,8 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}(\text{NO}_2) = 0,8 \text{ моль}; m_{\text{теор.}}(\text{NO}_2) = 36,8 \text{ г}; \eta(\text{NO}_2) = 0,9375, \text{ или } 93,75\%$
- 2.44. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $m(\text{CaCO}_3)_{\text{чист.}} = 1350 \text{ г}; n(\text{CaCO}_3) = 13,5 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}(\text{CO}_2) = 13,5 \text{ моль}; n_{\text{практ.}}(\text{CO}_2) = 12,825 \text{ моль}$
 $V_{\text{практ.}}(\text{CO}_2) = 287,28 \approx 287,3 \text{ л}$
- 2.45. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
 $n(\text{N}_2) = 20 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}(\text{NH}_3) = 40 \text{ моль}; V_{\text{теор.}}(\text{NH}_3) = 896 \text{ л}; V_{\text{практ.}}(\text{NH}_3) = 89,6 \text{ л}$
- 2.46. $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)_{\text{теор.}} = 33 \text{ г}; n_{\text{теор.}}((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 0,25 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}(\text{NH}_3) = 0,5 \text{ моль}; V(\text{NH}_3) = 11,2 \text{ л}$
- 2.47. $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$
 $m(\text{HNO}_3)_{\text{чист.}} = 378 \text{ г}; n(\text{HNO}_3) = 6 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 6 \text{ моль}; m_{\text{теор.}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 480 \text{ г}; m_{\text{практ.}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 456 \text{ г}$
- 2.48. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{чист.}} = 490 \text{ г}; n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 5 \text{ моль}; m_{\text{теор.}}((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 660 \text{ г}$
 $m_{\text{практ.}}((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 594 \text{ г}$
- 2.49. $\text{Cu} + \text{HCl} \neq$
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 $m(\text{Zn})_{\text{чист.}} = 130 \text{ г}; n(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$
 $n_{\text{теор.}}(\text{H}_2) = 2 \text{ моль}; V_{\text{теор.}}(\text{H}_2) = 44,8 \text{ л}; V_{\text{практ.}}(\text{H}_2) = 41,216 \approx 41,2 \text{ л}$
- 2.50. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)_{\text{теор.}} = 276 \text{ г}; n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 0,6 \text{ моль}$
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,6 \text{ моль}; m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 58,8 \text{ г}$
- 2.51. $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3$
 $m(\text{Na}_2\text{SO}_3)_{\text{теор.}} = 756 \text{ г}; n(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 6 \text{ моль}$
 $n(\text{SO}_2) = 6 \text{ моль}; V(\text{SO}_2) = 134,4 \text{ л}; m(\text{SO}_2) = 384 \text{ г}$

- 2.52. $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)_{\text{теор.}} = 39,6 \text{ г}; n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 0,3 \text{ моль}$
 $n(\text{NH}_3) = 0,6 \text{ моль}; m(\text{NH}_3) = 10,2 \text{ г}; V(\text{NH}_3) = 13,44 \text{ л}$
- 2.53. $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $V(\text{CO}_2)_{\text{теор.}} = 11,2 \text{ л}; n(\text{CO}_2) = 0,5 \text{ моль}$
 $n(\text{MgCO}_3) = 0,5 \text{ моль}; m(\text{MgCO}_3) = 42 \text{ г}$
- 2.54. $2\text{Fe} + 3\text{Br}_2 = 2\text{FeBr}_3$
 $n(\text{Br}_2) = 0,6 \text{ моль}$
 $n(\text{FeBr}_3) = 0,4 \text{ моль}; m(\text{FeBr}_3)_{\text{теор.}} = 118,4; \eta(\text{FeBr}_3) = 0,9, \text{ или } 90 \%$
- 2.55. $2\text{NaI} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr} + \text{I}_2 \downarrow$
 $m(\text{NaI})_{\text{чист.}} = 30 \text{ г}; n(\text{NaI}) = 0,2 \text{ моль}$
 $n(\text{I}_2) = 0,1 \text{ моль}; m(\text{I}_2)_{\text{теор.}} = 25,4 \text{ г}; \eta(\text{I}_2) \approx 0,8819, \text{ или } 88,19 \%$
- 2.56. $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$
 $m(\text{HNO}_3)_{\text{чист.}} = 49,84 \text{ г}; n(\text{HNO}_3) \approx 0,79 \text{ моль}$
 $m(\text{NH}_3)_{\text{чист.}} = 60 \text{ г}; n(\text{NH}_3) \approx 3,53 \text{ моль, аммиак — в избытке}$
 $n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,79 \text{ моль}; m(\text{NH}_4\text{NO}_3)_{\text{теор.}} = 63,2 \text{ г}$
 $\eta(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,9, \text{ или } 90 \%$

3. Строение атома и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней

3.1. 1) Магний ${}_{12}\text{Mg}$: порядковый номер 12, 3-й период, II группа главная подгруппа (IIA подгруппа), высший оксид MgO — основной, высший гидроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — основание, металл, летучего водородного соединения не образует.

2) Кремний ${}_{14}\text{Si}$: порядковый номер 14, 3-й период, IV группа главная подгруппа (IVA подгруппа), высший оксид SiO_2 — кислотный, высший гидроксид H_2SiO_3 — кислота, неметалл, летучее водородное соединение SiH_4 .

3) Марганец ${}_{25}\text{Mn}$: порядковый номер 25, 4-й период, VII группа побочная подгруппа (VIIB подгруппа), высший оксид Mn_2O_7 — кислотный, высший гидроксид HMnO_4 — кислота, металл, летучего водородного соединения не образует.

4) Сера ${}_{16}\text{S}$: порядковый номер 16, 3-й период, VI группа главная подгруппа (VIA подгруппа), высший оксид SO_3 — кислотный, высший гидроксид H_2SO_4 — кислота, неметалл, летучее водородное соединение H_2S .

5) Хром ${}_{24}\text{Cr}$: порядковый номер 24, 4-й период, VI группа побочная подгруппа (VIB подгруппа), высший оксид CrO_3 — кислотный, высший гидроксид H_2CrO_4 — кислота, металл, летучего водородного соединения не образует.

6) Цинк ${}_{30}\text{Zn}$: порядковый номер 30, 4-й период, II группа побочная подгруппа (IIB подгруппа), высший оксид ZnO — амфотерный, высший гидроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — амфотерный гидроксид, металл, летучего водородного соединения не образует.

7) Углерод ${}_6\text{C}$: порядковый номер 6, 2-й период, IV группа главная подгруппа (IVA подгруппа), высший оксид CO_2 — кислотный, высший гидроксид H_2CO_3 — кислота, неметалл, летучее водородное соединение CH_4 .

8) Кислород ${}_8\text{O}$: порядковый номер 8, 2-й период, VI группа главная подгруппа (VIA подгруппа), высший оксид — нет, высший гидроксид — нет, неметалл, летучее водородное соединение H_2O .

9) Фосфор ${}_{15}\text{P}$: порядковый номер 15, 3-й период, V группа главная подгруппа (VA подгруппа), высший оксид P_2O_5 — кислотный, высший гидроксид H_3PO_4 — кислота, неметалл, летучее водородное соединение PH_3 .

10) Фтор ${}_9\text{F}$: порядковый номер 9, 2-й период, VII группа главная подгруппа (VIIA подгруппа), высший оксид — нет, высший гидроксид — нет, неметалл, летучее водородное соединение HF .

11) Азот ${}_7\text{N}$: порядковый номер 7, 2-й период, V группа главная подгруппа (VA подгруппа), высший оксид N_2O_5 — кислотный, высший гидроксид HNO_3 — кислота, неметалл, летучее водородное соединение NH_3 .

12) Калий ${}_{19}\text{K}$: порядковый номер 19, 4-й период, I группа главная подгруппа (IA подгруппа), высший оксид K_2O — основной, высший гидроксид KOH — основание, металл, летучего водородного соединения не образует.

3.2. 1) ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ — *s*-элемент; 1 неспаренный электрон

3	↑								
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				<i>d</i>
1	↑↓								<i>p</i>

s

2) ${}_{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ — *p*-элемент; 2 неспаренных электрона

3	↑↓	↑	↑						
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>
1	↑↓								<i>p</i>

s

3) ${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ — p -элемент; 1 неспаренный электрон

3	↑↓	↑↓	↑↓	↑					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

4) ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ — p -элемент; 2 неспаренных электрона

3	↑↓	↑↓	↑	↑					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

5) ${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ — d -элемент; 6 неспаренных электронов

4	↑								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

6) ${}_{18}\text{Ar } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ — p -элемент; 0 неспаренных электронов

3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

7) ${}_{6}\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$ — p -элемент; 2 неспаренных электрона

2	↑↓	↑	↑	
1	↑↓			p

s

8) ${}_{8}\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ — p -элемент; 2 неспаренных электрона

2	↑↓	↑↓	↑	↑
1	↑↓			p

s

9) ${}_{15}\text{P } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ — p -элемент; 3 неспаренных электрона

3	↑↓	↑	↑	↑					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

10) ${}_{20}\text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ — s -элемент; 0 неспаренных электронов

4	↑↓								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

11) ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ — p -элемент; 3 неспаренных электрона

2	↑↓	↑	↑	↑
1	↑↓			

s

12) ${}_{19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ — s -элемент; 1 неспаренный электрон

4	↑								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

13) ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ — d -элемент; 4 неспаренных электрона

4	↑↓								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

14) ${}_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ — s -элемент; 0 неспаренных электронов

3	↑↓								
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

15) ${}_{13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ — p -элемент; 1 неспаренный электрон

3	↑↓	↑							
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					d
1	↑↓								p

s

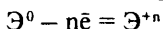
3.3. Алюминий и бор находятся в главной подгруппе одной группы, металлические свойства увеличиваются сверху вниз, период алюминия — 3, бора — 2.

Вывод: металлические свойства сильнее выражены у алюминия.

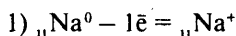
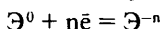
- 3.4. Азот и мышьяк находятся в главной подгруппе V группы. Азот находится во 2-м периоде, мышьяк — в 4-м. Неметаллические свойства усиливаются в группе снизу вверх.

Вывод: неметаллические свойства сильнее выражены у азота.

- 3.5. Положительно заряженный ион (катион) образуется из нейтрального атома в результате отрыва электронов:

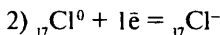


Отрицательно заряженный ион (анион) образуется из нейтрального атома в результате присоединения электронов:



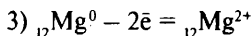
Число электронов в ионе ${}_{11}\text{Na}^+ = 11 - 1 = 10\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{11}\text{Na}^+ 1s^22s^22p^6$.



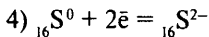
Число электронов в ионе ${}_{17}\text{Cl}^- = 17 + 1 = 18\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{17}\text{Cl}^- 1s^22s^22p^63s^23p^6$.



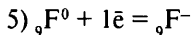
Число электронов в ионе ${}_{12}\text{Mg}^{2+} = 12 - 2 = 10\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{12}\text{Mg}^{2+} 1s^22s^22p^6$.



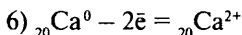
Число электронов в ионе ${}_{16}\text{S}^{2-} = 16 + 2 = 18\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{16}\text{S}^{2-} 1s^22s^22p^63s^23p^6$.



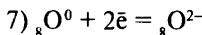
Число электронов в ионе ${}_{9}\text{F}^- = 9 + 1 = 10\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{9}\text{F}^- 1s^22s^22p^6$.



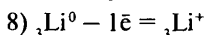
Число электронов в ионе ${}_{20}\text{Ca}^{2+} = 20 - 2 = 18\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{20}\text{Ca}^{2+} 1s^22s^22p^63s^23p^6$.



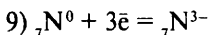
Число электронов в ионе ${}_{8}\text{O}^{2-} = 8 + 2 = 10\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{8}\text{O}^{2-} 1s^22s^22p^6$.



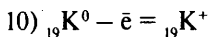
Число электронов в ионе ${}_{3}\text{Li}^+ = 3 - 1 = 2\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{3}\text{Li}^+ 1s^2$.



Число электронов в ионе ${}_7\text{N}^{3-} = 7 + 3 = 10\bar{e}$.

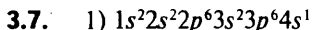
Электронная формула ${}_7\text{N}^{3-} 1s^2 2s^2 2p^6$.



Число электронов в ионе ${}_{19}\text{K}^+ = 19 - 1 = 18\bar{e}$.

Электронная формула ${}_{19}\text{K}^+ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

3.6. Атомы этих элементов имеют по 2 электрона на *s*-подуровне внешнего слоя. Общая формула строения внешнего электронного слоя — ns^2 .

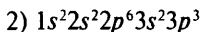


Общее число электронов в атоме

$(2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 1) = 19$, следовательно,

порядковый номер элемента 19, элемент — калий.

Возможны другие рассуждения, например: в атоме имеется 4 электронных слоя (окончание формулы $\dots 4s^1$), следовательно, элемент находится в 4-м периоде и имеет 1 электрон на этом слое ($\dots 4s^1$), элемент — калий.



Общее число электронов в атоме

$(2 + 2 + 6 + 2 + 3) = 15$, следовательно,

порядковый номер равен 15, элемент — фосфор.

3.8. В возбуждённом состоянии происходит распаривание электронных пар и перенос электронов в свободные орбитали в пределах энергетического уровня (слоя).

<p>1) Фосфор — основное состояние ${}_{15}\text{P} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ — 3 неспаренных электрона</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="text-align: center;">3</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">2</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td colspan="4" style="text-align: center;"><i>d</i></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td colspan="3" style="text-align: center;"><i>p</i></td> <td colspan="4"></td> </tr> <tr> <td colspan="10" style="text-align: center;"><i>s</i></td> </tr> </table>	3	↑↓	↑	↑	↑					2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<i>d</i>				1	↑↓	<i>p</i>							<i>s</i>										<p>Фосфор — возбуждённое состояние ${}_{15}\text{P}^* 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$ — 5 неспаренных электрона</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="text-align: center;">3</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td style="text-align: center;">↑</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">2</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td colspan="4" style="text-align: center;"><i>d</i></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">↑↓</td> <td colspan="3" style="text-align: center;"><i>p</i></td> <td colspan="4"></td> </tr> <tr> <td colspan="10" style="text-align: center;"><i>s</i></td> </tr> </table>	3	↑	↑	↑	↑	↑					2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<i>d</i>				1	↑↓	<i>p</i>							<i>s</i>									
3	↑↓	↑	↑	↑																																																																								
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<i>d</i>																																																																							
1	↑↓	<i>p</i>																																																																										
<i>s</i>																																																																												
3	↑	↑	↑	↑	↑																																																																							
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<i>d</i>																																																																							
1	↑↓	<i>p</i>																																																																										
<i>s</i>																																																																												

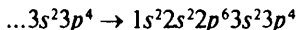
<p>2) Хлор — основное состояние ${}_{17}\text{Cl} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ — 1 неспаренный электрон</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>3</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> <tr> <td>2</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>d</i></td> </tr> <tr> <td>1</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>p</i></td> </tr> <tr> <td></td><td><i>s</i></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>	3	↑↓	↑↓	↑↓	↑						2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>	1	↑↓								<i>p</i>		<i>s</i>									<p>Хлор — первое возбуждённое состояние ${}_{17}\text{Cl}^* \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$ — 3 неспаренных электрона</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>3</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> <tr> <td>2</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>d</i></td> </tr> <tr> <td>1</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>p</i></td> </tr> <tr> <td></td><td><i>s</i></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>	3	↑↓	↑↓	↑	↑	↑					2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>	1	↑↓								<i>p</i>		<i>s</i>								
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑																																																																													
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>																																																																								
1	↑↓								<i>p</i>																																																																								
	<i>s</i>																																																																																
3	↑↓	↑↓	↑	↑	↑																																																																												
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>																																																																								
1	↑↓								<i>p</i>																																																																								
	<i>s</i>																																																																																
<p>Хлор — второе возбуждённое состояние ${}_{17}\text{Cl}^{**} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$ — 5 неспаренных электронов</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>3</td><td>↑↓</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td></td><td></td><td></td> </tr> <tr> <td>2</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>d</i></td> </tr> <tr> <td>1</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>p</i></td> </tr> <tr> <td></td><td><i>s</i></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>	3	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑				2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>	1	↑↓								<i>p</i>		<i>s</i>									<p>Хлор — третье возбуждённое состояние ${}_{17}\text{Cl}^{***} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$ — 7 неспаренных электронов</p> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>3</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td><td></td><td></td> </tr> <tr> <td>2</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>d</i></td> </tr> <tr> <td>1</td><td>↑↓</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td><i>p</i></td> </tr> <tr> <td></td><td><i>s</i></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>	3	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑			2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>	1	↑↓								<i>p</i>		<i>s</i>								
3	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑																																																																											
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>																																																																								
1	↑↓								<i>p</i>																																																																								
	<i>s</i>																																																																																
3	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑																																																																										
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					<i>d</i>																																																																								
1	↑↓								<i>p</i>																																																																								
	<i>s</i>																																																																																

3.9. Определяем порядковый номер элемента:

порядковый номер численно равен общему числу электронов в атоме:

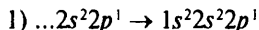
$(2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 1 + 5) = 24$, элемент — ${}_{24}\text{Cr}$ (хром), находится в побочной подгруппе VI группы 4-го периода, максимальная степень окисления +6, формулы высших гидроксидов: H_2CrO_4 — хромовая кислота и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — двуххромовая кислота.

3.10. Составляем полную электронную формулу элемента и определяем его положение в Периодической системе:

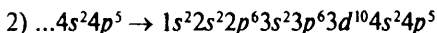


Общее число электронов $(2 + 2 + 6 + 2 + 4) = 16$, элемент — ${}_{16}\text{S}$, находится в главной подгруппе VI группы. Высшая степень окисления равна, как правило, номеру группы, следовательно, высший оксид — SO_3 , летучее водородное соединение — H_2S .

3.11. Определяем положение элементов в Периодической системе, для этого составляем полные электронные формулы атомов:



Элемент бор ${}_{5}\text{B}$ находится во 2-м периоде, в главной подгруппе III группы.



Элемент бром ${}_{35}\text{Br}$ находится в 4-м периоде, в главной подгруппе VII группы.

При образовании химических связей с менее электроотрицательными элементами бром проявляет степень окисления -1 ; атом бора может отдавать 3 электрона и переходить в степень окисления $+3$, поэтому формула соединения между бором и бромом BBr_3 .

3.12. Электронная конфигурация аргона:

${}_{18}\text{Ar } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, в атоме аргона имеется 18 электронов.

Положительно заряженный ион (катион) образуется из нейтрального атома в результате отрыва электронов:

$$\text{Э}^0 - n\bar{e} = \text{Э}^{+n}$$

Число электронов в нейтральном атоме элемента:

$$x - 2 = 18$$

$$x = 20, \text{ элемент — } {}_{20}\text{Ca (кальций)}.$$

3.13. Электронная конфигурация аргона:

${}_{18}\text{Ar } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, в атоме аргона имеется 18 электронов.

Отрицательно заряженный ион (анион) образуется из нейтрального атома в результате присоединения электронов:

$$\text{Э}^0 + n\bar{e} = \text{Э}^{-n}$$

Число электронов в нейтральном атоме элемента:

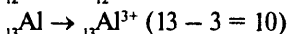
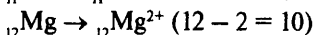
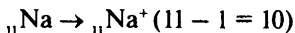
$$x + 3 = 18$$

$$x = 15, \text{ элемент — } {}_{15}\text{P (фосфор)}.$$

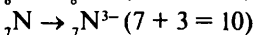
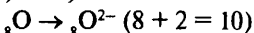
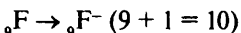
3.14. Строение внешнего электронного слоя $2s^2 2p^6$ имеет атом неона:

${}_{10}\text{Ne } 1s^2 2s^2 2p^6$.

Катионы, содержащие 10 электронов, могут образовать атомы:



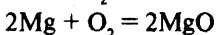
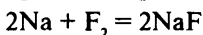
Анионы, содержащие 10 электронов, могут образовать атомы:



Формулы соединений:

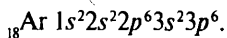


Уравнения реакций:

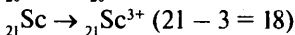
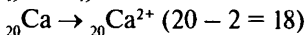
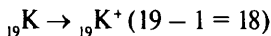


и другие возможные сочетания.

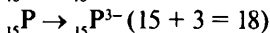
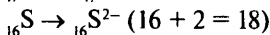
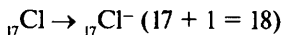
3.15. Строение внешнего электронного слоя $3s^23p^6$ имеет атом аргона:



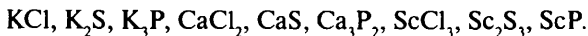
Катионы, содержащие 18 электронов, могут образовать атомы:



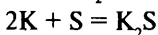
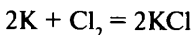
Анионы, содержащие 18 электронов, могут образовать атомы:



Формулы соединений:

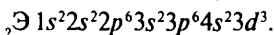


Уравнения реакций:



и другие возможные уравнения.

3.16. Составляем электронную формулу:



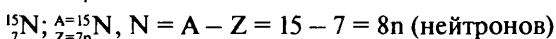
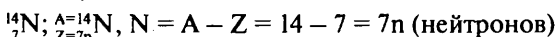
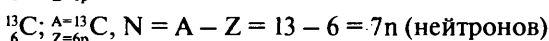
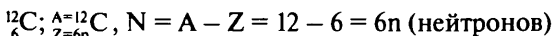
Общее число электронов:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 3 = 23.$$

Порядковый номер 23, элемент — ${}_{23}\text{V}$ (ванадий) — находится в побочной подгруппе V группы 4-го периода, высший оксид — V_2O_5 имеет кислотный характер, летучего водородного соединения не образует.

3.17. Массовое число A связано с числом протонов Z и числом нейтронов N в ядре соотношением

$$A = Z + N$$



3.18. Определяем положение элементов в Периодической системе:

${}_{7}\text{N}$ находится в главной подгруппе V группы 2-го периода;

${}_{3}\text{Li}$ находится в главной подгруппе I группы 2-го периода;

${}_{6}\text{C}$ находится в главной подгруппе IV группы 2-го периода;

${}_{9}\text{F}$ находится в главной подгруппе VII группы 2-го периода.

Все элементы находятся в одном периоде. Радиус атома по периоду для элементов главных подгрупп уменьшается слева направо (и возрастает справа налево).

Вывод: необходимо расположить в порядке уменьшения номера группы.

Ответ: $F \rightarrow N \rightarrow C \rightarrow Li$.

3.19. Определяем положение элементов в Периодической системе:

^{17}Cl находится в главной подгруппе VII группы 3-го периода;

^{34}Se находится в главной подгруппе VI группы 4-го периода;

^{35}Br находится в главной подгруппе VII группы 4-го периода;

^{33}As находится в главной подгруппе V группы 4-го периода.

Электроотрицательность элементов главных подгрупп увеличивается по периоду слева направо и по группе снизу вверх.

Вывод: необходимо расположить элементы, находящиеся в одном периоде (Se, Br, As), по увеличению номера группы; элементы одной группы (Cl, Br) располагать по уменьшению номера периода.

Ответ: $As \rightarrow Se \rightarrow Br \rightarrow Cl$.

3.20. Определяем положение элементов в Периодической системе:

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

Порядковый номер равен общему числу электронов:

$$(2 + 2 + 6 + 2 + 1) = 11.$$

Элемент — ^{11}Na (натрий) — находится в главной подгруппе I группы 3-го периода.

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

Порядковый номер равен общему числу электронов:

$$(2 + 2 + 6 + 2 + 3) = 15.$$

Элемент — ^{15}P (фосфор) — находится в главной подгруппе V группы 3-го периода.

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

Порядковый номер равен общему числу электронов:

$$(2 + 2 + 6 + 2 + 2) = 14.$$

Элемент — ^{14}Si (кремний) — находится в главной подгруппе IV группы 3-го периода.

4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Порядковый номер равен общему числу электронов:

$$(2 + 2 + 6 + 2 + 5) = 17.$$

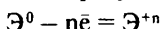
Элемент — ${}_{17}\text{Cl}$ (хлор) — находится в главной подгруппе VII группы 3-го периода.

Электроотрицательность уменьшается по периоду справа налево и по группе — сверху вниз.

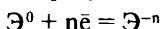
Вывод: элементы, которые находятся в одном периоде, надо расположить в порядке уменьшения номера группы.

Ответ: $\text{Cl} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Na}$.

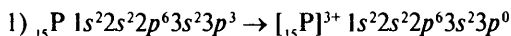
3.21. Положительно заряженный ион (катион) образуется из нейтрального атома в результате отрыва электронов:



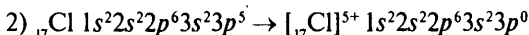
Отрицательно заряженный ион (анион) образуется из нейтрального атома в результате присоединения электронов:



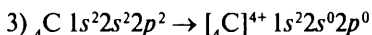
Для нахождения ответа составляем электронные формулы нейтральных атомов и ионов.



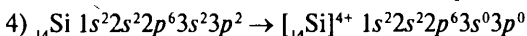
Во внешнем слое находится 2 электрона.



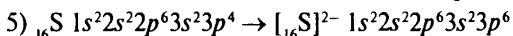
Во внешнем слое находится 2 электрона.



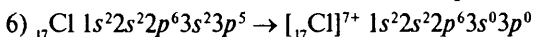
Во внешнем слое находится 2 электрона.



Во внешнем слое находится 8 электронов.



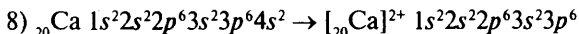
Во внешнем слое находится 8 электронов.



Во внешнем слое находится 8 электронов.



Частица не имеет электронов.



Во внешнем слое находится 8 электронов.

Ответ: 8 электронов во внешнем слое имеют Si^{4+} , S^{2-} , Cl^{7+} , Ca^{2+} .

3.22. Составляем электронные формулы атомов и характеризуем положение элементов в Периодической системе:

${}_{17}\text{Cl}$, электронная формула — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, находится в главной подгруппе VII группы 3-го периода;

^{16}S , электронная формула — $1s^22s^22p^63s^23p^4$, находится в главной подгруппе VI группы 3-го периода;

^{15}P , электронная формула — $1s^22s^22p^63s^23p^3$, находится в главной подгруппе V группы 3-го периода;

^{14}Si , электронная формула — $1s^22s^22p^63s^23p^2$, находится в главной подгруппе IV группы 3-го периода.

1) Число электронных слоёв в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент. Все элементы находятся в 3-м периоде.

Вывод: число электронных слоёв одинаково.

2) Радиус атома по периоду уменьшается слева направо, т. е. чем больше номер группы, тем меньше радиус атома. Элементы $\text{Cl} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si}$ расположены в порядке уменьшения номера группы.

Вывод: в ряду $\text{Cl} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si}$ радиус атома увеличивается.

3) Неметаллические свойства по периоду усиливаются слева направо, т. е. чем больше номер группы, тем сильнее выражены неметаллические свойства. Элементы $\text{Cl} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si}$ расположены в порядке уменьшения номера группы.

Вывод: неметаллические свойства ослабевают.

4) ^{17}Cl во внешней оболочке имеет 7 электронов, ^{16}S — 6, ^{15}P — 5, ^{14}Si — 4 электрона.

Вывод: число электронов во внешнем слое уменьшается.

3.23. Составляем электронные формулы атомов и характеризуем положение элементов в Периодической системе:

^4Be , электронная формула — $1s^22s^2$, находится в главной подгруппе II группы 2-го периода;

^{12}Mg , электронная формула — $1s^22s^22p^63s^2$, находится в главной подгруппе II группы 3-го периода;

^{20}Ca , электронная формула — $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$, находится в главной подгруппе II группы 4-го периода;

^{56}Ba , электронная формула — $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^2$, находится в главной подгруппе II группы 6-го периода.

1) Число электронных слоёв в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент.

Вывод: число электронных слоёв увеличивается.

2) Радиус атома для элементов главных подгрупп по группе увеличивается сверху вниз, т. е. чем больше номер периода, тем больше радиус атома. Элементы $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ba}$ расположены в порядке увеличения номера периода.

Вывод: в ряду $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ba}$ радиус атома увеличивается.

3) Неметаллические свойства по группе усиливаются снизу вверх, т. е. чем меньше номер периода, тем сильнее выражены неметаллические свойства. Элементы $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ba}$ расположены в порядке увеличения номера периода.

Вывод: неметаллические свойства ослабевают, металлические — усиливаются.

4) Основные свойства высших гидроксидов по группе усиливаются сверху вниз, кислотные ослабевают.

Вывод: основные свойства высших гидроксидов в ряду элементов $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ba}$ усиливаются (происходит переход от амфотерных свойств $(\text{Be}(\text{OH})_2)$ к основным $(\text{Mg}(\text{OH})_2)$ и сильно основным $(\text{Ca}(\text{OH})_2)$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — щёлочи).

5) ${}_4\text{Be}$ во внешней оболочке имеет 2 электрона, ${}_{12}\text{Mg} - 2$, ${}_{20}\text{Ca} - 2$, ${}_{56}\text{Ba} - 2$ электрона.

Вывод: число электронов во внешнем слое не изменяется; общая формула строения внешнего электронного слоя ns^2 .

6) Восстановительные свойства атомов, т. е. лёгкость отдачи атомом электронов, тем выше, чем больше радиус атома. Радиус атома возрастает по группе сверху вниз.

Вывод: в ряду элементов $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ba}$ восстановительные свойства усиливаются.

3.24. Степень окисления элемента в высшем оксиде +6, следовательно, элемент находится в VI группе.

Элемент образует летучее водородное соединение, т. е. относится к неметаллам, следовательно, находится в главной подгруппе VI группы.

В главной подгруппе VI группы находятся кислород O и сера S, имеющие летучие водородные соединения H_2O и H_2S соответственно, следовательно, общая формула летучего водородного соединения $\text{H}_2\text{Э}$.

Электронные формулы атомов кислорода и серы:

${}_8\text{O} 1s^2 2s^2 2p^4$ и ${}_{16}\text{S} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, следовательно, общая формула строения внешнего электронного слоя $ns^2 np^4$.

3.25. Степень окисления элемента Э в соединениях $\text{NaHЭ}^{+4}\text{O}_3$ и $\text{NaHЭ}^{+6}\text{O}_4$.

Эти соли образованы двухосновными кислотами $\text{H}_2\text{Э}^{+4}\text{O}_3$ и $\text{H}_2\text{Э}^{+6}\text{O}_4$ соответственно.

Хлор образует только одноосновные кислородсодержащие кислоты с нечётными степенями окисления хлора (+1, +3, +5, +7).

Углерод имеет высшую степень окисления +4 и не может образовывать кислоты $\text{H}_2\text{ЭO}_4$.

Сера имеет высшую степень окисления +6 и промежуточную степень окисления +4 и образует в этих степенях окисления кислоты H_2SO_4 и H_2SO_3 соответственно и может образовать соли NaHSO_3 и NaHSO_4 .

Фосфор имеет высшую степень окисления +5 и не может образовать кислоты $\text{H}_2\text{ЭO}_4$.

3.26. 1) Нет. В главной подгруппе любой группы сверху вниз усиливаются металлические свойства, а неметаллические ослабевают.

2) Нет. Углерод и кремний находятся в главной подгруппе IV группы (IVA подгруппа). Номер группы для элементов главных подгрупп равен высшей степени окисления (исключения — кислород и фтор). Высшие степени окисления C^{+4} и Si^{+4} .

3) Да. Электронная формула лития ${}_3\text{Li } 1s^2 2s^1$, натрия — ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, т. е. строение внешнего электронного слоя ns^1 (n — номер периода).

4) Да. Калий находится в главной подгруппе I группы 4-го периода, натрий — в этой же группе, но в 3-м периоде. Лёгкость отдачи электронов, т. е. восстановительные свойства, для элементов главных подгрупп усиливается сверху вниз.

5) Да. Общая формула строения внешнего электронного слоя элементов IIА подгруппы ns^2 , поэтому они могут проявлять в соединениях только степень окисления +2.

6) Нет. Магний и кальций находятся в главной подгруппе II группы, кальций — в 4-м периоде, магний — в 3-м. Восстановительные свойства, т. е. лёгкость отдачи атомом электронов, увеличиваются в главных подгруппах сверху вниз.

7) Да. Электронная формула железа ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$, последний электрон поступает на d -подуровень.

8) Да. Для железа в соединениях характерны две степени окисления — +2 и +3 (известны также соединения железа в степени окисления +6). Fe^{+2} может отдавать электроны и переходить в степень окисления +3, проявляя восстановительные свойства. Fe^{+2} может принимать электроны и переходить в степень окисления 0, проявляя окислительные свойства.

9) Нет. Высший гидроксид бора H_3BO_3 — слабая кислота, алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид.

10) Нет. Общая формула строения внешнего электронного слоя $ns^2 np^1$, т. е. относятся к p -элементам.

11) Да. Общая формула строения внешнего электронного слоя элементов IA подгруппы ns^1 , поэтому они образуют соединения с единственной положительной степенью окисления +1.

12) Нет. Оксиды щелочных металлов реагируют с водой, например:
 $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$

13) Да. Барий находится в главной подгруппе II группы, на внешнем слое имеет 2 электрона ($_{56}\text{Ba} \dots 6s^2$) и в соединениях проявляет единственную степень окисления +2.

14) Да. Свойства оксидов IIIA подгруппы изменяются от амфотерных (BeO) к основным (MgO) и далее происходит усиление основных свойств (Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 — щёлочи).

15) Да. Оба элемента находятся в главной подгруппе II группы (IIA подгруппа). Барий находится в 6-м периоде, бериллий — во 2-м. Металлические свойства для элементов главных подгрупп усиливаются сверху вниз.

4. Химическая связь и строение вещества

4.1. Между атомами неметаллов возникает ковалентная связь в результате образования общей электронной пары. В простых веществах-неметаллах связь ковалентная неполярная (связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью). В сложных веществах, содержащих атомы различных неметаллов, между атомами неметаллов возникает ковалентная полярная связь.

В компактных металлах (простые вещества, сплавы) атомы объединены с помощью металлической связи.

В соединениях, содержащих атомы металлов и атомы неметаллов, между ними возникает ионная связь; металл находится в виде катиона, неметалл — в виде аниона.

1) H_2 : водород — неметалл, вещество простое (состоит из одинаковых атомов), связь ковалентная неполярная;

2) KCl : калий — металл, хлор — неметалл, связь ионная;

3) NH_3 : азот — неметалл, водород — неметалл, вещество сложное (состоит из различных атомов), связь ковалентная полярная;

4) CaBr_2 : кальций — металл, бром — неметалл, связь ионная;

5) CH_4 : углерод — неметалл, водород — неметалл, связь ковалентная полярная;

6) N_2 : азот — неметалл, вещество простое, связь ковалентная неполярная;

7) NCl_3 : азот — неметалл, хлор — неметалл, связь ковалентная полярная;

8) LiOH : литий — металл, кислород — неметалл, водород — неметалл, между атомами кислорода и водорода связь ковалентная полярная, между атомами кислорода и лития — ионная;

9) SF_6 : сера — неметалл, фтор — неметалл, связь ковалентная полярная.

4.2. 1) фосфин PH_3 : фосфор — неметалл, водород — неметалл, связь ковалентная полярная;

2) хлор Cl_2 : хлор — неметалл, вещество простое, связь ковалентная неполярная;

3) сероводород H_2S : водород — неметалл, сера — неметалл, связь ковалентная полярная;

4) хлороводород HCl : водород — неметалл, хлор — неметалл, связь ковалентная полярная;

5) оксид фосфора(V) P_2O_5 : фосфор — неметалл, кислород — неметалл, связь ковалентная полярная;

6) оксид углерода(II) CO : углерод — неметалл, кислород — неметалл, связь ковалентная полярная;

7) белый фосфор P_4 : фосфор — неметалл, вещество простое, связь ковалентная неполярная;

8) оксид кремния(IV) SiO_2 : кремний — неметалл, кислород — неметалл, связь ковалентная полярная;

9) метан CH_4 : углерод — неметалл, водород — неметалл, связь ковалентная полярная.

4.3. Ковалентная и ионная связи будут одновременно присутствовать в солях кислородсодержащих кислот, гидроксидах металлов, солях аммония.

1) NaOH : натрий — металл, кислород — неметалл, водород — неметалл; между атомами кислорода и водорода связь ковалентная полярная, между атомами натрия и кислорода — ионная;

2) NH_4NO_3 : азот — неметалл, водород — неметалл, кислород — неметалл; между атомами азота и водорода связи ковалентные полярные, между атомами азота и кислорода — ковалентные полярные, между группами NH_4^+ и NO_3^- — ионная.

4.4. 1) Оксид кальция CaO : кальций — металл, кислород — неметалл; связь ионная. Вещество имеет немолекулярное строение, в узлах кристаллической решётки находятся ионы Ca^{2+} и O^{2-} .

2) Углекислый газ CO_2 : углерод — неметалл, кислород — неметалл; связи ковалентные полярные. Вещество имеет молекулярное строение (при обычных условиях — газообразное), в узлах кристаллической решётки находятся молекулы CO_2 .

3) Сульфат натрия Na_2SO_4 : натрий — металл, сера — неметалл, кислород — неметалл; между атомами кислорода и серы связи ковалентные полярные, между атомами кислорода и натрия (между катионами Na^+ и анионами SO_4^{2-}) — ионные. Вещество имеет ионное строение, в узлах кристаллической решётки находятся ионы Na^+ и SO_4^{2-} .

4.5. Под строением вещества, молекулярным или немолекулярным, понимают, из каких частиц (молекул или ионов и атомов) построено вещество в твёрдом состоянии.

Все вещества, имеющие ионные и металлические связи, являются немолекулярными. Вещества с ковалентными связями могут иметь как молекулярное, так и немолекулярное строение. Вещества с молекулярным строением имеют более низкие температуры плавления.

1) Na_2CO_3 : класс солей, связь между Na^+ и CO_3^{2-} ионная, строение немолекулярное, в узлах кристаллической решётки находятся ионы Na^+ и CO_3^{2-} .

2) Йод I_2 : связи ковалентные неполярные, строение молекулярное (I_2 испаряется из твёрдого состояния даже без плавления), в узлах кристаллической решётки находятся молекулы I_2 .

3) Железо Fe : металл, связи металлические. Строение немолекулярное, в узлах кристаллической решётки находятся ионы и атомы железа.

4) Алмаз C : связи ковалентные неполярные, вещество имеет очень высокую температуру плавления, строение немолекулярное.

5) NaCl : класс солей, связи ионные, строение немолекулярное. В узлах кристаллической решётки находятся ионы Na^+ и Cl^- .

6) S_8 : связи ковалентные неполярные, вещество легкоплавкое, строение молекулярное. В узлах кристаллической решётки находятся молекулы S_8 .

7) O_2 : связи ковалентные неполярные, газообразное вещество, температура плавления низкая, строение молекулярное. В узлах кристаллической решётки находятся молекулы O_2 .

8) CO_2 : связи ковалентные полярные, газообразное вещество, температура плавления низкая, строение молекулярное. В узлах кристаллической решётки находятся молекулы CO_2 .

9) SiO_2 : связи ковалентные полярные, вещество тугоплавкое (кварц, песок), строение немолекулярное. В узлах кристаллической решётки атомы Si и O .

4.6. Водородная связь возникает между «кислым» атомом водорода (атомом водорода, имеющим большой частичный положительный заряд и способным замещаться на атомы металлов, связи O—H, N—H, кислоты) и атомами кислорода, азота, фтора (атомы с высокой электроотрицательностью и небольшими размерами). Между другими элементами водородные связи не возникают. Если водородные связи межмолекулярные, то в веществе образуются ассоциаты молекул и температура кипения таких веществ повышается.

1) H_2S или HSH: в молекуле имеется «кислый» атом водорода (H_2S — слабая кислота), однако нет атомов O, N, F. Межмолекулярных водородных связей не образуется.

2) H_2O или HOH: в составе молекулы имеются группы OH и атомы кислорода; между молекулами возникают водородные связи, вода — жидкость при обычных условиях.

3) HI: в молекуле имеется «кислый» атом водорода, однако нет атомов O, N, F. Межмолекулярных водородных связей не образуется.

4) NH_3 : в молекуле имеется «кислый» атом водорода, группа N—H ($2NH_3 + 2Na = 2NaNH_2 + H_2\uparrow$) и атом азота. Молекулы образуют межмолекулярные водородные связи.

5) HF: в молекуле имеется «кислый» атом водорода (HF — кислота) и атом F; молекулы соединены межмолекулярными водородными связями. HF — жидкое вещество, в то время как HCl, HBr, HI — газы.

6) CCl_4 : в молекуле нет групп O—H или N—H, вещество не проявляет свойств кислоты; межмолекулярных водородных связей не образуется.

4.7. Полярность связи в ряду соединений H—Э будет определяться электроотрицательностью элемента, образующего связь с атомом водорода. В ряду элементов $O \rightarrow S \rightarrow Se \rightarrow Te$ электроотрицательность уменьшается и полярность связи уменьшается.

4.8. 1) HBr: связь ковалентная полярная, молекула линейная, полярная.

2) NH_3 : связи ковалентные полярные, молекула имеет пирамидальное строение (атом N — в вершине пирамиды), полярная.

3) H_2S : связи ковалентные полярные, молекула имеет угловое строение, полярная.

4) CCl_4 : связи ковалентные полярные, молекула имеет тетраэдрическое строение, неполярная (векторы полярных связей C—Cl компенсируют друг друга).

5) CO_2 : связи ковалентные полярные, молекула линейная, неполярная (векторы полярных связей $\text{C}-\text{O}$ направлены в противоположные стороны и компенсируют друг друга).

6) CH_4 : связи ковалентные полярные, молекула имеет тетраэдрическое строение, неполярная (векторы полярных связей $\text{C}-\text{H}$ компенсируют друг друга).

4.9. Элемент № 3 — литий, металл. Элемент № 9 — фтор, неметалл. Связи ионные.

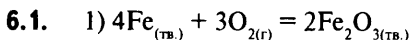
5. Химическая энергетика

5.1. $\underline{2\text{C}_2\text{H}_2}_{2(r)} + 5\text{O}_{2(r)} = 4\text{CO}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + \underline{2610 \text{ кДж}}$
 $n(\text{C}_2\text{H}_2) = 10 \text{ моль}$
 $q = 13050 \text{ кДж}$

5.2. $\underline{\text{CH}_4}_{4(r)} + 2\text{O}_{2(r)} = \text{CO}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + \underline{802 \text{ кДж}}$
 $n(\text{CH}_4) = 4,46 \text{ моль}; V(\text{CH}_4) = 100 \text{ л (н. у.)}$

5.3. $2\text{Cl}_2\text{O}_{7(r)} = \underline{2\text{Cl}_2}_{2(r)} + 7\text{O}_{2(r)} + \underline{570 \text{ кДж}}$
 $n(\text{Cl}_2) = 0,04 \text{ моль}; V(\text{Cl}_2) = 0,896 \text{ л (н. у.)}$

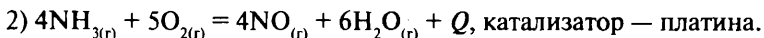
6. Химическая кинетика



Реакция гетерогенная, участвуют твёрдое исходное вещество и газ. Скорость реакции будет увеличиваться при:

- 1) повышении температуры;
- 2) измельчении железа;
- 3) повышении давления;
- 4) увеличении концентрации O_2 .

На скорость реакции **не влияет** увеличение (или уменьшение) количества железа и оксида железа(III) (продукт реакции).

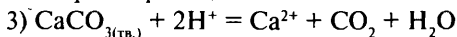


Реакция гетерогенная (участвуют газообразные вещества и твёрдый катализатор), каталитическая, экзотермическая, **ОВР**.

Скорость реакции будет увеличиваться при:

- 1) нагревании (повышении температуры);
- 2) повышении давления;

- 3) добавлении NH_3 (увеличивается концентрация исходного вещества);
- 4) добавлении O_2 (увеличивается концентрация исходного вещества);
- 5) использовании катализатора; удаление катализатора уменьшает скорость реакции.

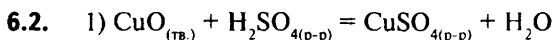


Реакция гетерогенная, участвуют твёрдое вещество и раствор кислоты, оба исходных вещества «не газы».

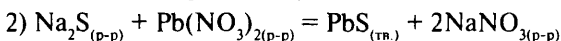
Скорость реакции будет увеличиваться при:

- 1) повышении температуры (нагревании);
- 2) измельчении твёрдого вещества (измельчении CaCO_3), т.е. увеличении площади поверхности соприкосновения веществ;
- 3) увеличении концентрации ионов водорода, т.е. при увеличении концентрации кислоты в растворе (добавлении кислоты).

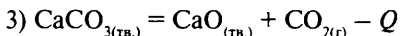
Скорость реакции **не зависит** от концентрации ионов Ca^{2+} и давления.



Реакция гетерогенная, ионного обмена.



Реакция гомогенная, ионного обмена.



Реакция гетерогенная, эндотермическая, протекает с заметной скоростью при высоких температурах. При обычных условиях CaCO_3 (мел, известняк, мрамор) практически не разлагается.

Первая и вторая реакции — реакции ионного обмена, однако во втором случае вещества находятся в растворе, т.е. достигнута максимально возможная степень измельчения, поэтому скорость второй реакции — наибольшая, первой — заметно меньше и третьей — очень маленькая.

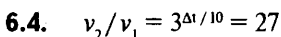
6.3. По правилу Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза.

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta t/10},$$

где v_2 и v_1 — скорости реакции при температурах t_2 и t_1 ,

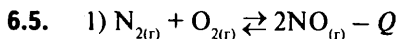
$$\Delta t = t_2 - t_1.$$

$$v_2/v_1 = 3^{40/10} = 3^4 = 81 \text{ (раз)}.$$



$$\Delta t/10 = 3$$

$$\Delta t = 30^\circ$$



а) влияние концентрации:

при увеличении концентрации $N_{2(r)}$ (исходное вещество),

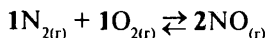
при увеличении концентрации $O_{2(r)}$ (исходное вещество),

при уменьшении концентрации $NO_{(r)}$ (продукт реакции)

или фактически, т.к. система однородная, — при добавлении $N_{2(r)}$ и/или $H_{2(r)}$ (исходные вещества) и удалении $NO_{(r)}$ (продукт реакции);

б) влияние давления:

вычисляем количество газообразных веществ в левой и правой частях системы:

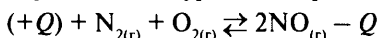


$$1 + 1 = 2 \text{ моль} \quad (2) = 2 \text{ моль}$$

Вывод: количество газообразных веществ не изменилось, изменение давления на положение равновесия не влияет;

в) влияние температуры:

перепишем уравнение реакции, отмечая тепловые эффекты:

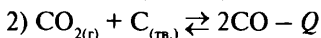


(выделение тепла) (поглощение тепла)

экзотермическая эндотермическая

Вывод: положение равновесия сместится вправо при повышении температуры.

Ответ: положение равновесия сместится в сторону прямой реакции, вправо, увеличивая выход продукта реакции при увеличении концентрации N_2 и O_2 (добавлении N_2 и/или O_2), уменьшении концентрации NO (удалении NO) и нагревании (повышении температуры).



а) влияние концентрации:

при увеличении концентрации $CO_{2(r)}$ (исходное вещество),

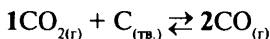
при уменьшении концентрации $CO_{(r)}$ (продукт реакции)

или при добавлении $CO_{2(r)}$ (исходное вещество) и удалении $CO_{(r)}$ (продукт реакции),

$C_{(тв.)}$ — изменение количества твёрдого вещества на положение равновесия не влияет!

б) влияние давления:

вычисляем количество газообразных веществ в левой и правой частях системы:

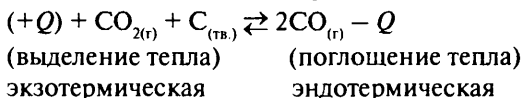


$$(1 + 0) = 1 \text{ моль} \quad (2) = 2 \text{ моль}$$

Вывод: положение равновесия смещается вправо при уменьшении давления;

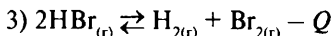
в) влияние температуры:

переписываем уравнение реакции, отмечая тепловые эффекты:



Вывод: положение равновесия сместится вправо при повышении температуры.

Ответ: положение равновесия сместится в сторону прямой реакции, вправо, увеличивая выход продукта реакции при увеличении концентрации CO_2 (добавлении CO_2), уменьшении концентрации CO (удалении CO), уменьшении давления и нагревании (повышении температуры).



а) влияние концентрации:

при увеличении концентрации $\text{HBr}_{(\text{г})}$ (исходное вещество),

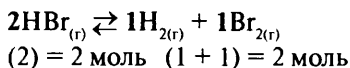
при уменьшении концентрации $\text{H}_{2(\text{г})}$ (продукт реакции),

при уменьшении концентрации $\text{Br}_{2(\text{г})}$ (продукт реакции)

или фактически, т. к. система однородная, — при добавлении $\text{HBr}_{(\text{г})}$ (исходное вещество) и удалении $\text{H}_{2(\text{г})}$ и $\text{Br}_{2(\text{г})}$ (продукты реакции);

б) влияние давления:

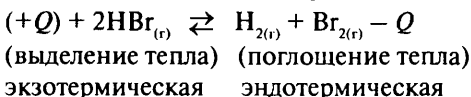
вычисляем количество газообразных веществ в левой и правой частях системы:



Вывод: количество газообразных веществ не изменилось, изменение давления на положение равновесия не влияет;

в) влияние температуры:

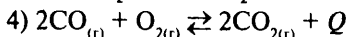
переписываем уравнение реакции, отмечая тепловые эффекты:



Вывод: положение равновесия сместится вправо при повышении температуры.

Ответ: положение равновесия сместится в сторону прямой реакции, вправо, увеличивая выход продукта реакции при увеличении кон-

центрации HBr (добавлении HBr), уменьшении концентрации H_2 и/или Br_2 (удалении H_2 и/или Br_2) и нагревании (повышении температуры).



а) влияние концентрации:

при увеличении концентрации $\text{CO}_{(r)}$ (исходное вещество),

при увеличении концентрации $\text{O}_{2(r)}$ (исходное вещество),

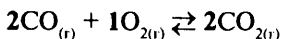
при уменьшении концентрации $\text{CO}_{2(r)}$ (продукт реакции)

или фактически, т. к. система однородная, — при добавлении

$\text{CO}_{(r)}$ и $\text{H}_{2(r)}$ (исходные вещества) и удалении $\text{CO}_{2(r)}$ (продукт реакции);

б) влияние давления:

вычисляем количество газообразных веществ в левой и правой частях системы:



$$(2 + 1) = 3 \text{ моль} \quad (2) = 2 \text{ моль}$$

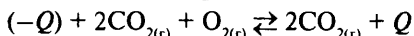
Вывод: количество газообразных веществ меньше в правой части, поэтому при повышении давления положение равновесия сместится в правую сторону;

в) влияние температуры:

прямая реакция — экзотермическая, протекает с выделением тепла (в уравнении обозначено $+90,12$ кДж, т. е. $+Q$), следовательно,

обратная реакция — эндотермическая, протекает с поглощением тепла.

Переписываем уравнение реакции, отмечая сделанные выводы:



(поглощение тепла) (выделение тепла)

эндотермическая экзотермическая

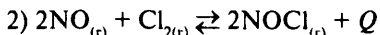
Вывод: положение равновесия сместится вправо при понижении температуры.

Ответ: положение равновесия сместится в сторону прямой реакции, вправо, увеличивая выход продукта реакции при увеличении концентрации CO и O_2 (добавлении CO и/или O_2), уменьшении концентрации CO_2 (удалении CO_2), повышении давления и охлаждении (понижении температуры, отводе теплоты).

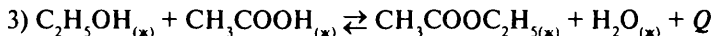
6.6. Выход продукта реакции увеличивается в том случае, если положение равновесия смещается вправо.



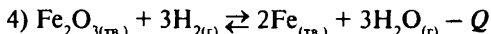
Увеличение концентрации C_2H_6 , уменьшение концентрации H_2 , уменьшение давления (увеличение объёма), повышение температуры.



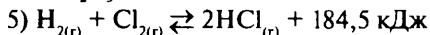
Увеличение концентрации NO и Cl₂ (добавление NO и /или Cl₂), уменьшение концентрации NOCl, повышение давления (уменьшение объёма), охлаждение (понижение температуры).



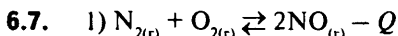
Увеличение концентрации C₂H₅OH и CH₃COOH (добавление C₂H₅OH и /или CH₃COOH), удаление CH₃COOC₂H₅ и /или H₂O, охлаждение (уменьшение температуры)



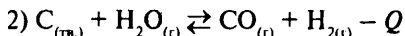
Увеличение концентрации H₂, уменьшение концентрации H₂O (удаление H₂O), повышение температуры (нагревание). Добавление Fe₂O₃, измельчение Fe₂O₃, давление на положение равновесия не влияют.



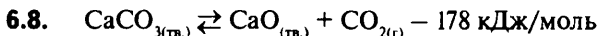
Увеличение концентрации H₂ и Cl₂ (добавление H₂ и /или Cl₂), уменьшение концентрации HCl, уменьшение температуры (охлаждение). Изменение давления на положение равновесия не влияет.



Уменьшение концентрации N₂ и O₂ (удаление N₂ и /или O₂), повышение концентрации NO, охлаждение (уменьшение температуры).



Уменьшение концентрации H₂O_(г), увеличение концентрации CO и H₂, повышение давления, уменьшение температуры (охлаждение). Изменение количества (или измельчение) угля (твёрдое вещество) на положение равновесия не влияет.



Температуру повысить, давление понизить.

7. Химия растворов

7.1. $m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}}; m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 400 = 40 \text{ г}$

7.2. $m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot \rho \cdot V_{\text{р-ра}}; m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 1,109 \cdot 3000 = 332,7 \text{ г}$

7.3. $\omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (\omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O}))$
 $\omega_2(\text{кислоты}) = (0,1 \cdot 700) / (700 + 1 \cdot 800) \approx 0,0467$, или 4,67 %

7.4. $\omega_3 = m_{\text{в-ва } 3} / m_{\text{р-ра } 3} = (m_{\text{в-ва } 1} + m_{\text{в-ва } 2}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{р-ра } 2})$

$$m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1} = 0,1 \cdot 400 = 40 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва } 2} = \omega_2 \cdot m_{\text{р-ра } 2} = 0,7 \cdot 100 = 70 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва } 3} = 40 + 70 = 110 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 3} = 400 + 100 = 500 \text{ г}$$

$$\omega_3(\text{кислоты}) = 110/500 = 0,22, \text{ или } 22 \%$$

$$7.5. \quad \omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O}))$$

$$m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1} = 0,2 \cdot 60 = 12 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = 60 + 1 \cdot 40 = 100 \text{ г}$$

$$\omega_2(\text{соль}) = 12/100 = 0,12, \text{ или } 12 \%$$

$$7.6. \quad m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}}; m(\text{сахара}) = 0,15 \cdot 150 = 22,5 \text{ г}$$

$$7.7. \quad \omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1} + m_{\text{в-ва (добавл.)}}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{в-ва (добавл.)}})$$

$$m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{в-ва } 1} = 0,04 \cdot 80 = 3,2 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва } 2} = 3,2 + 1,8 = 5,0 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = 80 + 1,8 = 81,8 \text{ г}$$

$$\omega_2 = 5/81,8 \approx 0,0611, \text{ или } 6,11 \%$$

$$7.8. \quad \omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1} + m_{\text{в-ва (добавл.)}}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{в-ва (добавл.)}} + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{(добавл.)}})$$

$$m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{в-ва } 1} = 0,2 \cdot 220 = 44 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва } 2} = 44 + 36 = 80 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = 220 + 1 \cdot 44 + 36 = 300 \text{ г}$$

$$\omega_2 = 80/300 \approx 0,2667, \text{ или } 26,67 \%$$

$$7.9. \quad \omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1} + m_{\text{в-ва (добавл.)}}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m_{\text{в-ва (добавл.)}})$$

$$m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{в-ва } 1} = 0,1 \cdot 250 = 25 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва } 2} = (25 + x) \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = (250 + x) \text{ г}$$

$$0,18 = (25 + x)/(250 + x)$$

$$x \approx 24,39 \text{ г}$$

$$7.10. \quad \omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} / (m(\text{H}_2\text{O}) + m_{\text{в-ва}})$$

$$0,20 = x/(50 + x)$$

$$x = 12,5 \text{ г}$$

$$7.11. \quad \omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{(добавл.)}})$$

$$m_{\text{р-ра } 1} = \rho \cdot V_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{р-ра } 1} = 1,14 \cdot 100 = 114 \text{ г}$$

$$m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{в-ва } 1} = 0,2 \cdot 114 = 22,8 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра } 2} = (114 + x) \text{ г}$$

$$0,05 = 22,8/(114 + x)$$

$$x = 342 \text{ г}$$

7.12. $\omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{(добавл.)}})$
 $m_{\text{р-ра } 1} = \rho \cdot V_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{р-ра } 1} = 1,322 \cdot 500 = 661 \text{ г}$
 $m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{в-ва } 1} = 0,52 \cdot 661 = 343,72 \text{ г}$
 $m_{\text{р-ра } 2} = (661 + x) \text{ г}$
 $0,1 = 343,72 / (661 + x)$
 $x \approx 2776,2 \approx 2,78 \text{ кг}$

7.13. $\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} / (m(\text{H}_2\text{O}) + m_{\text{в-ва}})$
 $0,10 = x / (270 + x)$
 $x = 30 \text{ г}$

7.14. $\omega = m_{\text{в-ва}} / (m_{\text{в-ва}} + m(\text{H}_2\text{O}))$
 $n(\text{HCl}) = 300 / 22,4 = 13,4 \text{ моль}$
 $m(\text{HCl}) = n \cdot M(\text{HCl}); m(\text{HCl}) = 13,4 \cdot 36,5 = 489,1 \text{ г}$
 $\omega(\text{HCl}) = 489,1 / (1 \cdot 1000 + 489,1) \approx 0,3285$, или 32,85 %

7.15. $\omega_2 = m_{\text{в-ва } 2} / m_{\text{р-ра } 2} = (m_{\text{в-ва } 1}) / (m_{\text{р-ра } 1} + m(\text{H}_2\text{O}))$
 $m_{\text{р-ра } 1} = \rho \cdot V_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{р-ра } 1} = 1,2 \cdot 500 = 600 \text{ г}$
 $m_{\text{в-ва } 1} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра } 1}; m_{\text{в-ва } 1} = 0,32 \cdot 600 = 192 \text{ г}$
 $m_{\text{р-ра } 2} = 600 + 1 \cdot 100 = 1600 \text{ г}$
 $\omega_2(\text{HNO}_3) = 192 / 1600 = 0,12$, или 12 %

8. Электролитическая диссоциация

Диссоциацию сильных электролитов условно считают необратимой и в уравнениях диссоциации ставят знак « \rightleftharpoons ».

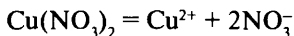
8.1. 1) NaOH — гидроксид натрия, электролит, диссоциирует с образованием катиона натрия Na^+ и гидроксид-аниона OH^- .



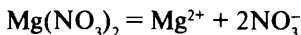
2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ — нитробензол, неэлектролит.

3) NO_2 — оксид азота(IV), неэлектролит.

4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат меди(II), соль, электролит (сильный), диссоциирует с образованием катиона меди Cu^{2+} и нитрат-аниона NO_3^- .



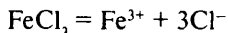
5) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат магния, соль, электролит (сильный), при диссоциации образуются катион магния Mg^{2+} и нитрат-анион NO_3^- .



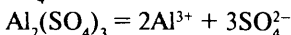
6) FeSO_4 — сульфат железа(II), соль, электролит (сильный), при диссоциации образуются катион железа Fe^{2+} и анион SO_4^{2-} .



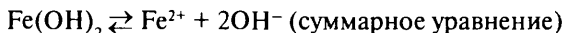
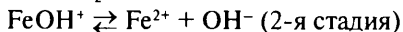
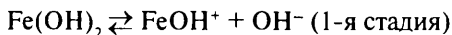
7) FeCl_3 — хлорид железа(III), соль, электролит (сильный), диссоциирует с образованием катиона железа(III) Fe^{3+} и хлорид-аниона Cl^- .



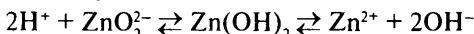
8) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат алюминия, соль средняя, электролит (сильный), диссоциирует с образованием катионов алюминия Al^{3+} и сульфат-анионов SO_4^{2-} .



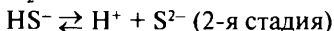
9) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа(II), основание, нерастворимый гидроксид (слабое основание), диссоциирует с образованием катиона Fe^{2+} и гидроксид-анионов OH^- .



10) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — гидроксид цинка, амфотерный гидроксид (слабый электролит), диссоциирует и как основание, и как кислота; в равновесии находятся все формы, диссоциация происходит ступенчато.



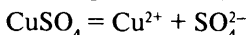
11) H_2S — сероводород (раствор в воде — сероводородная кислота), класс кислот, электролит (слабый), при диссоциации образуются катионы водорода H^+ , гидросульфид HS^- и сульфид-анионы S^{2-} ; диссоциация происходит ступенчато.



12) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этанол, неэлектролит (не соль, не кислота, не основание).

8.2. 1) оксид азота(II) — NO , неэлектролит;

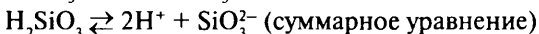
2) сульфат меди(II) — CuSO_4 , соль средняя, электролит (сильный)



3) метанол — CH_3OH , спирт, неэлектролит;

4) глицерин — $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, спирт многоатомный, неэлектролит;

5) кремниевая кислота — H_2SiO_3 , кислота, электролит (слабый)

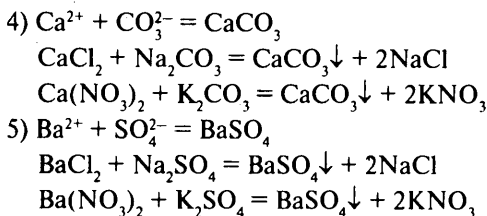


- 6) гидроксид калия — KOH, основание, электролит (сильный)
 $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- 7) нитрат натрия — NaNO_3 , соль средняя, электролит (сильный)
 $\text{NaNO}_3 = \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$
- 8) соляная кислота — HCl, кислота, электролит (сильный)
 $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- 9) гидроксид бария — Ba(OH)_2 , основание, электролит (сильный)
 $\text{Ba(OH)}_2 = \text{BaOH}^+ + \text{OH}^-$ (1-я стадия)
 $\text{BaOH}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-$ (2-я стадия)
 $\text{Ba(OH)}_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- 10) азотная кислота — HNO_3 , кислота, электролит (сильный)
 $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

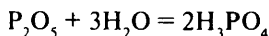
- 8.3.** 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 = 2\text{FePO}_4\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$
 $2\text{Fe}^{+3} + 3\text{SO}_4^{2-} + 6\text{K}^+ + 2\text{PO}_4^{3-} = 2\text{FePO}_4 + 6\text{K}^+ + 3\text{SO}_4^{2-}$
 $\text{Fe}^{3+} + \text{PO}_4^{3-} = \text{FePO}_4$
- 2) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CuO} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

8.4. 1) В сокращённом ионном уравнении приводятся ионы Ni^{2+} и S^{2-} , следовательно, в реакцию вступали растворимые, диссоциирующие полностью соединения, т.е. растворимые соли никеля и растворимые сульфиды, например NiCl_2 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, NiSO_4 , $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, Na_2S , K_2S , Li_2S или др.

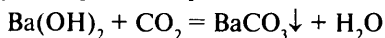
- $\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{NiS}$
 $\text{NiCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{NiS}\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} = \text{NiS}\downarrow + 2\text{KNO}_3$
- 2) $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCO}_3$
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaCO}_3\downarrow$
 $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{BaCO}_3\downarrow$
- 3) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2$
 $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$



8.5. 1) Нет, вещества не могут совместно находиться в растворе, потому что возможно протекание различных реакций:

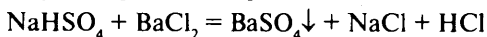


2) Нет, вещества не могут одновременно находиться в растворе, потому что протекает реакция

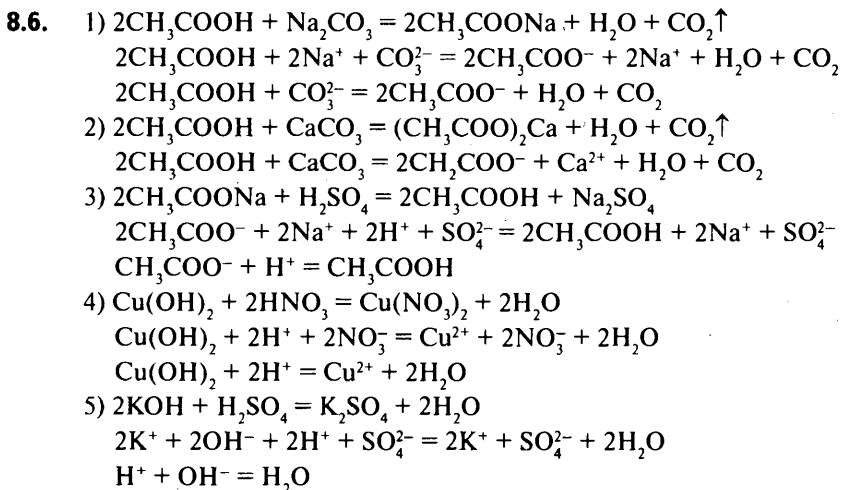


3) Да, вещества могут одновременно находиться в растворе, потому что никаких превращений происходить не будет.

4) Нет, оба вещества не могут одновременно находиться в растворе, потому что происходит реакция



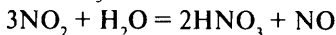
5) Да, никаких превращений наблюдаться не будет и вещества могут находиться в растворе.



8.7. 1) Нет, электропроводность раствора не изменится, потому что азот — неэлектролит.

2) NO — неэлектролит, поэтому электропроводность раствора не изменится.

3) Электропроводность раствора изменится. При растворении NO₂ в воде будет происходить реакция диспропорционирования с водой и образуется HNO₃ — сильная кислота:

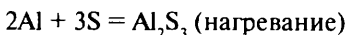


8.8. Да, степень диссоциации уменьшится. Диссоциация — процесс обратимый и равновесный, поэтому положение равновесия можно изменить в соответствии с принципом Ле Шателье.

Соляная кислота — сильный электролит $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Добавление соляной кислоты равноценно добавлению в раствор катионов H⁺.

В системе $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ добавление катионов H⁺ будет смещать положение равновесия влево, уменьшая тем самым степень диссоциации.

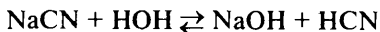
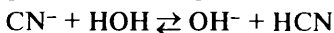
8.9. В таблице растворимости для солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, стоит прочерк, потому что степень гидролиза таких веществ велика (часто реакция протекает нацело) и определить растворимость невозможно. Получить эти соли можно в безводных условиях, например при непосредственном взаимодействии:



Для солей, в состав которых входит только одна слабая составляющая (катион или анион), гидролиз, в соответствии с принципом Ле Шателье, протекает преимущественно по 1-й ступени.

1) Хлорид натрия NaCl образован сильным основанием NaOH (щёлочь) и сильной кислотой HCl, гидролизу не подвергается, среда нейтральная (pH ≈ 7); индикатор лакмус имеет фиолетовую окраску, фенолфталеин не окрашен.

2) Цианид натрия NaCN образован сильным основанием NaOH (щёлочь) и слабой синильной кислотой HCN, подвергается гидролизу по аниону, среда щелочная (pH > 7); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

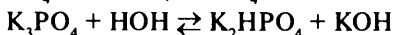
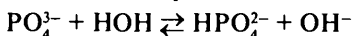


3) Нитрат бария Ba(NO₃)₂ образован сильным основанием Ba(OH)₂ (щёлочь) и сильной кислотой HNO₃, гидролизу не подвергается, среда нейтральная (pH ≈ 7); индикатор лакмус имеет фиолетовую окраску, фенолфталеин не окрашен.

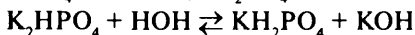
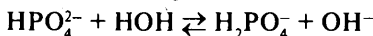
4) Фосфат калия K₃PO₄ образован сильным основанием KOH (щёлочь) и слабой ортофосфорной кислотой H₃PO₄, происходит гидролиз по

аниону, среда щелочная ($\text{pH} > 7$); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

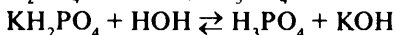
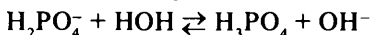
1-я стадия гидролиза:



2-я стадия гидролиза:



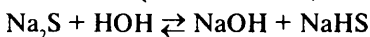
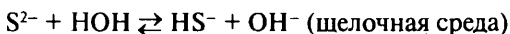
3-я стадия гидролиза:



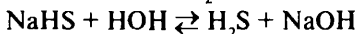
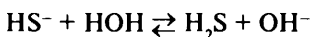
Гидролиз — реакция обратимая и, как и любая другая равновесная система, подчиняется принципу Ле Шателье, поэтому гидролиз преимущественно протекает по 1-й стадии, потому что накапливающиеся ионы сильного электролита (OH^- в этом случае) будут, в соответствии с принципом Ле Шателье, смещать положение равновесия влево, в сторону исходных веществ. Очевидно, что уменьшить степень гидролиза K_3PO_4 можно, добавив в раствор соли щёлочь.

5) Сульфид натрия Na_2S образован сильным основанием NaOH (щёлочью) и слабой кислотой H_2S , гидролиз происходит по аниону, среда щелочная ($\text{pH} > 7$); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

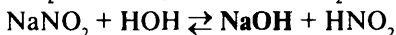
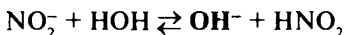
1-я стадия:



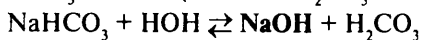
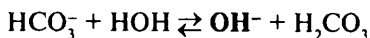
2-я стадия:



8.10. 1) Нитрит натрия NaNO_2 образован сильным основанием NaOH (щёлочью) и слабой кислотой HNO_2 , гидролиз происходит по аниону, среда щелочная ($\text{pH} > 7$); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

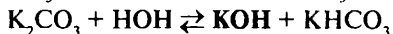
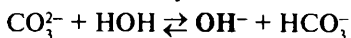


2) Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 образован сильным основанием NaOH (щёлочью) и слабой кислотой H_2CO_3 , гидролиз происходит по аниону, среда щелочная ($\text{pH} > 7$); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

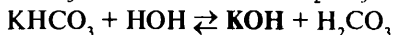
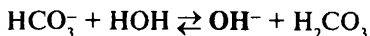


3) Карбонат калия K_2CO_3 образован сильным основанием КОН (щёлочь) и слабой кислотой H_2CO_3 , гидролиз происходит по аниону, среда щелочная ($\text{pH} > 7$); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

1-я стадия гидролиза:



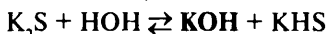
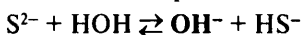
2-я стадия гидролиза:



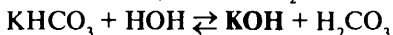
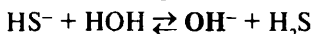
Гидролиз происходит преимущественно по 1-й стадии.

4) Сульфид калия K_2S образован сильным основанием КОН (щёлочь) и слабой кислотой H_2S , гидролиз происходит по аниону, среда щелочная ($\text{pH} > 7$); индикатор лакмус синий, фенолфталеин — красный, метилоранж — жёлтый.

1-я стадия гидролиза:



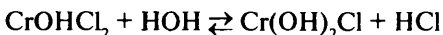
2-я стадия гидролиза:



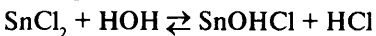
Гидролиз происходит преимущественно по 1-й стадии.

5) Нитрат кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ образован сильным основанием $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (щёлочь) и сильной кислотой HNO_3 , гидролизу не подвергается, среда нейтральная ($\text{pH} \approx 7$); индикатор лакмус имеет фиолетовую окраску, фенолфталеин не окрашен.

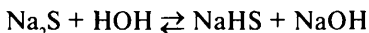
8.11. 1) Уравнение описывает процесс взаимодействия основной соли амфотерного гидроксида (слабый электролит) с водой (гидролиз); природа аниона (остатка сильной кислоты) на процесс гидролиза в данном случае не влияет:



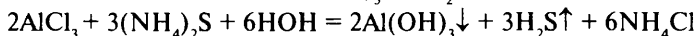
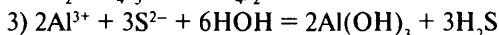
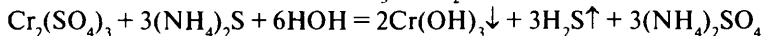
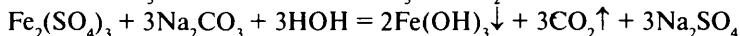
2) Уравнение описывает процесс взаимодействия средней растворимой соли слабого основания с водой (гидролиз); анионом должен быть остаток сильной кислоты (в ионном уравнении аниона нет, т.е. он с водой не реагирует):



3) Уравнение описывает гидролиз растворимого сульфида, образованного сильным основанием (щёлочью), например:

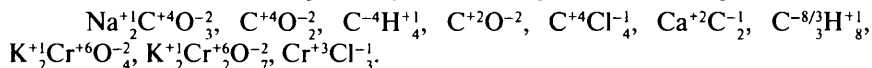


8.12. При смешивании растворов, содержащих и анион слабой кислоты, и катион слабого основания, гидролиз протекает не по первой стадии, а до конца, до образования кислоты и основания. Это объясняется тем, что образующие при гидролизе ионы H^+ и OH^- будут взаимодействовать друг с другом и среда остаётся близкой к нейтральной.

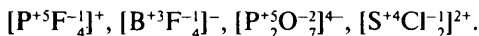


9. Окислительно-восстановительные процессы

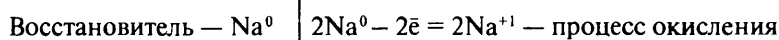
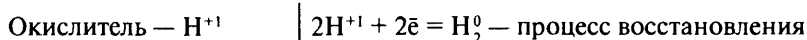
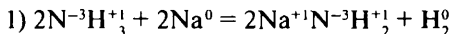
9.1. Степень окисления — формальный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все электронные пары полностью смещены в сторону атомов с большей электроотрицательностью, т. е. связи ионные. Степень окисления атомов в соединениях определяют исходя из условия электронейтральности: сумма положительных зарядов всех атомов должна быть равна сумме всех отрицательных зарядов.

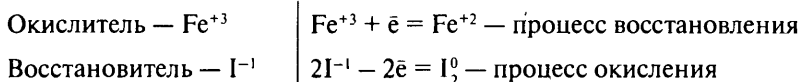
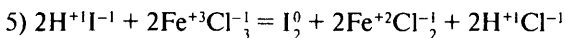
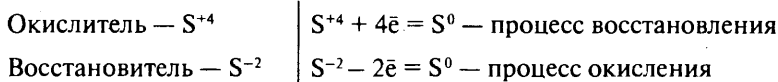
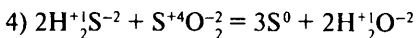
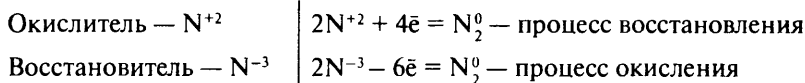
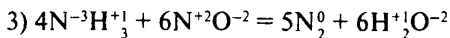
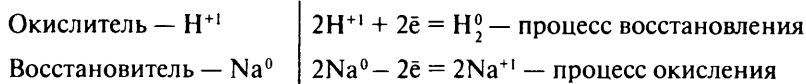
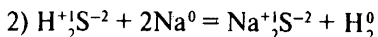


9.2. Степень окисления атомов в ионах определяют исходя из условия сохранения зарядов: сумма положительных зарядов всех атомов и сумма отрицательных зарядов должны быть равны заряду иона.

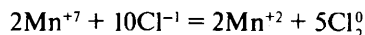
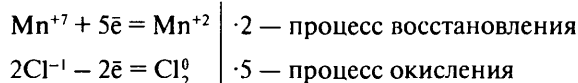


9.3. Окислитель принимает электроны, восстанавливается (процесс восстановления) и уменьшает степень окисления. Восстановитель отдаёт электроны, окисляется (процесс окисления) и увеличивает степень окисления.





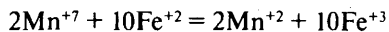
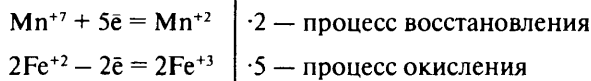
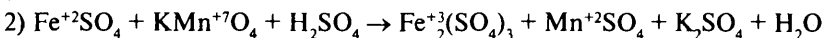
9.4.



Mn^{+7} ($\text{KMn}^{+7} \text{O}_4$) — окислитель,

Cl^{-1} (HCl^{-1}) — восстановитель.

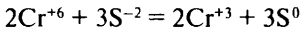
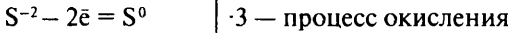
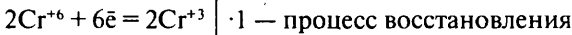
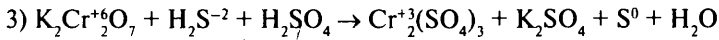
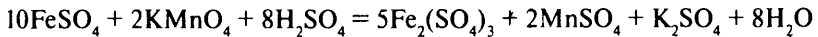
Молекулярное уравнение:



Mn^{+7} ($\text{KMn}^{+7} \text{O}_4$) — окислитель,

Fe^{+2} ($\text{Fe}^{+2} \text{SO}_4$) — восстановитель.

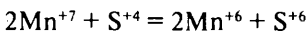
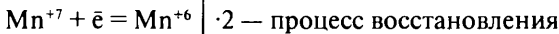
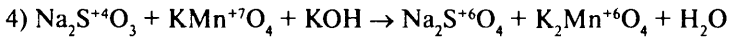
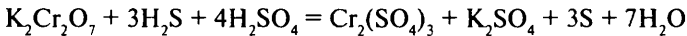
Молекулярное уравнение:



Cr^{+6} ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) — окислитель,

S^{-2} (H_2S^{-2}) — восстановитель.

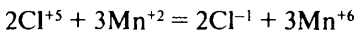
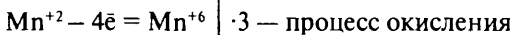
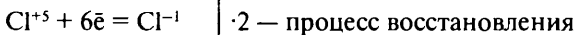
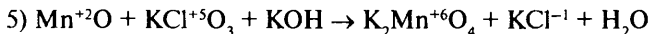
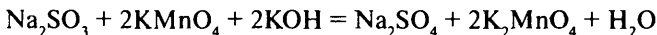
Молекулярное уравнение:



Mn^{+7} ($\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$) — окислитель,

S^{+4} ($\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$) — восстановитель.

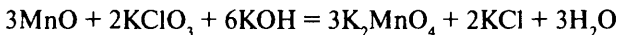
Молекулярное уравнение:



Cl^{+5} ($\text{KCl}^{+5}\text{O}_3$) — окислитель,

Mn^{+2} (Mn^{+2}O) — восстановитель.

Молекулярное уравнение:



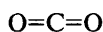
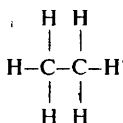
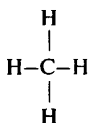
9.5. Степень окисления — формальный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи ионные.

Валентность — число химических связей, которые образует атом. Валентность не имеет знака, для определения валентности необходимо составлять структурные формулы.

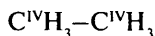
1) Степени окисления:



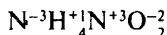
Структурные формулы:



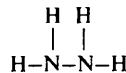
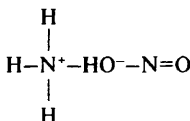
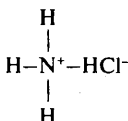
Валентности:



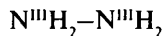
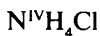
2) Степени окисления:



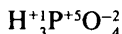
Структурные формулы:



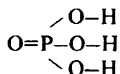
Валентности:



3) Степени окисления:



Структурные формулы:



Валентности:

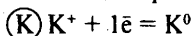


9.6. 1) При плавлении сначала происходит диссоциация соли:

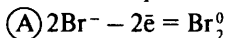


Под действием тока ионы движутся направленно: катионы калия K^+ к катоду, анионы брома Br^- — к аноду.

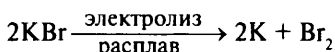
На катоде протекает восстановление катионов:



На аноде протекает процесс окисления анионов:



Количество отданных и принятых при электролизе электронов должно быть одинаковым. Суммарное уравнение электролиза расплава соли:



2) Водный раствор хлорида натрия с графитовыми электродами.

Последовательность восстановления катионов на катоде определяется электродным потенциалом металла (положением в ряду активности) и находится по схеме 1:

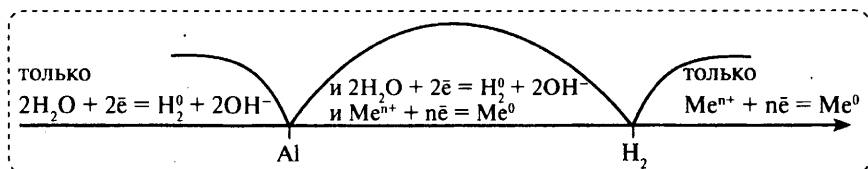


Схема 1. Катодные процессы при электролизе

а) Катионы металлов, имеющих положительное значение электродного потенциала (находящиеся в ряду напряжений правее водорода), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.

б) Катионы металлов, имеющих малое значение электродного потенциала (металлы, находящиеся в ряду напряжений левее алюминия и сам алюминий), не восстанавливаются на катоде, вместо них восстанавливаются катионы водорода из молекулы воды.

в) Катионы металлов, имеющих значение электродного потенциала больше, чем у алюминия, но меньше, чем у водорода, при электролизе восстанавливаются на катоде одновременно с ионами водорода из молекул воды.

Окисление анионов на аноде определяется лёгкостью отдачи электронов и находится по схеме 2:

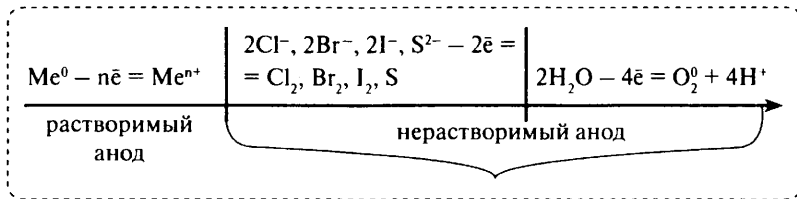
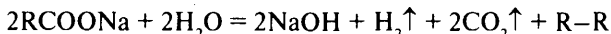


Схема 2. Последовательность анодных процессов при электролизе

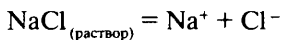
Анионы бескислородных кислот (кроме F^-) окисляются на инертном (нерастворимом) аноде. При электролизе солей, содержащих анионы кислородсодержащих кислот, а также фторидов на аноде протекает окисление кислорода из молекул воды.

Электролиз растворов солей карбоновых кислот описывается уравнением



Алгоритм составления уравнений, описывающих процессы, происходящие при электролизе:

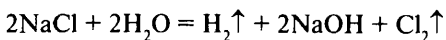
- 1) составить уравнение диссоциации;
- 2) определить частицы, которые будут находиться около катода;
- 3) определить, какие частицы будут восстанавливаться на катоде, и записать уравнения реакций восстановления;
- 4) определить, из какого материала сделан анод и какие частицы будут находиться около анода;
- 5) определить, какой процесс будет протекать на аноде, и записать его уравнение;
- 6) составить молекулярное уравнение процесса.

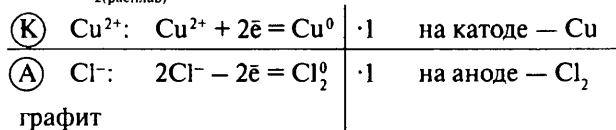
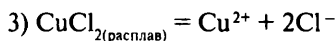


Ⓚ	Na^+ :		на катоде выделяется H_2
	H_2O : $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	·1	в растворе накапливается NaOH
Ⓐ	Cl^- : $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2^0$	·1	на аноде выделяется Cl_2

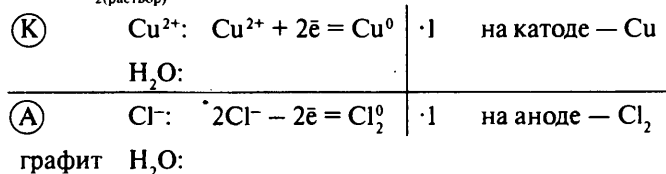
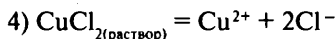
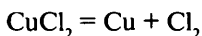
графит

Молекулярное уравнение электролиза:

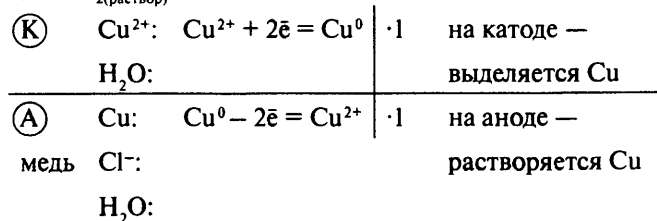
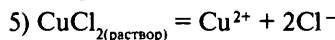
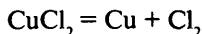




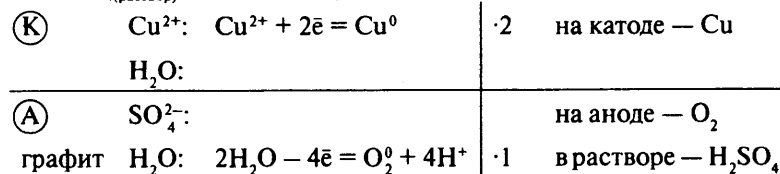
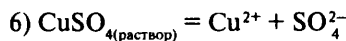
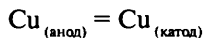
Молекулярное уравнение электролиза:



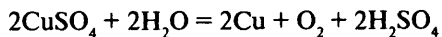
Молекулярное уравнение электролиза:

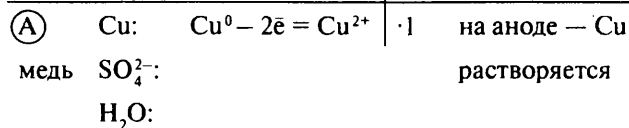
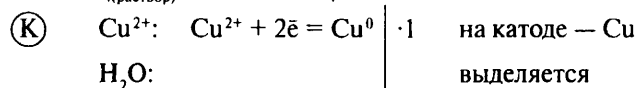
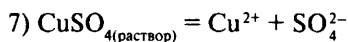


Молекулярное уравнение электролиза:

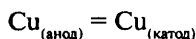


Молекулярное уравнение электролиза:

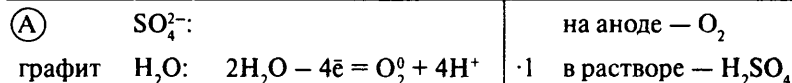
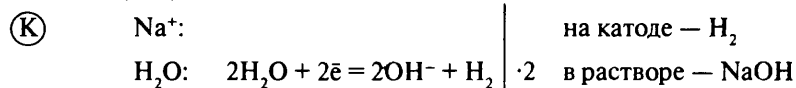
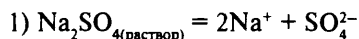




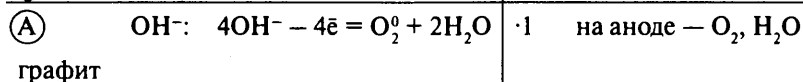
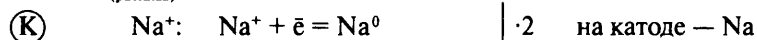
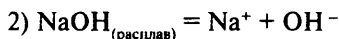
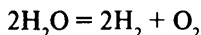
Молекулярное уравнение электролиза:



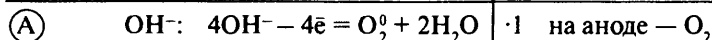
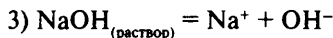
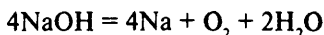
9.7.



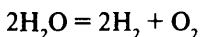
Молекулярное уравнение электролиза:

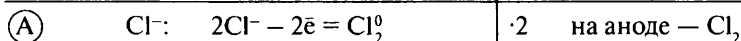
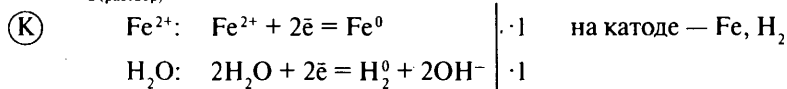
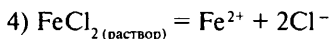


Молекулярное уравнение электролиза:



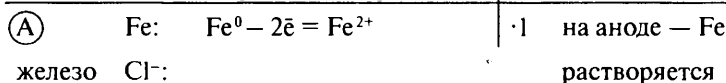
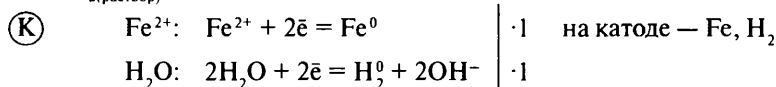
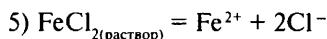
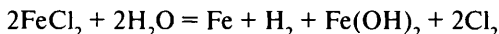
Молекулярное уравнение электролиза:



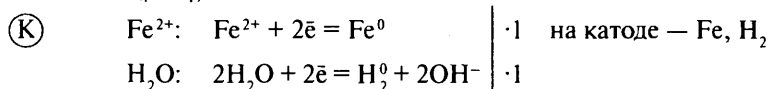


графит H₂O:

Молекулярное уравнение электролиза:

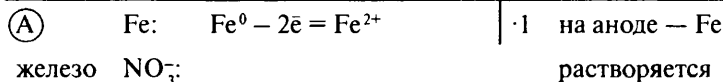
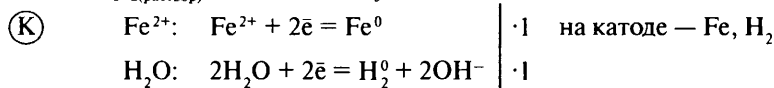
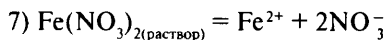
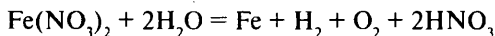


H₂O:



графит H₂O: 2H₂O - 4ē = O₂⁰ + 4H⁺ ·1 в растворе — HNO₃

Молекулярное уравнение электролиза:

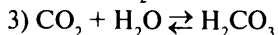
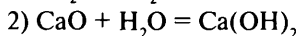
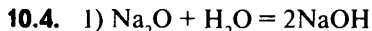


H₂O:

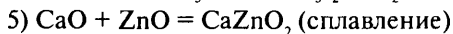
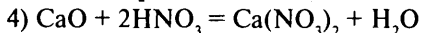
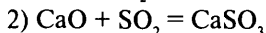
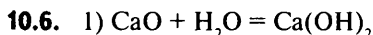
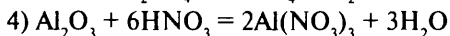
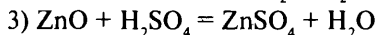
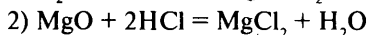
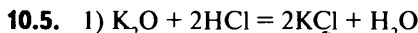
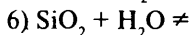
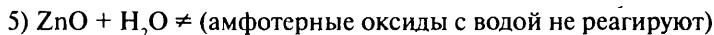
10. Основы классификации и химические свойства основных классов неорганических веществ

- 10.1.** 1) CO — оксид углерода(II) (угарный газ), несолеобразующий оксид;
- 2) SO_2 — оксид серы(IV) (сернистый газ, сернистый ангидрид), кислотный оксид, соответствующий сернистой кислоте H_2SO_3 (кислота средней силы, скорее слабая);
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция (гашёная известь), основной гидроксид (растворимое основание, щёлочь);
- 4) HNO_3 — азотная кислота, сильная кислородсодержащая одноосновная кислота;
- 5) Na_2CO_3 — карбонат натрия (кальцинированная сода), средняя соль, образована сильным основанием NaOH и слабой двухосновной кислотой H_2CO_3 ;
- 6) SO_3 — оксид серы(VI) (серный ангидрид), кислотный оксид, соответствующий сильной двухосновной серной кислоте H_2SO_4 ;
- 7) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа(III), амфотерный гидроксид;
- 8) H_2SiO_3 — кремниевая (метакремниевая) кислота, слабая двухосновная нерастворимая кислородсодержащая кислота;
- 9) KCl — хлорид калия, средняя соль, образована сильным основанием (щёлочью) KOH и сильной одноосновной бескислородной кислотой HCl ;
- 10) NH_4I — йодид аммония, средняя соль, образована слабым основанием NH_4OH и сильной йодоводородной кислотой HI .
- 10.2.** 1) Перманганат калия — KMnO_4 , средняя соль;
- 2) гидроксид хрома(III) — $\text{Cr}(\text{OH})_3$, амфотерный гидроксид;
- 3) оксид азота(II) — NO , несолеобразующий оксид;
- 4) гидросульфат натрия — NaHSO_4 , соль кислая;
- 5) гидроксид калия — KOH , растворимый гидроксид, щёлочь, основание;
- 6) сернистый газ — SO_2 , кислотный оксид;
- 7) гидрокарбонат натрия — NaHCO_3 , соль кислая;
- 8) оксид цинка — ZnO , оксид амфотерный;
- 9) сульфид железа(II) — FeS , соль средняя;
- 10) сульфит натрия — Na_2SO_3 , соль средняя.
- 10.3.** 1) Дигидрофосфат кальция — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, соль кислая;
- 2) манганат калия — K_2MnO_4 , соль средняя;
- 3) гипохлорит кальция — $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, соль средняя;

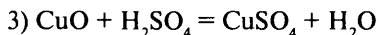
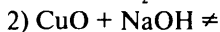
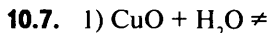
- 4) хлорат натрия — NaClO_3 , соль средняя;
- 5) гидроксохлорид магния — MgOHCl , соль основная;
- 6) карбонат кальция — CaCO_3 , соль средняя;
- 7) гидрофосфат магния — MgHPO_4 , соль кислая;
- 8) гидросульфид натрия — NaHS , соль кислая;
- 9) нитрат железа(III) — $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, соль средняя;
- 10) гидроксокарбонат меди(II) — $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, соль основная.



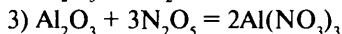
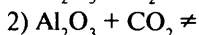
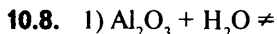
4) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$ (нерастворимые гидроксиды не могут быть получены при взаимодействии оксида и воды)



7) $\text{CaO} + \text{AlCl}_3 \neq$ (основные оксиды не реагируют с солями бескислородных кислот)



4) $\text{CuO} + \text{K}_2\text{CO}_3 \neq$ (основные оксиды не реагируют с солями кислородсодержащих кислот)



- 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{O} = 2\text{KAlO}_2$ (сплавление).
- 6) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{тв.})} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (сплавление)
- 7) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH}_{(\text{р-р})} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ или
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
- 8) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{тв.})} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$ (сплавление)
- 9) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KCl} \neq$
- 10) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{MgSO}_4 \neq$

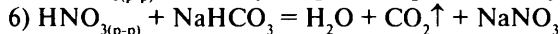
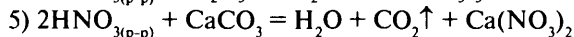
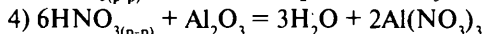
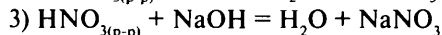
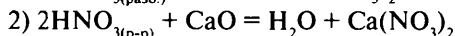
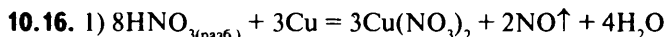
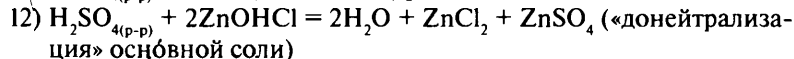
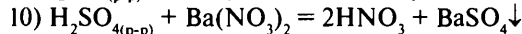
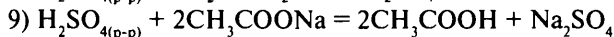
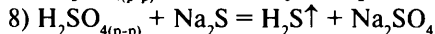
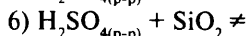
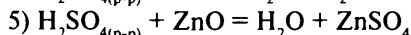
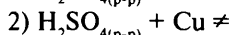
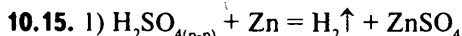
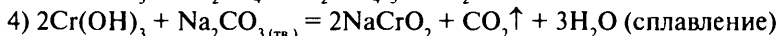
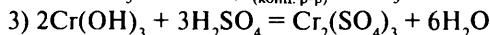
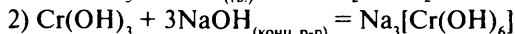
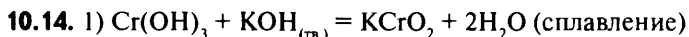
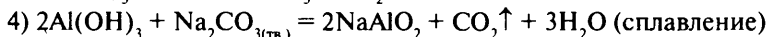
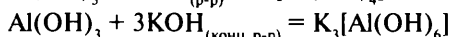
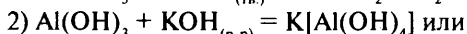
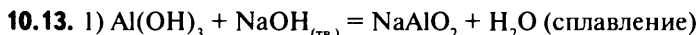
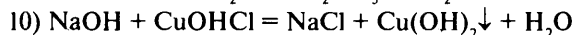
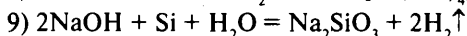
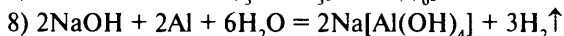
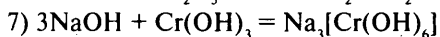
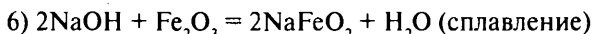
- 10.9.**
- 1) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
 - 2) $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - 3) $\text{SO}_3 + \text{NO}_2 \neq$
 - 4) $\text{SO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

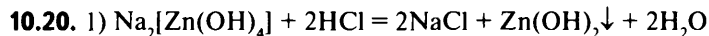
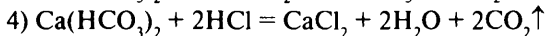
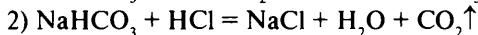
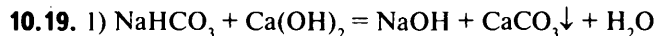
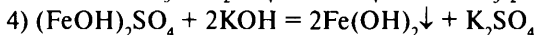
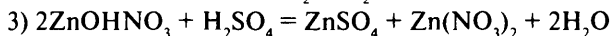
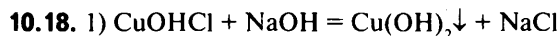
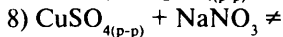
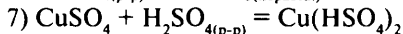
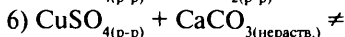
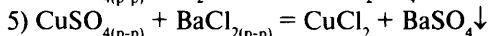
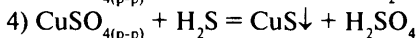
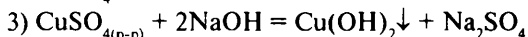
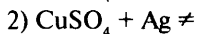
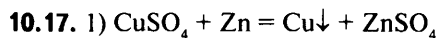
- 10.10.**
- 1) $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$
 - 2) $\text{CO}_2 + \text{NaCl} \neq$
 - 3) $\text{CO}_2 + \text{AgNO}_3 \neq$
 - 4) $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ и, если CO_2 в избытке,
 $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$
 - 5) $\text{CO}_2 + \text{ZnO} = \text{ZnCO}_3$

10.11. Оксид углерода(II) CO — несолеобразующий оксид (угарный газ). Не реагирует с кислотами, щелочами, оксидами, солями при обычных условиях. При высоких температурах проявляет свойства восстановителя, вступая в реакции с кислородом, хлором, оксидами малоактивных металлов, щёлочью.

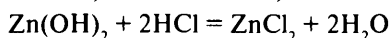
- 1) $\text{CO} + \text{NaOH} = \text{HCOONa}$ (t° , давление)
- 2) $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$
- 3) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
- 4) $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$ (t° , давление, катализатор)
- 5) $3\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{CO}_2 + 2\text{Fe}$ (t°)

- 10.12.**
- 1) $6\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (или NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4)
 - 2) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_{4(\text{р-р})} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
 - 4) $\text{NaOH} + \text{FeS} \neq$ (FeS — нерастворимое вещество)
 - 5) $2\text{NaOH} + 2\text{KHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 («донеитрализация» кислой соли)

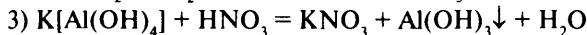
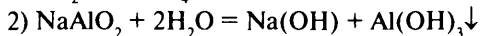
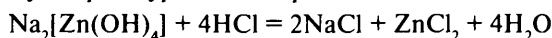




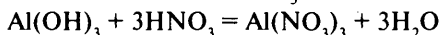
и далее, в избытке HCl,



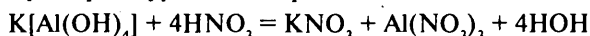
Суммарное уравнение процесса:



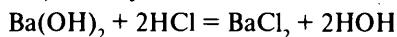
и далее, в избытке HNO₃,



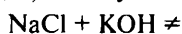
Суммарное уравнение процесса:



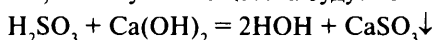
10.21. 1) нет, потому что вещества взаимодействуют:



2) да, потому что вещества не могут взаимодействовать:



3) нет, потому что вещества будут взаимодействовать:



10.22. При нагревании разлагаются: нерастворимые основные и амфотерные гидроксиды с образованием оксида металла и воды; кислородсодержащие кислоты с образованием кислотного оксида и воды; азотная кислота с образованием бурого газа, кислорода и воды; продукты разложения нитратов определяются природой катиона, входящего в состав соли; гидрокарбонаты разлагаются с образованием карбоната, выделением углекислого газа и воды; кристаллогидраты при нагревании образуют безводную соль; соли кислородсодержащих кислот разлагаются при высоких температурах на соответствующие оксиды.

- 1) $\text{NaOH} \neq$ (плавится без разложения)
- 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$
- 6) $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 7) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \uparrow (450^\circ\text{C})$
- 8) $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{NaCl} \neq$ (плавится без разложения)
- 10) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \neq$ (плавится без разложения)

- 10.23.**
- 1) $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 - 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 - 3) $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
 - 4) $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 \uparrow + 3\text{O}_2 \uparrow$
 - 5) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
 - 6) $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
 - 7) $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl} \uparrow$
 - 8) $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 9) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 10) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 \uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
 - 11) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ и, при более высокой температуре, $\text{CuSO}_4 = \text{CuO} + \text{SO}_3$

РАЗДЕЛ II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

НЕМЕТАЛЛЫ. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Типичные **неметаллы** — это элементы, для атомов которых характерна способность к присоединению электронов.

К неметаллам относятся элементы, которые находятся в главных подгруппах выше условной линии «бор — астат».

Особенности строения атомов неметаллов

1. На внешнем энергетическом уровне находятся 4–8 электронов (исключения — водород (1 электрон), бор (3 электрона), гелий (2 электрона)).

2. Относятся к *p*-элементам (кроме H, He).

3. Имеют меньший, чем металлы, находящиеся в этом же периоде, радиус атомов.

4. Атомы типичных неметаллов характеризуются высокой электроотрицательностью.

Изменение неметаллических свойств

1. По периоду слева направо радиус атома уменьшается, в результате электроотрицательность увеличивается и неметаллические свойства усиливаются.

2. В главной подгруппе сверху вниз радиус атома увеличивается, в результате электроотрицательность уменьшается и неметаллическая активность уменьшается, окислительные свойства ослабевают (усиливается проявление восстановительных, металлических свойств).

Физические свойства и особенности строения простых веществ-неметаллов

1. Агрегатное состояние: твёрдые (углерод С, кремний Si, фосфор Р, сера S, йод I₂), жидкие (бром Br₂), газы (остальные неметаллы).

2. Связь ковалентная неполярная.

3. Кристаллическая решётка:

а) атомная (алмаз, графит, кремний, бор), твёрдые вещества, имеют высокие температуры плавления;

б) молекулярная: газы (азот N₂, кислород O₂, озон O₃, фтор F₂, хлор Cl₂, инертные газы), бром Br₂, йод I₂, сера S₈, белый фосфор P₄. В твёрдом состоянии вещества с молекулярным строением хрупкие и имеют низкие температуры плавления и кипения.

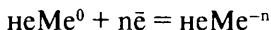
4. Плохо проводят электричество (исключение — графит) и тепло, причина — отсутствие свободных электронов в кристаллической решётке этих веществ.

5. Для неметаллов характерно явление аллотропии — образования одним элементом нескольких простых веществ, имеющих различный состав (O₂ и O₃) или различное строение (для углерода — алмаз, графит, карбин и фуллерен; белый и красный фосфор; сера кристаллическая (ромбическая и моноклинная) и сера пластическая и аллотропные модификации для других веществ).

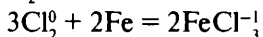
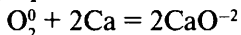
Химические свойства неметаллов

Неметаллы могут реагировать с металлами, кислородом, водородом и другими неметаллами, а также со сложными веществами, проявляя свойства как окислителей, так и восстановителей в зависимости от природы веществ, участвующих в реакции. Для некоторых неметаллов возможны реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления).

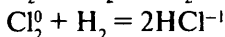
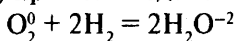
Неметаллы могут быть **окислителями**, принимая недостающие до устойчивого восьмизлектронного строения внешнего электронного уровня электроны и переходя в низшую (отрицательную) степень окисления:



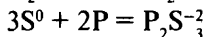
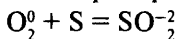
1) при взаимодействии с металлами:



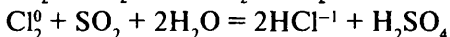
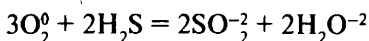
2) при взаимодействии с водородом:



3) при взаимодействии с неметаллами, имеющими меньшее значение электроотрицательности:

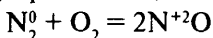


4) при взаимодействии со сложными веществами — «горение веществ» в кислороде, хлоре, фторе как наиболее сильных окислителях:

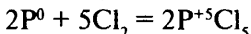


Неметаллы могут быть **восстановителями**, отдавая электроны и переходя в положительные степени окисления:

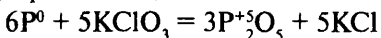
1) при взаимодействии с кислородом:



2) при взаимодействии с неметаллами с большей электроотрицательностью (с более активными неметаллами):



3) при взаимодействии со сложными веществами-окислителями:



Наиболее сильными восстановителями, которые используются в промышленности, среди неметаллов являются водород и углерод.

1 | Водород

Общая характеристика элемента

Элемент водород, знак H, находится в главной подгруппе I группы (группа IA) 1-го периода.

Строение атома ${}^1_1\text{H}$, 1р, 0п, 1ē.

Электронная формула: $1s^1$.

Электронно-графическая формула: $\boxed{\uparrow}$

Степени окисления:

- высшая H^{+1} (H_2O , HCl , ...);
- низшая H^{-1} (гидриды щелочных и щёлочно-земельных металлов NaN , CaH_2 ...).

Имеет 3 изотопа: 1_1H протий, $^2_1H(D)$ дейтерий, $^3_1H(T)$ тритий.

Нахождение в природе

Водорода на Земле 0,8% (по массе), в космосе — самый распространённый элемент.

Элемент водород находится на Земле

- 1) в составе простого вещества H_2 (в вулканических газах);
- 2) в составе сложных веществ:
 - а) неорганических — H_2O , минералы;
 - б) органических — нефть, газ, уголь, живые организмы (жиры, белки, углеводы...).

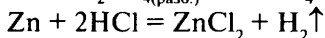
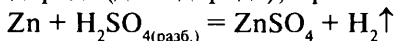
Физические свойства

Водород H_2 — газ без цвета, запаха, нерастворим в H_2O , легче воздуха, температура кипения $-259^\circ C$.

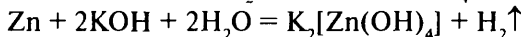
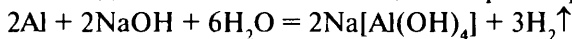
Получение

А) В лаборатории

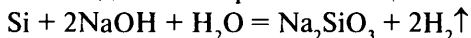
- 1) Взаимодействие металлов, находящихся в ряду активности левее водорода (до водорода), с разбавленной H_2SO_4 или HCl :



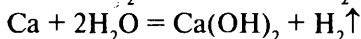
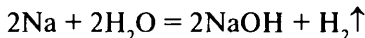
- 2) Взаимодействие алюминия и цинка с растворами щелочей:



- 3) Взаимодействие кремния со щелочами:

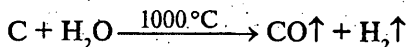


- 4) Взаимодействие щелочных и щёлочно-земельных металлов с H_2O :

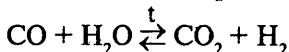


Б) В промышленности

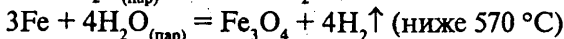
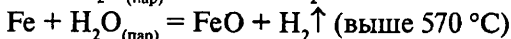
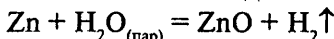
1) Пропускание паров воды над раскалённым углём при 1000 °С:



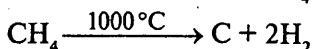
«Водяной газ» очищают от угарного газа CO, пропуская при 450 °С над катализатором Fe₂O₃:



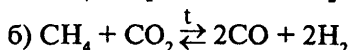
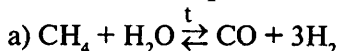
2) Восстановление водяного пара металлами (Fe, Zn, Mg...):



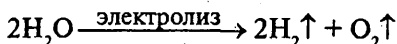
3) Разложение метана CH₄:



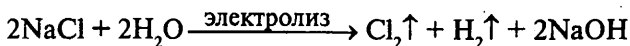
4) Реакции «конверсии» метана:



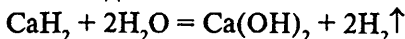
5) Электролиз воды и водных растворов щелочей:



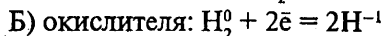
Электролиз водных растворов хлоридов щелочных металлов:



6) Взаимодействие гидридов щелочных и щёлочно-земельных металлов с водой:

**Химические свойства**

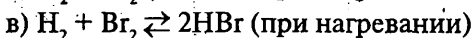
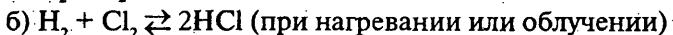
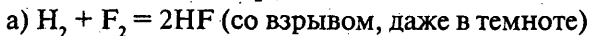
Водород H₂ проявляет свойства

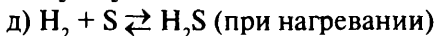
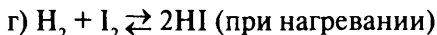


Однако для него наиболее характерны свойства восстановителя.

А) Водород как восстановитель

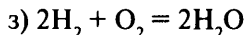
1) Взаимодействие с простыми веществами-неметаллами:





е) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ (при высоких температуре и давлении, катализатор — железо или платина)

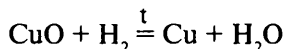
ж) $2\text{H}_2 + \text{C} \rightleftharpoons \text{CH}_4$ (температура, давление, катализатор — никель)



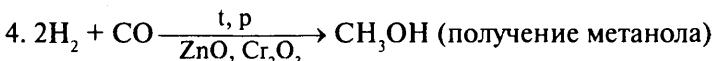
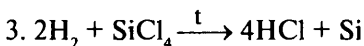
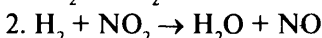
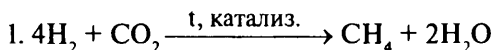
(смесь 2 объёмов водорода и 1 объёма кислорода называется *гремучим газом*).

2) Взаимодействие со сложными неорганическими веществами:

а) восстановление оксидов металлов, расположенных в ряду активности правее цинка:

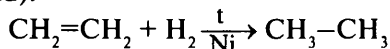


б) взаимодействие с соединениями неметаллов:

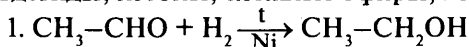


3) Взаимодействие с органическими веществами:

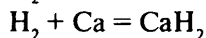
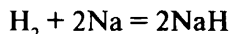
а) гидрирование непредельных соединений (алкенов, алкинов, жиров):



б) восстановление функциональных производных углеводов (альдегиды, кетоны, сложные эфиры, нитросоединения):



Б) **Водород как окислитель** взаимодействует при нагревании со щелочными и щёлочно-земельными металлами с образованием гидридов металлов:



Применение водорода

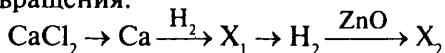
Водород H_2 применяется в качестве экологически чистого топлива, для сварки и резки металлов, для получения металлов, аммиака NH_3 , метанола CH_3OH , хлороводорода HCl , гидрирования жидких жиров (в производстве маргарина).

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 1: ВОДОРОД

- 1.1. Приведите общую характеристику водорода по Периодической системе.
- 1.2. Составьте уравнения реакций получения водорода при взаимодействии веществ, укажите условия проведения реакций между:
 - 1) цинком и разбавленной серной кислотой;
 - 2) железом и соляной кислотой;
 - 3) кальцием и водой;
 - 4) алюминием и раствором едкого натра;
 - 5) кремнием и раствором гидроксида натрия;
 - 6) гидридом кальция и водой.
- 1.3. Составьте уравнения реакций получения водорода при взаимодействии веществ или осуществлении процессов:
 - 1) железа и воды;
 - 2) углерода и воды;
 - 3) электролиза водного раствора хлорида натрия;
 - 4) электролиза водного раствора гидроксида натрия;
 - 5) крекинга метана;
 - 6) цинка и раствора гидроксида натрия.
- 1.4. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, укажите условия проведения реакций между:
 - 1) водородом и кислородом;
 - 2) водородом и хлором;
 - 3) водородом и азотом;
 - 4) водородом и фосфором.
- 1.5. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, укажите условия проведения реакций между:
 - 1) водородом и натрием;
 - 2) водородом и железом;

- 3) водородом и оксидом железа(III);
- 4) водородом и угарным газом (получение метанола);
- 5) водородом и кремнием.

1.6. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



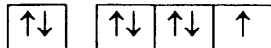
ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VII ГРУППЫ

2 | Галогены и их свойства

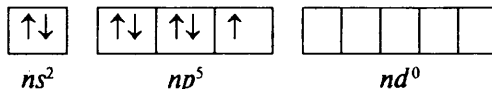
Элементы F, Cl, Br, I и At находятся в главной подгруппе VII группы (VIIA группа).

Строение внешнего электронного слоя

а) F $2s^2 2p^5$



б) Cl, Br, I $ns^2 np^5 (nd^0)$.



В основном состоянии атомы имеют по 1 неспаренному электрону.

Все галогены — сильные окислители.

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;
- 3) окислительные свойства простых веществ уменьшаются от фтора F_2 к йоду I_2 ;
- 4) восстановительные свойства анионов (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) увеличиваются от фторидов F^- к йодидам I^- ;
- 5) сверху вниз повышаются температуры плавления и кипения: фтор — газ желтоватого цвета (температура кипения -188°C); хлор Cl_2 — газ жёлто-зелёного цвета (-34°C) с резким запахом; бром Br_2 — зловонная жидкость красно-бурого цвета ($+59^\circ\text{C}$); йод I_2 — чёрные

кристаллы с металлическим блеском, из водных растворов выпадает в виде бурого осадка, способен возгоняться (испаряется без плавления, непосредственно переходя из твёрдого состояния в газообразное) с образованием паров тёмно-фиолетового цвета;

б) все галогены имеют молекулярную кристаллическую решётку и ядовиты; токсичность уменьшается от фтора к йоду.

В низшей степени окисления, Э^{-1} , образуют летучие водородные соединения HF , HCl , HBr , HI , водные растворы которых являются кислотами. Сила кислот возрастает от HF (кислота средней силы) к HI .

В высшей степени окисления (возможна для хлора, брома и йода за счёт возбуждения и переноса p - и s -электронов внешнего слоя на d -подуровень), Э^{+7} , образуют высшие оксиды $\text{Э}_2\text{O}_7$ и соответствующие им кислоты HClO_4 , HBrO_4 , HIO_4 , сила которых от хлора к йоду уменьшается. Фтор, самый электроотрицательный в Периодической системе элемент, имеет в соединениях единственную степень окисления (F^{-1}), кислородсодержащих кислот фтор не образует.

Хлор

Общая характеристика элемента

Элемент хлор, знак Cl , находится в главной подгруппе VII группы (VIIA группа) 3-го периода.

Строение атома: ${}_{17}^{35}\text{Cl}({}_{2e})_{8e})_{7e}$, 17p, 18n, 17ē.

Электронная формула: ${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Электронно-графическая формула:

${}_{17}\text{Cl}$	3	↑↓	↑↓	↑↓	↑						
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<i>d</i>					
	1	↑↓	<i>p</i>								
	<i>n</i>	<i>s</i>									

Степени окисления:

- низшая: Cl^{-1} , летучее водородное соединение HCl (в водном растворе — сильная кислота) и её соли — хлориды;
- высшая: Cl^{+7} , высший оксид Cl_2O_7 и кислота HClO_4 ;
- промежуточные: Cl^{+1} , Cl^{+3} , Cl^{+5} .

Нахождение в природе

Элемент хлор Cl в природе находится:

1) в составе простого вещества Cl₂ (практически не встречается, только в вулканических газах);

2) в составе сложных веществ — солей соляной кислоты, например в составе природных вод и минералов:

NaCl — хлорид натрия (поваренная соль, каменная соль);

NaCl · KCl — сильвинит;

KCl · MgCl₂ · 6H₂O — карналлит;

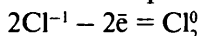
KCl · MgSO₄ · 3H₂O — каинит и некоторые другие.

Физические свойства

Хлор Cl₂ — ядовитый газ жёлто-зелёного цвета с резким запахом, тяжелее воздуха, растворим в воде, легко переходит в жидкое состояние (температура кипения —34 °С). Транспортируется в баллонах или цистернах при давлении 6 атм.

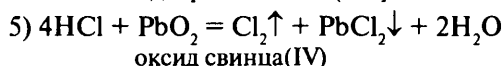
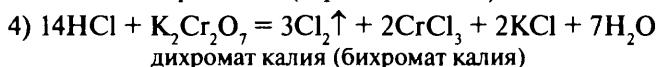
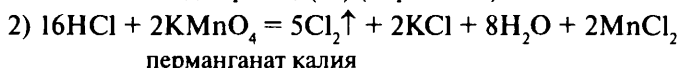
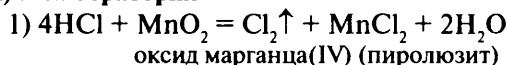
Получение

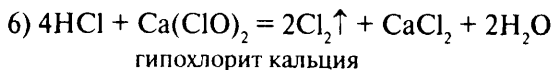
Так как хлор в природе находится только в составе соединений в виде хлорид-ионов Cl⁻, то все способы получения свободного хлора основаны на реакции их окисления:



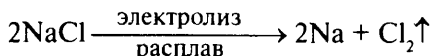
В качестве окислителей можно использовать пиролюзит (оксид марганца(IV)) MnO₂, перманганат калия KMnO₄, дихромат калия K₂Cr₂O₇, хлорат калия KClO₃, гипохлорит кальция Ca(ClO)₂, оксид свинца(IV) PbO₂, HNO_{3(конц.)}, электрический ток (электролиз).

А) В лаборатории

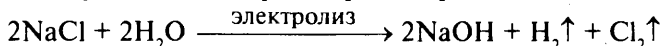


**Б) В промышленности**

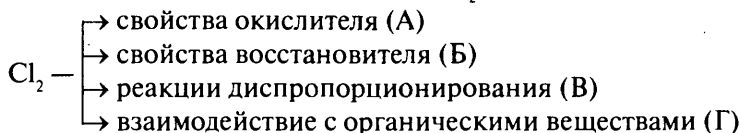
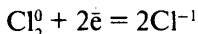
1) Электролиз расплава хлоридов:



2) Электролиз водных растворов хлоридов:

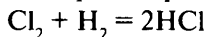


Для того чтобы исключить взаимодействие выделяющегося на аноде хлора Cl_2 с образующейся около катода щёлочью, электролиз проводят с диафрагмой (пористая перегородка), разделяющей катодное и анодное пространства.

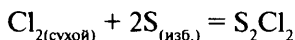
Химические свойстваОбщая схема химических свойств Cl_2 :**А) Свойства окислителя**

1) Взаимодействие с неметаллами:

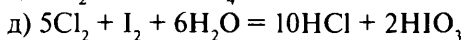
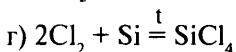
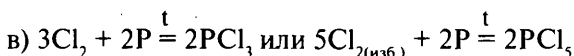
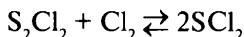
а) взаимодействие водорода H_2 с хлором Cl_2 протекает по свободно-радикальному механизму; возможно как горение H_2 в Cl_2 (при получении хлороводорода HCl), так и взрыв смеси при облучении:



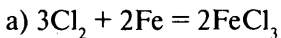
б) Хлористую серу S_2Cl_2 получают в больших масштабах прямым действием сухого хлора на избыток серы:



Дихлорид серы образуется при пропускании хлора в S_2Cl_2 по обратимой реакции:

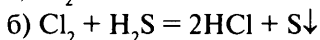
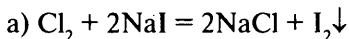


2) Взаимодействие с металлами — горение металлов в хлоре:

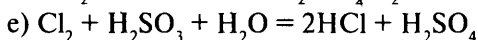
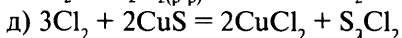
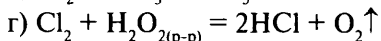
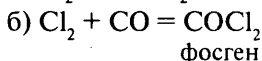


3) Взаимодействие со сложными неорганическими веществами:

1. вытеснение менее активных неметаллов из соединений:

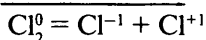
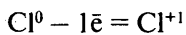
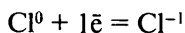
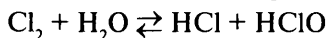


2. окисление соединений, содержащих элемент в промежуточной или низшей степенях окисления:



Б) Реакции диспропорционирования

1) Взаимодействие хлора Cl_2 с водой:



Раствор хлора в воде называется хлорной водой. В растворе существует равновесие между молекулярным хлором и двумя кислотами — сильной соляной кислотой HCl и слабой неустойчивой хлорноватистой кислотой HClO . HClO при нагревании или облучении (освещении) разлагается с выделением атомарного кислорода, который обладает очень высокой окислительной активностью:



2) Взаимодействие с растворами щелочей:

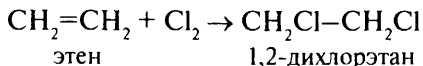


* Хлорная известь представляет собой смешанную соль — хлорид гипохлорит кальция CaOCl_2 .

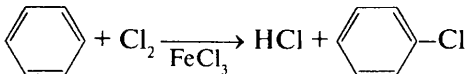
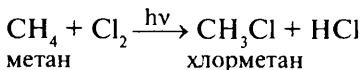


В) Взаимодействие с органическими веществами

1) Присоединение по кратным связям:



2) Замещение атома водорода в углеводородных радикалах:



3) Горение органических веществ в хлоре с образованием углерода (сажи) и хлороводорода.

Применение

Газообразный хлор применяют для получения хлороводорода, хлорной извести, других галогенов; дезинфекции воды и отбеливания тканей и бумаги; в органическом синтезе для получения полимеров (поливинилхлорид, хлоропреновый каучук), растворителей, пестицидов и других веществ.

Хлороводород и соляная кислота.

Соли соляной кислоты

Физические свойства

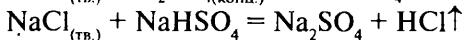
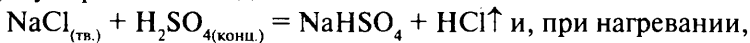
Хлороводород HCl — ядовитый бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха, очень хорошо растворим в воде. Температура кипения равна -84°C , температура плавления — -112°C .

Соляная, или хлороводородная, кислота — раствор хлороводорода в воде. Концентрированная соляная кислота ($\approx 37\%$) — бесцветная жидкость с резким запахом, «дымит» на воздухе.

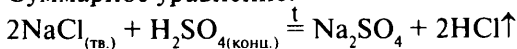
Получение

Соляную кислоту получают, растворяя хлороводород в воде.

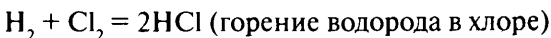
1) Сульфатный метод:



Суммарное уравнение:

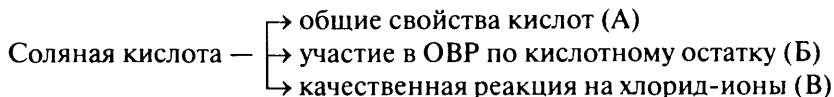


2) Синтетический метод:



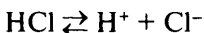
Химические свойства

Общая схема химических свойств соляной кислоты:

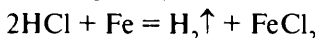


А) Общие свойства кислот

1) Диссоциация и окрашивание индикаторов:

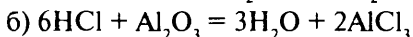
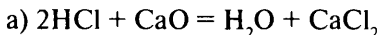


2) Взаимодействие с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода (окислитель H^+):

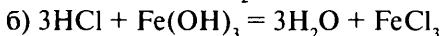
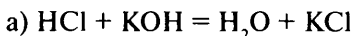


Важно! Соляная кислота в любой концентрации взаимодействует с металлами с выделением водорода, поэтому она реагирует только с металлами, расположенными в ряду активности до водорода.

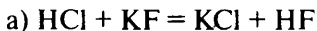
3) Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:



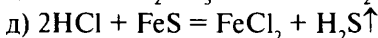
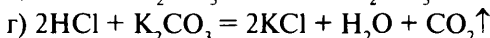
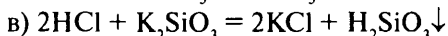
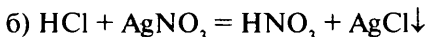
4) Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами:



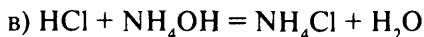
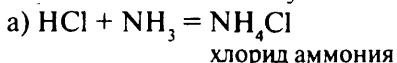
5) Взаимодействие с солями, если образуются слабый электролит, газ или осадок, т. е. соблюдаются условия протекания реакций ионного обмена:



слабый электролит



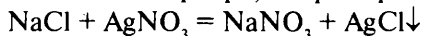
б) Взаимодействие с NH_3 и гидроксидом аммония NH_4OH :



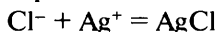
Б) Окислительно-восстановительные реакции по кислотному остатку

Хлорид-ионы Cl^- проявляют свойства восстановителя (см. Способы получения хлора на с. 190).

В) Качественная реакция на соляную кислоту и её соли, т. е. на хлорид-ионы, — образование белого творожистого осадка AgCl , нерастворимого в азотной кислоте HNO_3 , при взаимодействии с растворимыми солями серебра, например:



Сокращённое ионное уравнение реакции:



Применение соляной кислоты и хлороводорода

Соляная кислота и хлороводород применяются для травления металлов, в медицине, для получения солей и других неорганических веществ, в органическом синтезе (получения винилхлорида, лекарств, растворителей и др.).

NaCl (каменная или поваренная соль) применяется для получения хлороводорода, натрия, хлора, едкого натра, водорода, в производстве соды, в пищевой промышленности и медицине.

KCl используется в качестве калийного удобрения.

ZnCl_2 применяется для пропитки древесины от гниения и при пайке металлов.

BaCl_2 используется для борьбы с вредителями растений.

CaCl_2 применяется в качестве осушителя и в медицине.

AlCl_3 — катализатор в органическом синтезе.

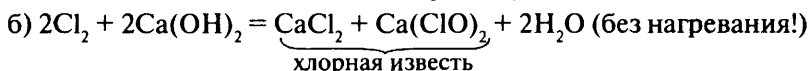
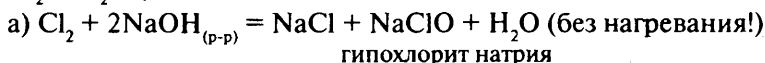
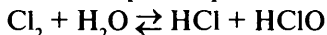
HgCl_2 (сулема) используется для протравливания семян, для дубления кожи и в органическом синтезе.

Кислородсодержащие соединения хлора

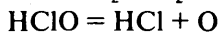
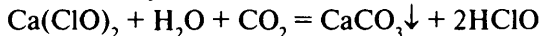
Оксид	Cl^{+1}_2O	$\text{Cl}^{+3}_2\text{O}_3$	$\text{Cl}^{+5}_2\text{O}_5$	$\text{Cl}^{+7}_2\text{O}_7$
Формула кислот	HClO	HClO_2	HClO_3	HClO_4
Название кислот	хлорноватистая	хлористая	хлорноватая	хлорная
Изменение свойств	<p style="text-align: center;"> $\xrightarrow{\text{усиление кислотных свойств}}$ $\xleftarrow{\text{усиление окислительных свойств}}$ $\xleftarrow{\text{уменьшение устойчивости}}$ </p>			
Пример соли	NaClO	NaClO_2	KClO_3	KClO_4
Название соли	гипохлорит натрия	хлорит натрия	хлорат калия	перхлорат калия

Некоторые свойства

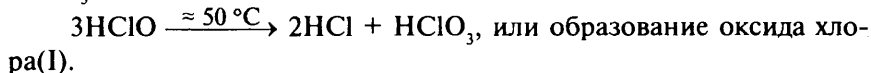
1) HClO — слабая кислота, неустойчива, существует только в растворе, сильный окислитель, соли образуются при пропускании хлора в холодные растворы щелочей:



Отбеливающее и дезинфицирующее действие солей объясняется разложением неустойчивой HClO :

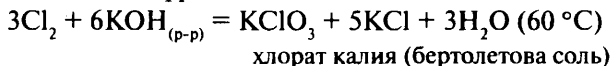


При нагревании возможно разложение HClO с образованием HClO_3 в результате диспропорционирования:



2) HClO_3 и хлораты.

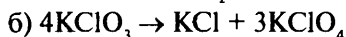
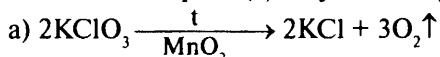
Хлораты получают при пропускании хлора Cl_2 в горячие (50–60 °С) растворы щелочей или при электролизе горячих растворов хлоридов без диафрагмы:



HClO_3 — сильная неустойчивая кислота, существует только в разбавленных растворах, в концентрированных растворах взрывается.

Хлораты — сильные окислители (см. Способы получения хлора на с. 190).

Хлораты при нагревании могут разлагаться по двум направлениям — внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции с выделением кислорода (а) и путём диспропорционирования (б):



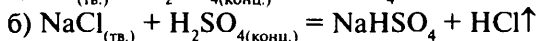
3) HClO_4 — сильная неорганическая кислота, в разбавленных растворах не проявляет окислительных свойств.

Особенности химических свойств галогенов и некоторых их соединений

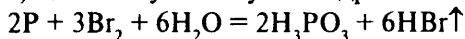
Галогеноводородные кислоты

HF — кислота средней силы, HCl , HBr и HI — сильные кислоты, сила кислот увеличивается от HCl к HI .

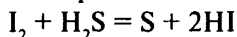
HF и HCl получают при взаимодействии твёрдых солей с концентрированной серной кислотой:



Так как HBr и HI окисляются концентрированной серной кислотой, то их получают путём гидролиза PBr_3 или PI_3 :



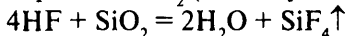
или при взаимодействии галогенов с сероводородом:



Качественные реакции на ионы Cl^- , Br^- , I^- — образование нерастворимых солей серебра: AgCl (белый творожистый осадок, нерастворимый в азотной кислоте), AgBr (творожистый осадок кремового

цвета) и AgI (творожистый осадок жёлтого цвета), AgF — растворимое в воде вещество.

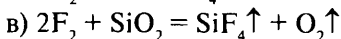
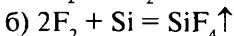
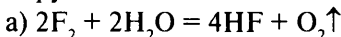
Особенность плавиковой кислоты HF — способность растворять оксид кремния SiO₂ (поэтому её нельзя хранить в стеклянной посуде).



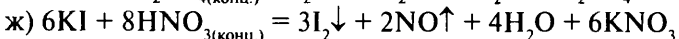
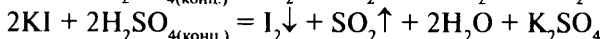
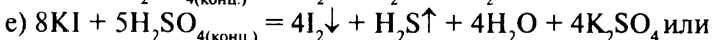
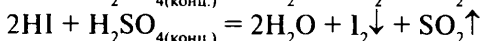
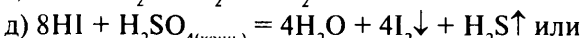
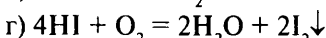
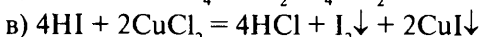
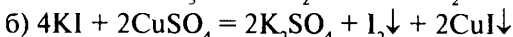
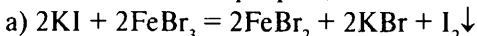
При электролизе растворов фторидов окисляются не фторид-ионы, а молекулы воды H₂O с выделением кислорода O₂.

Фтор

Фтор — очень сильный окислитель, окисляет воду (со взрывом), реагирует с металлами и неметаллами, растворяет SiO₂:



HI и йодиды являются сильными восстановителями, поэтому очень часто вместо обменных реакций происходят окислительно-восстановительные превращения:



(возможно образование NO₂)



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 2: ГАЛОГЕНЫ И ИХ СВОЙСТВА

2.1. Приведите общую характеристику галогенов по Периодической системе Д. И. Менделеева.

2.2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

1) оксида марганца(IV) с соляной кислотой;

2) подкисленного серной кислотой раствора перманганата калия с бромидом натрия;

- 3) электролиза водного раствора хлорида натрия;
- 4) хлора с водородом;
- 5) хлора с кислородом;
- 6) хлора с железом.

2.3. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

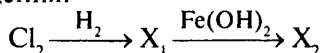
- 1) между хлором и холодным раствором гидроксида натрия;
- 2) между хлором и горячим раствором гидроксида натрия;
- 3) между гипохлоритом калия и йодоводородом;
- 4) нагревания хлората калия в присутствии диоксида марганца;
- 5) диспропорционирования хлората калия при нагревании;
- 6) между хлором и йодидом натрия.

2.4. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

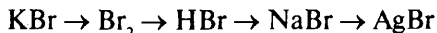
- 1) йода с бромидом калия;
- 2) растворения хлора в воде;
- 3) хлорида натрия с серной кислотой;
- 4) соляной кислоты с нитратом серебра;
- 5) соляной кислоты с нитратом меди(II).

2.5. Приведите уравнения реакций, доказывающих свойства соляной кислоты — диссоциация, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями.

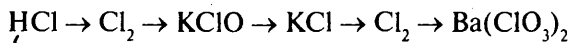
2.6. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



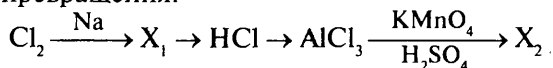
2.7. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



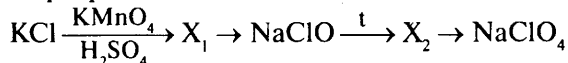
2.8. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



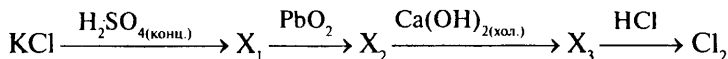
2.9. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



- 2.10. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



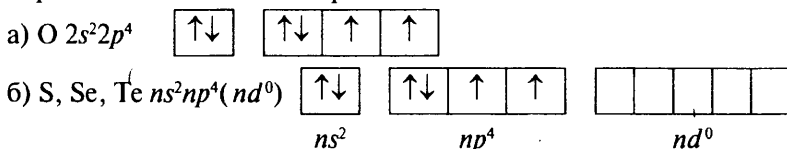
- 2.11. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ

Элементы O, S, Se, Te и Po находятся в главной подгруппе VI группы (VIA группа).

Строение внешнего электронного слоя:



Атомы имеют по 2 неспаренных электрона.

В низшей степени окисления Э^{-2} образуют летучие водородные соединения H_2O (амфолит), H_2S , H_2Se , H_2Te , водные растворы которых являются кислотами; сила кислот возрастает от H_2O к H_2Te .

В высшей степени окисления (за счёт возбуждения и переноса p - и s -электронов внешнего слоя на d -подуровень) Э^{+6} образуют высшие оксиды ЭO_3 и соответствующие им кислоты H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_4 , сила которых убывает сверху вниз.

Сера, селен, теллур образуют соединения в промежуточных степенях окисления, например Э^{+4} .

Кислород в соединениях имеет степени окисления O^{-2} (в большинстве веществ), O^{-1} (в пероксидах), O^{+2} и O^{+1} (в OF_2 и O_2F_2 соответственно).

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;

3) окислительные свойства простых веществ уменьшаются от кислорода O_2 к теллуру Te ;

4) восстановительные свойства анионов (O^{-2} , S^{-2} , Se^{-2} , Te^{-2}) возрастают от кислорода O^{-2} к теллуру Te^{-2} ;

5) повышаются температуры плавления и кипения: кислород O_2 — бесцветный газ (темп. кип. $-183^\circ C$), сера — твёрдое вещество жёлтого цвета ($+112,8^\circ C$), селен — твёрдое вещество серого цвета ($+217^\circ C$), теллур — серое вещество с металлическим блеском ($+449,8^\circ C$);

6) кристаллическая решётка молекулярная; в парах все вещества образуют двухатомные молекулы;

7) характерно явление аллотропии: O_2 (кислород) и O_3 (озон); сера ромбическая, моноклинная и пластическая; селен серый и красный.

3 | Кислород и его свойства

Общая характеристика элемента

Элемент кислород, знак O , находится в главной подгруппе VI группы (VIA группа) второго периода.

Строение атома: ${}^{16}_8O_{2e})_{6e}$, 8р, 8n, 8ē.

Электронная формула: ${}_8O 1s^2 2s^2 2p^4$.

Электронно-графическая формула:

${}_8O$	2	↑↓	↑↓	↑	↑
	1	↑↓			
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>		

Степени окисления в соединениях: кислород в соединениях имеет степени окисления O^{-2} (в большинстве веществ), O^{-1} (в пероксидах), O^{+2} и O^{+1} (в OF_2 и O_2F_2 соответственно).

Нахождение в природе

Элемент кислород — самый распространённый элемент на Земле ($\approx 50\%$ по массе), в природе находится:

- 1) в простых веществах O_2 (кислород) и O_3 (озон) в составе атмосферы;
- 2) в составе сложных веществ — вода, минералы, биологические объекты.

Физические свойства

Кислород O_2 — газ без цвета, запаха, вкуса, немного тяжелее воздуха, мало растворим в воде, температура кипения равна -183°C . В жидком и твёрдом состояниях имеет голубой цвет и притягивается магнитом (парамагнитен).

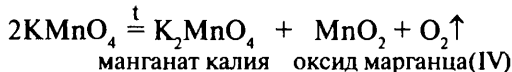
Озон O_3 — ядовитый газ голубоватого цвета с резким характерным запахом, растворим в воде лучше кислорода, температура кипения равна -112°C .

Получение

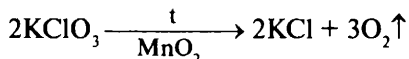
А) В лаборатории

Получение кислорода O_2 основано на окислительно-восстановительном разложении некоторых соединений, содержащих кислород, — солей, оксидов, пероксидов.

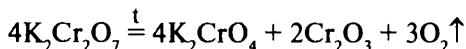
- 1) Разложение перманганата калия:



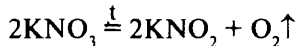
- 2) Разложение хлората калия (бертолетовой соли):



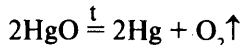
- 3) Разложение бихромата (дихромата) калия:



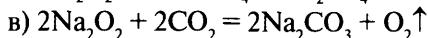
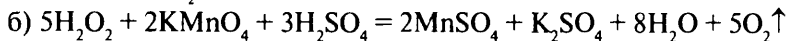
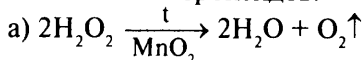
- 4) Разложение нитратов калия (натрия):



- 5) Разложение оксида ртути(II):



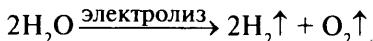
б) Разложение пероксидов:



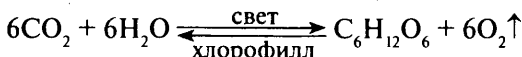
Б) В промышленности

1) Сжижение и ректификация воздуха.

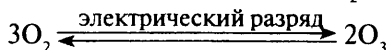
2) Электролиз воды:



3) В природе кислород O_2 образуется в процессе фотосинтеза:

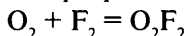


Образование озона O_3 происходит при пропускании электрических разрядов через кислород O_2 :



Химические свойства кислорода O_2

В химических реакциях кислород O_2 проявляет свойства сильного окислителя, взаимодействуя как с простыми, так и со сложными веществами. Как восстановитель взаимодействует непосредственно только с фтором:

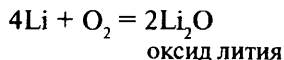


А) Взаимодействие с простыми веществами

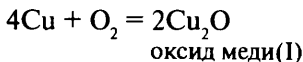
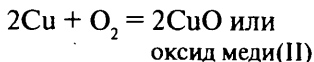
Кислород O_2 взаимодействует непосредственно с большинством простых веществ за исключением Cl_2 , Br_2 , I_2 , Au , Pt и инертных газов. Продукты окисления – оксиды (или пероксиды в случае некоторых очень активных металлов).

1) Окисление металлов (экзотермические процессы):

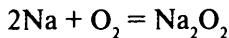
а) горение лития:



б) окисление меди:



в) горение натрия:

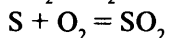
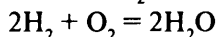


пероксид натрия

2) Окисление неметаллов.

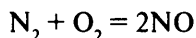
Реакции окисления неметаллов, за исключением взаимодействия N_2 с кислородом, экзотермичны.

а) горение H_2 , C, Si, P, S:



оксид серы(IV)

б) окисление азота (электрический разряд и высокая температура):



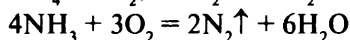
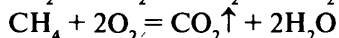
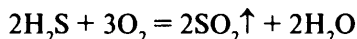
оксид азота(II)

Б) Взаимодействие со сложными веществами

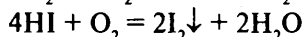
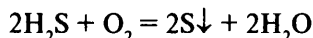
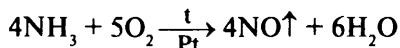
1) Взаимодействие с водородсодержащими соединениями.

При взаимодействии кислорода O_2 с водородсодержащими соединениями водород выделяется в виде H_2O , а остальные элементы – в виде оксида или простого вещества (в зависимости от условий проведения реакции и природы элемента).

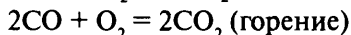
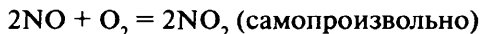
а) Реакции горения (протекают с высокой скоростью, сопровождаются выделением больших количеств тепла и света):



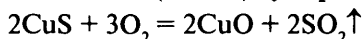
б) Реакции окисления:

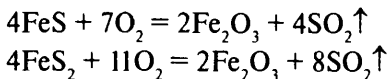


2) Окисление низших оксидов:



3) Окисление (обжиг) сульфидов:





Применение кислорода

Кислород O_2 — необходимое вещество для жизнедеятельности живых организмов. Кислород O_2 применяется для интенсификации технологических процессов, как реагент в органическом и неорганическом синтезе, для обеспечения дыхания (в медицине и замкнутых помещениях).

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 3: КИСЛОРОД И ЕГО СВОЙСТВА

- 3.1.** Приведите характеристику элементов главной подгруппы VI группы по Периодической системе Д. И. Менделеева.
- 3.2.** Составьте уравнения реакций получения кислорода, используя
- 1) электролиз воды;
 - 2) перманганат калия;
 - 3) перекись водорода;
 - 4) хлорат калия;
 - 5) нитрат натрия;
 - 6) оксид ртути(II).
- Укажите условия проведения реакций.
- 3.3.** Составьте уравнения реакций взаимодействия с кислородом
- 1) натрия;
 - 2) серы;
 - 3) сульфида железа(II);
 - 4) фосфина;
 - 5) этана;
 - 6) силана.

4 | Сера и её соединения

Общая характеристика элемента

Элемент сера, знак S, находится в 3-м периоде, в главной подгруппе VI группы (VIA группа).

Строение атома: ${}_{16}^{32}\text{S}_{2e})_{8e})_{6e}$, 16р, 16n, 16ē.

Электронная формула: ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Электронно-графическая формула:

${}_{16}\text{S}$	3	↑↓	↑↓	↑	↑				
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				
	1	↑↓							
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>		<i>d</i>				

В атоме серы в основном состоянии имеется 2 неспаренных электрона.

Степени окисления:

- низшая S^{-2} , образует летучее водородное соединение H_2S , проявляющее в растворе свойства слабой кислоты, соли которой — сульфиды;
- высшая S^{+6} , высший оксид SO_3 и кислота H_2SO_4 (сильная кислота), её соли — сульфаты;
- промежуточные степени окисления, например S^{+4} в SO_2 , H_2SO_3 , сульфитах и некоторые другие степени окисления.

Нахождение в природе

Элемент S ($\approx 0,05\%$ по массе) в природе находится:

- 1) в составе простого вещества — кристаллическая сера, в самородном состоянии встречается ромбическая сера;
- 2) в составе сложных веществ:
 - а) сероводорода H_2S и сульфидов, например FeS_2 — железный колчедан (пирит), ZnS — цинковая обманка, PbS — свинцовый блеск и др.;
 - б) сульфатов в составе природных вод и минералов: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — магнезия (горькая соль) и др.;
 - в) оксида серы(IV) SO_2 (образуется в атмосфере при окислении органических веществ).

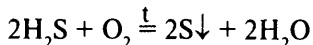
Физические свойства

Сера образует 3 аллотропные модификации: две кристаллические, ромбическая и моноклинная серы, состоящие из циклических молекул S_8 , и пластическая сера, состоящая из полимерных молекул. Наиболее устойчива ромбическая сера.

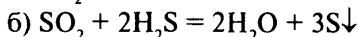
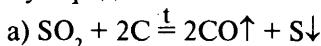
Ромбическая сера — твёрдое вещество жёлтого цвета, не растворимое в воде (даже не смачивается), растворяется в сероуглероде CS_2 , плохо проводит теплоту и электричество, легкоплавкое ($+112,8^\circ\text{C}$), температура кипения $+444,6^\circ\text{C}$.

Получение серы

1) Окисление H_2S :



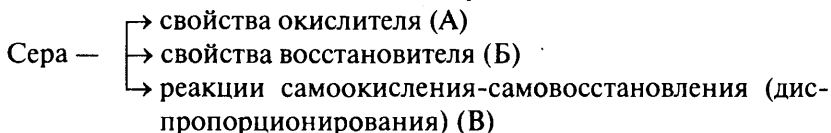
2) Восстановление оксида серы(IV) SO_2 , образующегося при обжиге сульфидов:



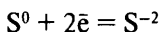
3) Отделение самородной серы от породы плавлением.

Химические свойства

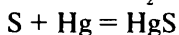
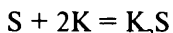
Общая схема химических свойств серы:



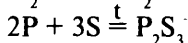
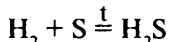
А) Окислительные свойства серы



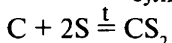
1) Взаимодействие с металлами с образованием сульфидов:



2) Взаимодействие с менее активными неметаллами:

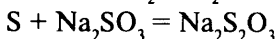
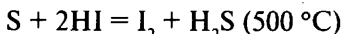


сульфид фосфора(III)

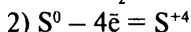
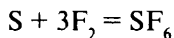
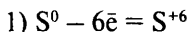


сероуглерод

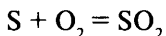
3) Взаимодействие со сложными веществами-восстановителями:



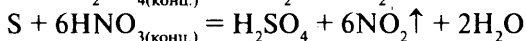
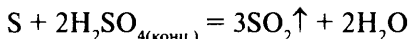
Б) **Свойства восстановителя**, при этом сера может переходить в различные степени окисления:



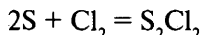
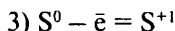
горение серы в воздухе:



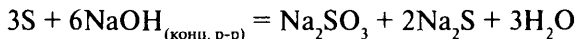
или горение серы в концентрированных серной и азотной кислотах:



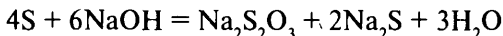
Разбавленные HNO_3 и H_2SO_4 с серой при обычных условиях не реагируют.



В) Реакция диспропорционирования



или, т. к. сульфиты реагируют с серой с образованием тиосульфатов, возможна реакция:



Применение

Сера применяется для получения серной кислоты, вулканизации каучука (производство резины), изготовления горючих и светящихся составов, в сельском хозяйстве и медицине.

Сероводород, сероводородная кислота и сульфиды

Нахождение в природе

Сероводород H_2S может входить в состав природного газа, минеральных вод, в небольших количествах присутствует в атмосферном воздухе.

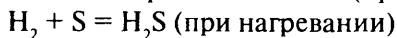
Сульфиды (FeS_2 , CuS , ZnS , PbS и др.) входят в состав различных минералов.

Физические свойства

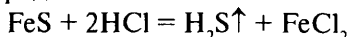
Сероводород H_2S — бесцветный ядовитый газ с неприятным запахом тухлых яиц, растворим в воде, температура кипения -60°C . Раствор H_2S в воде называется сероводородной кислотой.

Получение

1. Синтез из простых веществ (практического значения не имеет):



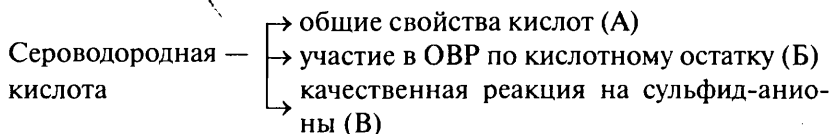
2. Действие растворов кислот (HCl или H_2SO_4) на некоторые сульфиды:



3. Выделение из природных газов.

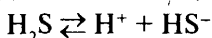
Химические свойства

Общая схема химических свойств сероводородной кислоты (слабая двухосновная кислота) и сероводорода:

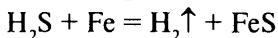


А) Общие свойства кислот

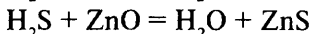
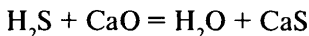
- 1) Диссоциация (в 2 стадии) и окрашивание индикаторов:



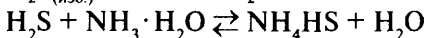
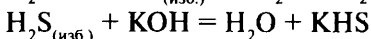
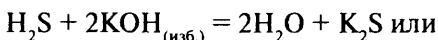
- 2) Взаимодействие с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода (окислитель H^{+1}):



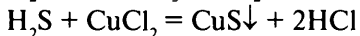
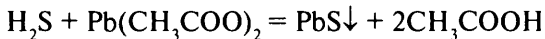
- 3) Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:



- 4) Взаимодействие со щелочами (возможно образование средних и кислых солей) и аммиаком:

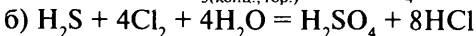
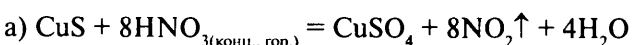
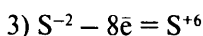
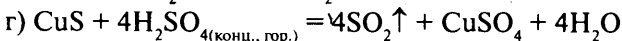
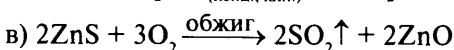
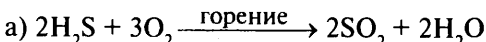
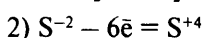
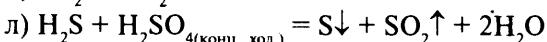
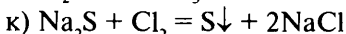
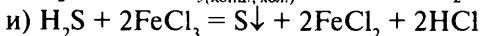
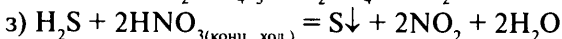
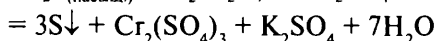
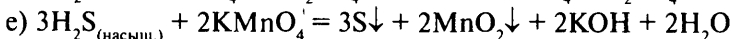
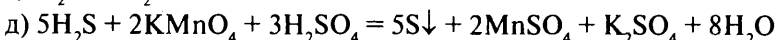
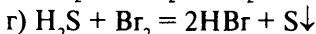
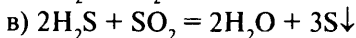
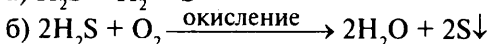
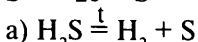
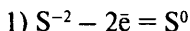


5) Взаимодействие с солями (если образуется сульфид, нерастворимый в кислотах, или более слабая кислота):

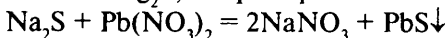


Б) Окислительно-восстановительные реакции по кислотному остатку

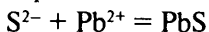
Как сам сероводород H_2S , так и сульфиды проявляют свойства восстановителей, переходя, в зависимости от условий, в соединения серы в степенях окисления S^0 , S^{+4} и даже S^{+6} при взаимодействии с очень сильными окислителями.



В) Качественная реакция на сероводородную кислоту и её соли — образование нерастворимых в кислотах сульфидов чёрного цвета PbS , CuS или Ag_2S , например:



Сокращённое ионное уравнение реакции:



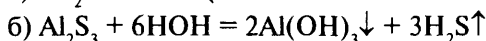
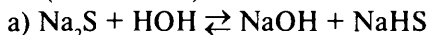
Соли сероводородной кислоты

Сульфиды подразделяются по растворимости на:

- 1) растворимые в воде: Na_2S , NH_4HS и некоторые другие;
- 2) нерастворимые в воде, но растворяющиеся в растворах кислот (HCl и H_2SO_4): FeS , MnS , CdS и некоторые другие;
- 3) нерастворимые в воде и растворяющиеся в концентрированной HNO_3 (при нагревании): CuS , PbS , Ag_2S и некоторые другие.

Все сульфиды, как было показано выше, проявляют восстановительные свойства.

Растворимые в воде сульфиды и некоторые растворимые в кислотах (Al_2S_3 , Cr_2S_3) подвергаются гидролизу. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, протекает необратимо (полностью).



Применение H_2S и сульфидов

Используются в производстве серной кислоты, в медицине, для проведения химического анализа катионов металлов.

Оксид серы(IV), сернистая кислота H_2SO_3 и её соли

Физические свойства

Сернистый газ SO_2 — бесцветный газ с резким характерным запахом, ядовит, растворим в H_2O , температура кипения равна $-10^\circ C$.

H_2SO_3 — двухосновная неустойчивая кислота средней силы, существует только в растворах.

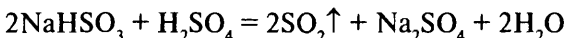
Получение SO_2

А) В лаборатории

- 1) Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой:

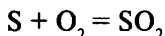


- 2) Действие разбавленных кислот на сульфиты:

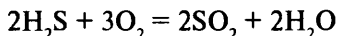


Б) В промышленности

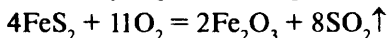
1) Горение серы:



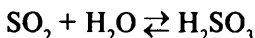
2) Горение сероводорода:



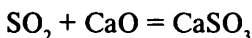
3) Обжиг сульфидов, например пирита:

**Химические свойства**

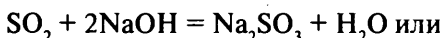
А) Свойства оксида серы(IV) SO_2 как кислотного оксида (без изменения степени окисления серы).

1) Взаимодействие с H_2O :

2) Взаимодействие с основными оксидами:



3) Взаимодействие со щелочами с образованием средних или кислых солей:

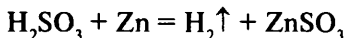


Б) Сернистая кислота H_2SO_3 проявляет все общие свойства кислот (реакции, происходящие без изменения степени окисления серы).

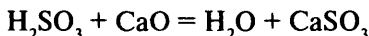
1) Диссоциация (в 2 стадии) и окрашивание индикаторов:



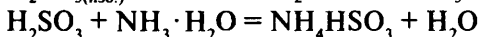
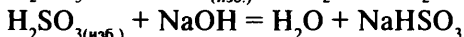
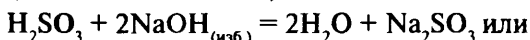
2) Взаимодействие с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода (окислитель H^+):



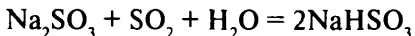
3) Взаимодействие с основными оксидами:



4) Взаимодействие с основаниями (возможно образование как средних, так и кислых солей) и аммиаком:

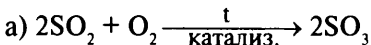
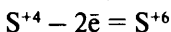


5) Образование кислых солей при взаимодействии растворов средних солей с избытком сернистого газа:

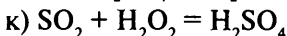
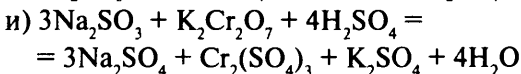
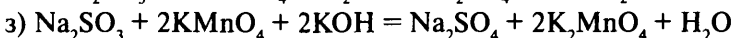
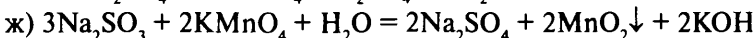
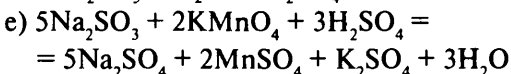
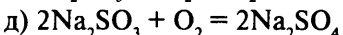
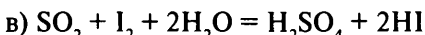


В) Участие SO_2 и сульфитов в ОВР

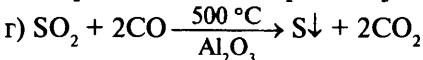
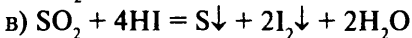
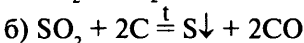
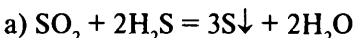
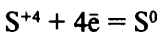
1) Реакции с повышением степени окисления серы (*свойства восстановителя*):



б) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$ (используется в нитрозном способе получения серной кислоты)



2) Реакции с понижением степени окисления серы (*свойства окислителя*):



Применение

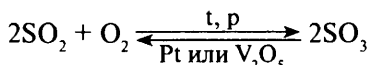
Сернистый газ и сульфиты применяются в производстве H_2SO_4 , получении бумаги, для отбеливания тканей и бумаги; оксид серы(IV) SO_2 используют для уничтожения микроорганизмов и грибковых заболеваний (окуривание виноградников, подвалов, добавление в вино).

Оксид серы(VI)

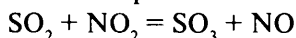
Оксид серы(VI), или серный ангидрид, SO_3 — бесцветная жидкость (температура плавления $+16,8^\circ\text{C}$, температура кипения $+44,5^\circ\text{C}$), поглощает воду с образованием серной кислоты.

Получение

- 1) Каталитическое окисление SO_2 в SO_3 :



- 2) Окисление оксида серы(IV) оксидом азота(IV) (реакция применяется в нитрозном способе получения серной кислоты):

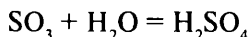


Химические свойства

А) Реакции без изменения степени окисления серы

- 1) SO_3 является типичным кислотным оксидом.

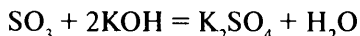
а) Взаимодействует с H_2O с образованием серной кислоты; реакция протекает с выделением большого количества тепла:



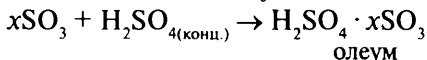
б) Взаимодействует с основными оксидами с образованием солей:



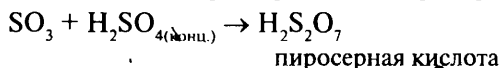
в) Взаимодействует со щелочами с образованием солей:



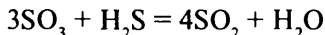
2) Растворяется в концентрированной серной кислоте с образованием олеума (раствор SO_3 в концентрированной H_2SO_4):



Частично в растворе образуется пироксерная кислота ($x = 1$):



Б) В окислительно-восстановительных реакциях проявляет **свойства сильного окислителя**, восстанавливаясь преимущественно до SO_2 :



Применение

Применяется для получения H_2SO_4 .

Серная кислота

Физические свойства

Серная кислота H_2SO_4 — тяжёлая, нелетучая, бесцветная маслянистая жидкость с температурой плавления $+10^\circ C$, не имеет запаха, гигроскопична (поглощает воду), обугливает органические вещества.

Получение серной кислоты контактным способом

Процесс включает 3 стадии.

1-я стадия. Получение оксида серы(IV) SO_2 из серосодержащего сырья (S, H_2S , FeS_2 , CuS или других сульфидов).

При использовании в качестве исходного сырья сульфидов, в частности пирита FeS_2 , обжиг осуществляют в *обжиговых печах кипящего слоя* (номер 1 на рисунке).

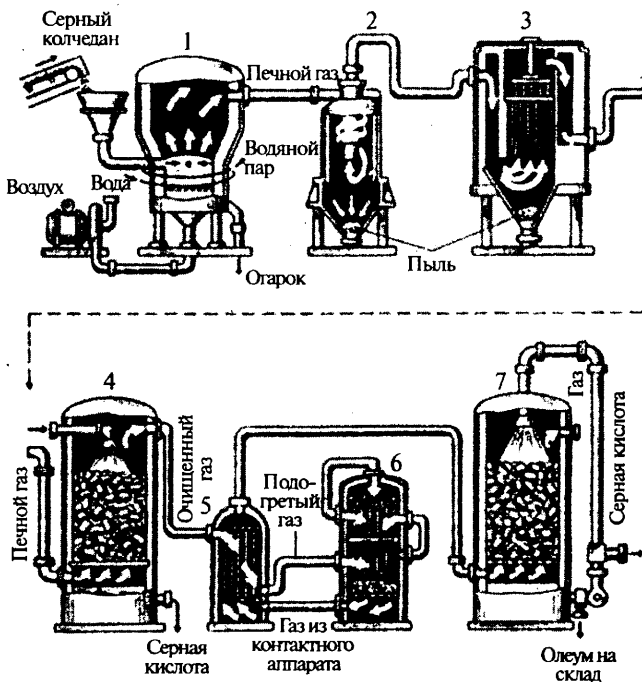
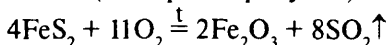
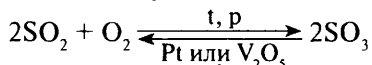


Схема технологического процесса получения серной кислоты

Реакция гетерогенная, окислительно-восстановительная, экзотермическая. Исходное сырьё измельчают до оптимального размера частиц, и в процессе применяется принцип противотока. Выделяющееся тепло используется на других стадиях производства.

Обжиговый газ очищают от пыли, используя последовательно циклон (номер 2) и электрофильтр (номер 3), и высушивают серной кислотой (номер 4) в осушительной башне, после чего он поступает на 2-ю стадию производства.

2-я стадия. Каталитическое окисление оксида серы(IV) SO_2 в оксид серы(VI) SO_3 .



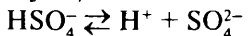
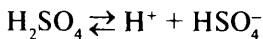
Реакция экзотермическая, обратимая, окислительно-восстановительная. Процесс осуществляют в *контактном аппарате* цилиндрической формы (номер 6), внутри которого имеются *полки с катализатором*. С целью увеличения скорости реакции реагенты нагревают до контакта с катализатором (номер 5) и охлаждают после протекания реакции; положение равновесия при этом смещается вправо.

3-я стадия. Поглощение оксида серы(VI) SO_3 концентрированной серной кислотой в *поглотительной башне* (номер 7) и получение олеума, который в дальнейшем разбавляется водой.

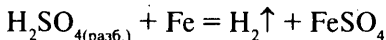
Химические свойства

А) Разбавленная H_2SO_4 (< 20 %) проявляет **общие свойства кислот**.

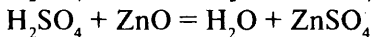
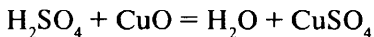
1) Диссоциация (двухстадийная) и окрашивание индикаторов:



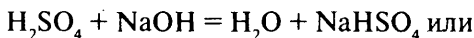
2) Взаимодействие с металлами, находящимися в ряду активности до водорода, с выделением водорода (окислитель H^{+1}):

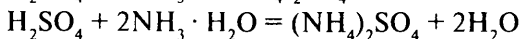
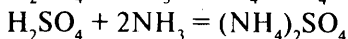
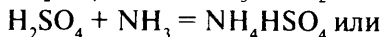
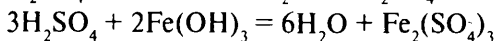
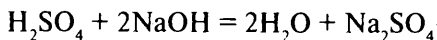


3) Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:

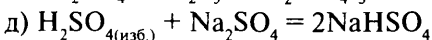
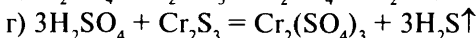
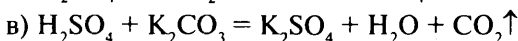
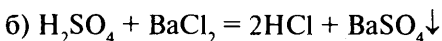
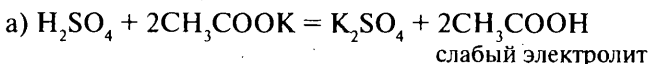


4) Взаимодействие с основаниями, амфотерными гидроксидами и аммиаком:

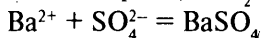




5) Взаимодействие с солями, если соблюдаются условия протекания реакций обмена (образуются слабый электролит, газ или нерастворимое вещество):



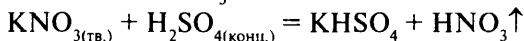
Качественная реакция на сульфат-ионы — образование нерастворимого в кислотах осадка белого цвета при взаимодействии с растворами солей бария (BaCl_2 или $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$):



Б) Концентрированная H_2SO_4 (> 70 %)

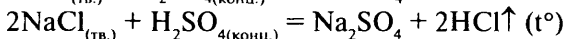
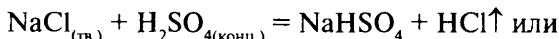
1) **Реакции без изменения степени окисления серы** — вытесняет более слабые или более летучие кислоты из их солей.

а) Получение HNO_3 :



Реакцию проводят при незначительном нагревании, потому что при более высоких температурах HNO_3 разлагается.

б) Получение HCl :

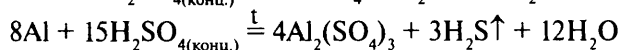
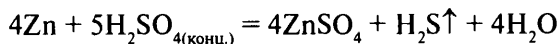


2) Окислительно-восстановительные реакции с участием S^{+6} .

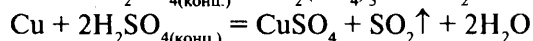
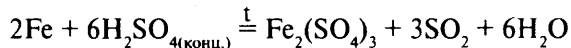
Концентрированная серная кислота — очень сильный окислитель за счёт иона S^{+6} .

а) Взаимодействие с металлами.

Активные металлы (в ряду активности до цинка) восстанавливают концентрированную серную кислоту (S^{+6}) до H_2S или S .

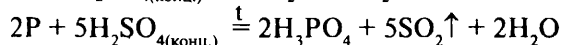
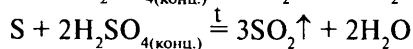
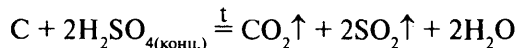


Металлы от Fe до Ag восстанавливают S^{+6} до SO_2 :

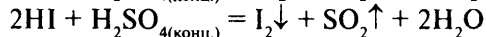
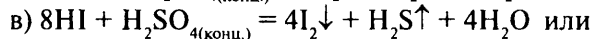
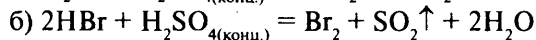
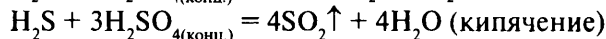
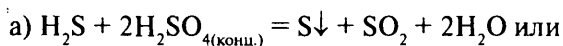


При обычных условиях (без нагревания) концентрированная серная кислота пассивирует железо, алюминий, хром, никель. При нагревании пассивность нарушается. С золотом и платиной реакция невозможна при любых условиях.

б) Взаимодействие с некоторыми неметаллами (C, S, Р_{белый})* — сера восстанавливается до оксида серы(IV):



в) Взаимодействие с некоторыми сложными веществами-восстановителями:



3) Дегидратирующее и осушающее действие

$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ способна отнимать воду от органических веществ, обугливая их. Серная кислота используется в качестве осушителя некоторых газов.

Применение

Травление металлов, производство удобрений, взрывчатых веществ, очистка нефти и нефтепродуктов, при получении различных неорганических и органических веществ, осушитель.

* $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ способна восстанавливаться водородом, поэтому её нельзя применять для осушения газообразного H_2 .

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 4: СЕРА И ЕЁ СОЕДИНЕНИЯ

4.1. Составьте следующие уравнения реакций с участием серы:

- 1) горение серы;
- 2) серы с водородом;
- 3) серы с фосфором;
- 4) серы с хлором;
- 5) серы с железом.

4.2. Составьте следующие уравнения реакций с участием серы:

- 1) серы с разбавленной серной кислотой;
- 2) серы с концентрированной серной кислотой;
- 3) серы с разбавленной азотной кислотой;
- 4) серы с концентрированной азотной кислотой;
- 5) серы с раствором щёлочи.

4.3. Составьте следующие уравнения реакций с участием сероводорода и сульфидов:

- 1) горение сероводорода;
- 2) каталитическое окисление сероводорода (неполное горение);
- 3) сероводорода с оксидом серы(IV);
- 4) сероводорода с раствором хлорида железа(III);
- 5) обжига пирита.

4.4. Составьте следующие уравнения реакций с участием сероводорода и сульфидов:

- 1) обжига сульфида цинка;
- 2) сероводорода с раствором сульфата меди(II);
- 3) сероводорода с йодом;
- 4) сероводорода с перекисью водорода;
- 5) сульфида железа(II) с соляной кислотой.

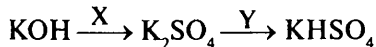
4.5. Составьте следующие уравнения реакций с участием сероводорода и сульфидов:

- 1) сульфида меди(II) с разбавленной серной кислотой;
- 2) сероводорода с концентрированной серной кислотой;
- 3) сероводорода с азотной кислотой;
- 4) сульфида меди(II) с концентрированной серной кислотой;
- 5) сульфида меди(II) с концентрированной азотной кислотой.

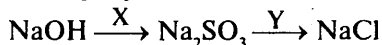
- 4.6.** Составьте следующие уравнения реакций с участием оксида серы(IV) или сульфитов:
- 1) растворение оксида серы(IV) в воде;
 - 2) оксида серы(IV) с оксидом кальция;
 - 3) оксида серы(IV) с гидроксидом калия;
 - 4) оксида серы(IV) с йодоводородом;
 - 5) каталитического окисления оксида серы(IV) кислородом;
 - 6) раствора сульфита натрия с хлором;
 - 7) сульфита натрия с пероксидом водорода;
 - 8) оксида серы(IV) с раствором перманганата калия.
- 4.7.** Составьте следующие уравнения реакций с участием оксида серы(VI) и серной кислоты:
- 1) оксида серы(VI) с водой;
 - 2) оксида серы(VI) с оксидом кальция;
 - 3) оксида серы(VI) с гидроксидом натрия;
 - 4) оксида серы(VI) с концентрированной серной кислотой;
 - 5) концентрированной серной кислоты с сероводородом.
- 4.8.** Составьте уравнения реакций разбавленной серной кислоты с металлами (магний, железо и медь), оксидами основным и амфотерным (оксид кальция, оксид хрома(III)), основанием (гидроксид калия), амфотерным гидроксидом (гидроксид алюминия), солями (сульфид натрия, карбонат кальция, гидрокарбонат калия, нитрат бария, гидроксохлорид меди(II)).
- 4.9.** Составьте следующие уравнения реакций с участием оксида серы(VI), серной кислоты и сульфатов:
- 1) концентрированной серной кислоты с медью;
 - 2) концентрированной серной кислоты с цинком;
 - 3) концентрированной серной кислоты с йодоводородом и бромоводородом;
 - 4) концентрированной серной кислоты с углём;
 - 5) концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия.
- 4.10.** Составьте следующие уравнения реакций с участием оксида серы(VI), серной кислоты и сульфатов:
- 1) концентрированной серной кислоты с серой;
 - 2) концентрированной серной кислоты с фосфором;
 - 3) концентрированной серной кислоты с железом;

- 4) концентрированной серной кислоты с алюминием;
5) сульфата меди(II) с серной кислотой.

4.11. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



4.12. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:

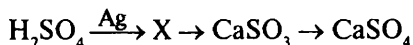


4.13. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:

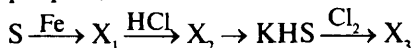


4.14. Приведите примеры реакций, в которых сера выступает 1) как окислитель; 2) как восстановитель; 3) претерпевает самоокисление-самовосстановление.

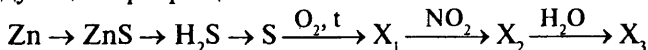
4.15. Составьте уравнения химических реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



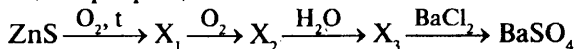
4.16. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



4.17. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



4.18. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



4.19. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:

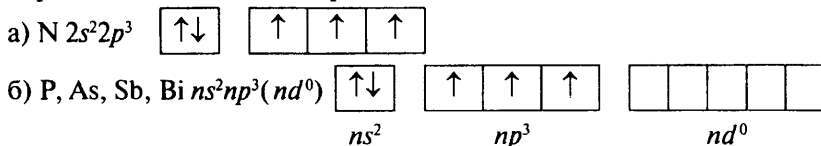


4.20. Какая кислота сильнее: 1) сернистая или серная; 2) сернистая или селенистая?

ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ V ГРУППЫ

Элементы N, P, As, Sb и Bi находятся в главной подгруппе V группы (VA группа).

Строение внешнего электронного слоя:



Атомы в основном состоянии имеют по 3 неспаренных электрона на внешнем слое.

В нижней степени окисления \ominus^{-3} образуют летучие водородные соединения NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 и BiH_3 , которые обладают основными свойствами; основные свойства и устойчивость соединений уменьшается сверху вниз.

В высшей степени окисления \ominus^{+5} образуют высшие оксиды $\text{Э}_2\text{O}_5$ и соответствующие им кислоты (HNO_3 , HPO_3 и H_3PO_4 , H_3AsO_4 и др.), сила которых убывает сверху вниз.

Для всех элементов подгруппы характерны соединения в промежуточных степенях окисления (от -2 до $+4$).

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;
- 3) неметаллические свойства ослабевают, металлические усиливаются.

5 | Азот и его соединения

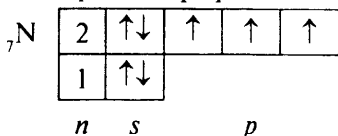
Общая характеристика элемента

Элемент азот, знак N, находится во 2-м периоде, V группе, главной подгруппе (VA группа).

Строение атома: ${}^{14}\text{N}_{2e}{}_{5e}$, 7p, 7n, 7ē.

Электронная формула: ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$.

Электронно-графическая формула:



Степени окисления в соединениях:

- низшая N^{-3} , летучее водородное соединение аммиак NH_3 , проявляющее основные свойства;
- высшая N^{+5} в высшем оксиде N_2O_5 , кислоте HNO_3 и её производных;
- промежуточные от N^{-2} до N^{+4} (N^{-2}H_4 , $\text{N}^{-1}\text{H}_2\text{OH}$, N^{+1}O , N^{+2}O , N^{+3}O_3 , N^{+4}O_2 , N_2O_4).

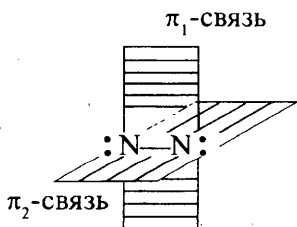
Нахождение в природе

Азот N_2 входит в состав атмосферы ($\approx 78\%$ по объёму), элемент азот находится в составе живых организмов и чилийской селитры.

Физические свойства

Азот N_2 — газ без цвета, запаха, вкуса, немного легче воздуха, мало растворим в воде, основной компонент атмосферы, температура кипения -196°C .

Строение молекулы N_2



- 1) Атомы N находятся в состоянии *sp*-гибридизации;
- 2) σ -связь и гибридные орбитали находятся на одной линии, валентный угол равен 180° ;
- 3) негибридные *p*-орбитали образуют две π -связи;
- 4) π -связи расположены взаимно перпендикулярно.

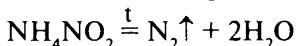
Связь в молекуле N_2 тройная, очень прочная, поэтому азот при обычных условиях инертен и вступает в реакции только при высоких температурах (или в присутствии катализаторов).

Получение

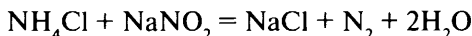
А) В лаборатории

Получение азота N_2 в лаборатории основано на окислительно-восстановительном разложении некоторых соединений, содержащих азот.

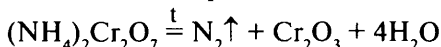
1) Разложение нитрита аммония:



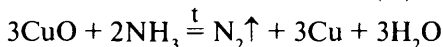
Так как NH_4NO_2 в свободном виде не существует, то в реакцию вводят смесь соли аммония и нитрита, например:



2) Разложение бихромата аммония:



3) Восстановление оксида меди(II) аммиаком:

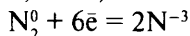


Б) В промышленности

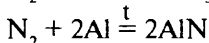
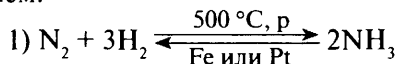
Сжижение и ректификация воздуха.

Химические свойства N_2

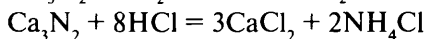
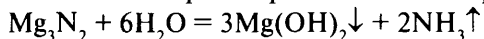
А) Азот N_2 проявляет свойства окислителя в реакциях с H_2 (образуется аммиак NH_3 , см. 1) и активными металлами (образуются нитриды, см. 2):



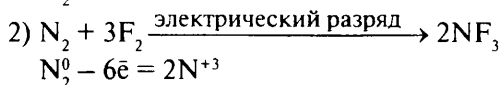
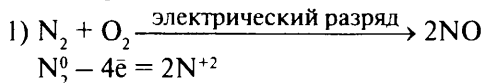
Без нагревания при комнатной температуре реагирует только с литием.



Нитриды активных металлов легко разлагаются водой с выделением аммиака или растворами кислот с образованием солей:



Б) Азот N_2 проявляет свойства восстановителя в реакциях с O_2 и F_2 :

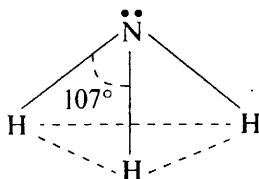


Применение азота

Жидкий азот применяется для глубокого охлаждения, газообразный — для синтеза аммиака, для создания инертной атмосферы (лампы накаливания, сварка).

Аммиак

Строение молекулы



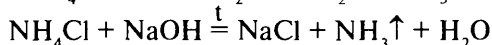
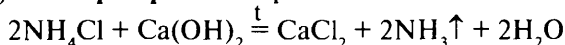
Молекула NH_3 имеет структуру треугольной пирамиды с атомом азота в вершине. Азот находится в состоянии sp^3 -гибридизации, на атоме N имеется неподелённая электронная пара, связи ковалентные полярные, молекула в целом имеет значительную полярность.

Физические свойства

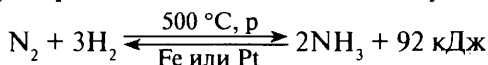
Аммиак — бесцветный ядовитый газ с резким характерным запахом нашатырного спирта, очень хорошо растворимый в воде (700 : 1 при $20^\circ C$), температура кипения $-33,4^\circ C$, легко сжижается.

Получение

1) **В лаборатории** — нагреванием солей аммония со щелочами:



2) **В промышленности** — синтез из простых веществ:



Реакция осуществляется в колонне синтеза аммиака при высоких температурах (до 500 °С) и в присутствии катализатора, что позволяет увеличить скорость реакции. Высокое давление (100–1000 атм.) применяется для того, чтобы сместить положение равновесия вправо и компенсировать влияние высокой температуры на положение равновесия. После отделения NH_3 смесь непрореагировавших веществ повторно вводится в колонну синтеза, т. е. процесс носит циркуляционный характер по азотоводородной смеси.

Химические свойства

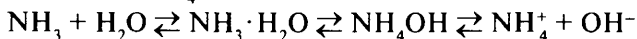
Для NH_3 характерны

- Аммиак —
- реакции присоединения (без изменения степени окисления) (А);
 - участие в окислительно-восстановительных реакциях (свойства восстановителя по N^{-3}) (Б);
 - замещение атома водорода на металл (свойства окислителя по H^{+1}) (В).

А) Реакции без изменения степени окисления

1) Взаимодействие с H_2O .

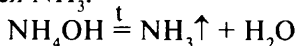
В водном растворе аммиака в равновесии находятся гидраты аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, молекулы гидроксида аммония NH_4OH и продукты диссоциации NH_4^+ и OH^- .



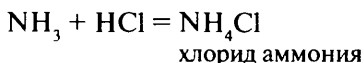
10%-ный раствор аммиака называется нашатырным спиртом.

Гидроксид аммония — слабое основание.

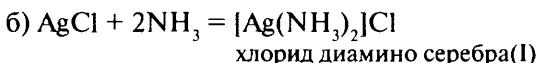
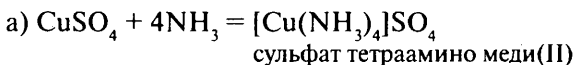
Гидратная форма неустойчива, и при нагревании из раствора выделяется NH_3 :



2) Взаимодействие с кислотами с образованием солей аммония:



3) Образование комплексных соединений:

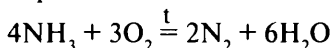


В реакциях присоединения связи образуются по донорно-акцепторному механизму: азот является донором электронной пары, катион H^+ или катион металла (Cu^{2+} , Ag^+) — акцептором.

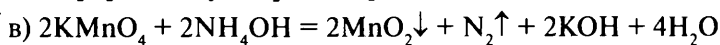
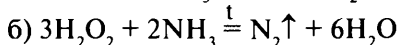
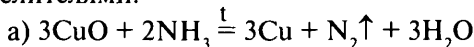
Б) Восстановительные свойства NH_3

В большинстве реакций окисления азот, входивший в состав аммиака, выделяется в виде простого вещества N_2 (горение (1), восстановление металлов из оксидов (2) и взаимодействие с другими окислителями (2)). В реакции каталитического окисления образуются оксид азота(II) (3).

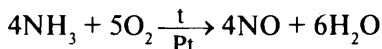
1) Горение аммиака:



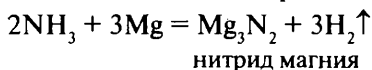
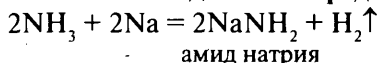
2) Взаимодействие с оксидами малоактивных металлов и другими окислителями:



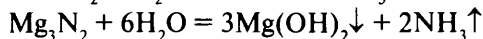
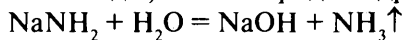
3) Каталитическое окисление:



В) При взаимодействии аммиака с активными металлами могут образовываться **амиды** или **нитриды**:



Как амиды, так и нитриды гидролизуются водой:



Применение

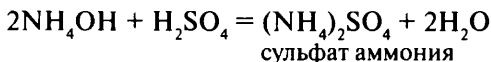
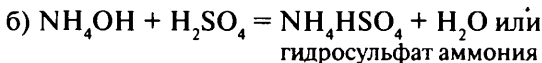
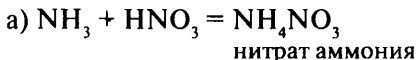
Основное количество производимого аммиака используется в производстве азотной кислоты и азотных удобрений (аммиачная селитра NH_4NO_3 , мочевины, или карбамид $(NH_2)_2CO$, аммофос — смесь гидрофосфата $(NH_4)_2HPO_4$ и дигидрофосфата аммония $NH_4H_2PO_4$), взрывчатых веществ, в медицине и быту.

Соли аммония

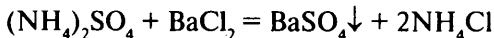
Кристаллические вещества, большинство из которых хорошо растворимы в воде.

Получение

1) Взаимодействие аммиака или гидроксида аммония с кислотами:



2) В реакциях обмена, если второй продукт реакции будет нерастворим:

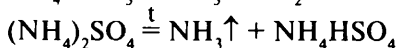
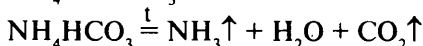


Химические свойства

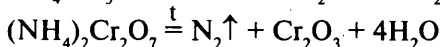
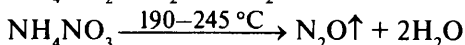
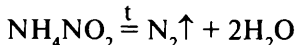
Соли аммония — $\left\{ \begin{array}{l} \rightarrow \text{проявляют общие свойства солей (А);} \\ \rightarrow \text{разлагаются при нагревании (Б);} \\ \rightarrow \text{проявляют восстановительные свойства (В).} \end{array} \right.$

Б) Разложение при нагревании

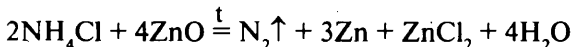
1) Соли кислот, для которых окислительные свойства анионов нехарактерны, разлагаются на аммиак и кислоту:



2) Соли кислот-окислителей:



В) Восстановительные свойства



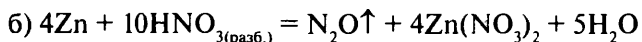
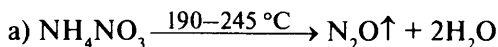
Применение

Применяются в производстве взрывчатых веществ, в качестве удобрений и при пайке металлов.

Оксиды азота

N_2O — оксид азота(I), или «веселящий газ». Бесцветный газ со слабым приятным запахом, плохо растворим в воде.

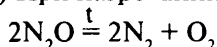
Получение



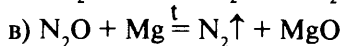
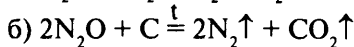
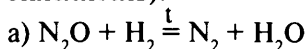
Химические свойства

1) Несолеобразующий оксид.

2) При нагревании разлагается:



3) Участвует в окислительно-восстановительных реакциях (сильный окислитель):



Применение

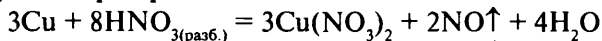
Применяются в медицине (наркоз).

NO — оксид азота(II). Ядовитый бесцветный газ, плохо растворимый в воде, термически устойчив.

Получение

1) **В промышленности** — каталитическим окислением аммиака NH_3 :
 $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ (температура, катализатор платина)

2) **В лаборатории:**



3) Образование в атмосфере из простых веществ:

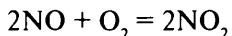


Химические свойства

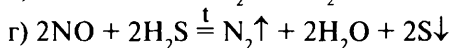
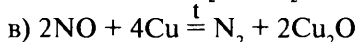
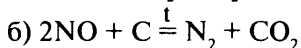
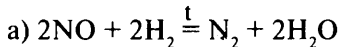
1. Несолеобразующий оксид.

2. Участие в ОВР.

1) Самопроизвольно окисляется кислородом воздуха:



2) Сильный окислитель:



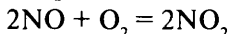
Применение

Промежуточный продукт в производстве азотной кислоты.

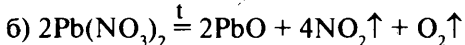
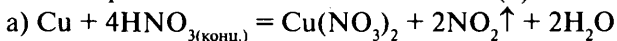
NO_2 — оксид азота(IV). Ядовитый газ бурого цвета («лисий хвост»), растворимый в воде.

Получение

1) **В промышленности** — самопроизвольным окислением NO:

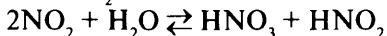


2) **В лаборатории** при взаимодействии малоактивных металлов с концентрированной азотной кислотой (а) и при термическом разложении нитратов малоактивных металлов (б):

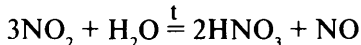


Химические свойства

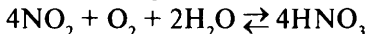
1) При растворении в H_2O образуются смесь азотной HNO_3 и азотистой HNO_2 кислот:



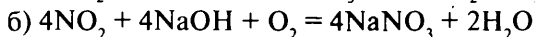
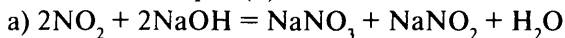
Или возможно:



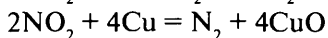
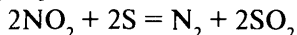
При растворении в избытке кислорода образуется HNO_3 :



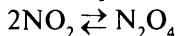
2) Взаимодействует с растворами щелочей с образованием смеси солей, нитрата и нитрита (а); в присутствии избытка кислорода образуется только нитрат (б):



3) Проявляет свойства сильного окислителя:



4) Самопроизвольно, особенно при охлаждении, димеризуется:



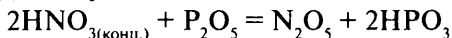
Применение

Промежуточный продукт в производстве HNO_3 .

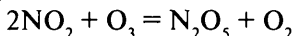
N_2O_5 — оксид азота(V). Бесцветное неустойчивое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в H_2O .

Получение

1) Дегидратация азотной кислоты оксидом фосфора(V):

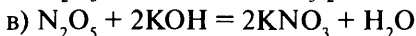
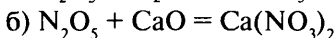
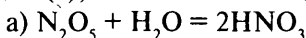


2) Окисление оксида азота(IV) озоном:



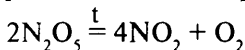
Химические свойства

1) Проявляет все свойства кислотных оксидов, т.е. реагирует с водой (а), основными оксидами (б) и основаниями (в):

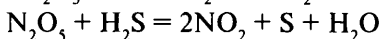
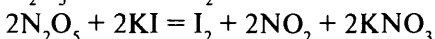
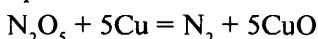


2) Участвует в окислительно-восстановительных реакциях, проявляя свойства сильного окислителя по N^{+5} (б):

а) разлагается даже при лёгком нагревании:



б) проявляет свойства очень сильного окислителя:



Азотная кислота и её свойства

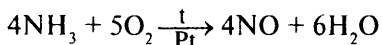
Физические свойства

Азотная кислота HNO_3 — бесцветная (на свету желтеет в результате разложения) жидкость с едким запахом, «дымит» на воздухе, температура кипения $+88^\circ\text{C}$.

Получение

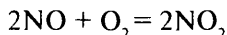
1) **В промышленности** — каталитическим окислением NH_3 .

1-я стадия — каталитическое окисление NH_3 :



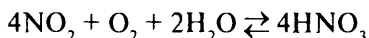
Процесс осуществляют в контактном аппарате.

2-я стадия — самопроизвольное окисление NO до NO_2 :



Процесс осуществляют в окислительных башнях, в которых обеспечивается длительный контакт реагентов.

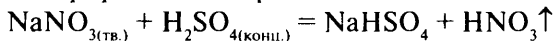
3-я стадия — поглощение NO_2 водой в присутствии избытка воздуха:



Процесс осуществляют в поглотительной башне, используя принцип противотока.

На всех стадиях используют большой избыток воздуха, что позволяет сместить положение равновесия вправо, в сторону продуктов реакции.

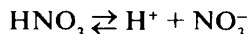
2) **В лаборатории** — при лёгком нагревании твёрдых нитратов с концентрированной серной кислотой:



Химические свойства

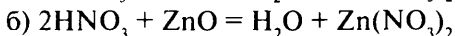
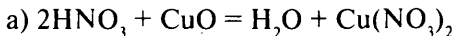
А) Общие химические свойства кислот

1) Диссоциация и окрашивание индикаторов:

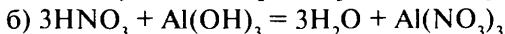
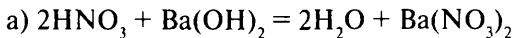


2) Взаимодействует с металлами — всегда реагирует без выделения H_2 ! (продукты восстановления азота определяются активностью металла и концентрацией кислоты, см. схему взаимодействия азотной кислоты с металлами).

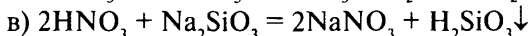
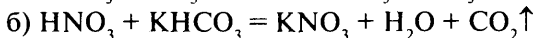
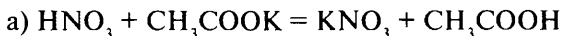
3) Взаимодействует с основными (а) и амфотерными (б) оксидами:



4) Взаимодействует с основаниями (а) и амфотерными гидроксидами (б):

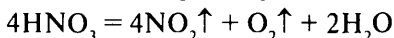


5) Взаимодействует с солями, если соблюдаются условия протекания реакций обмена (образуется слабый электролит (а), газ (б) или нерастворимое вещество (в)):

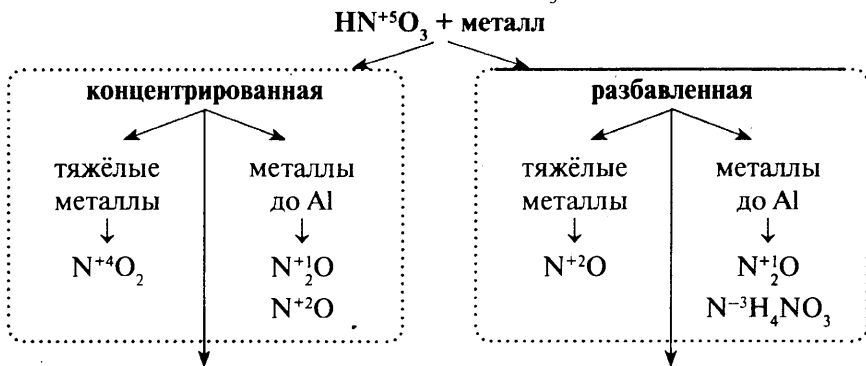


Б) Специфические свойства — участие в окислительно-восстановительных реакциях в качестве сильного окислителя.

1) Разложение при нагревании или освещении:

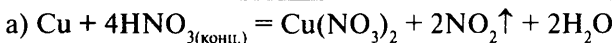


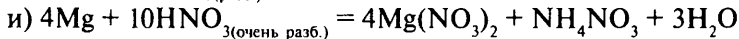
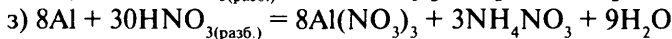
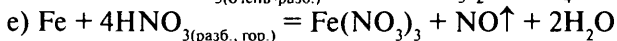
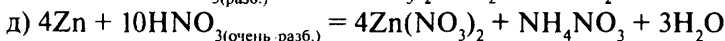
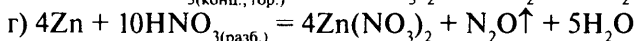
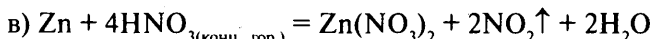
2) Общая схема взаимодействия HNO_3 с металлами



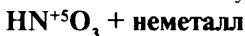
а) Al, Fe, Cr, Co, Ni без нагревания с концентрированной HNO_3 не реагируют (пассивируются);

б) Au и Pt не реагируют с HNO_3 ни при каких условиях.





3) Общая схема взаимодействия HNO_3 с неметаллами

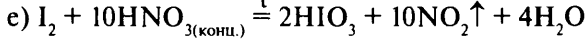
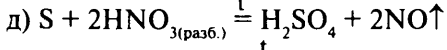
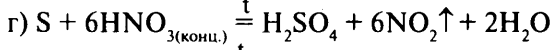
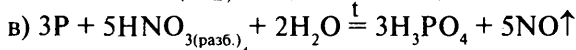
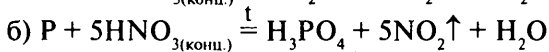
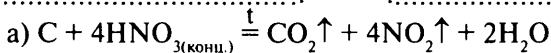


концентрированная

N^{+4}O_2 + оксид неметалла
(или кислота)

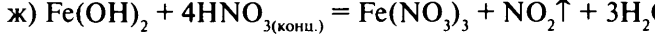
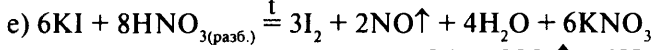
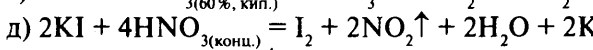
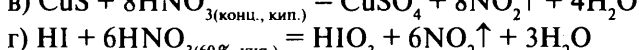
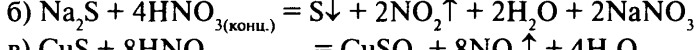
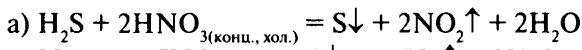
разбавленная

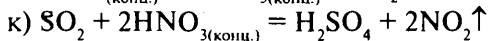
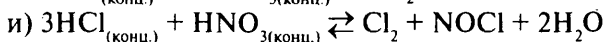
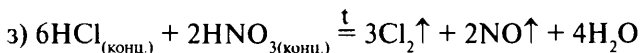
N^{+2}O + оксид неметалла
(или кислота)



4) Окисление сложных веществ.

Концентрированная азотная кислота сложными веществами восстанавливается преимущественно до NO_2 , разбавленная — до NO .





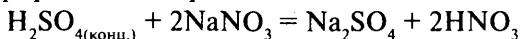
Смесь трёх объёмов концентрированной соляной кислоты и одного объёма концентрированной азотной кислоты называется «царской водкой» (уравнение (и)).

Применение

Азотная кислота HNO_3 используется для производства азотных удобрений, взрывчатых веществ, в качестве окислителя в ракетных двигателях, в органическом синтезе (производство красителей, лекарств, пластмасс, растворителей).

В) Качественная реакция на нитрат-анионы

1) Выделение бурого газа при добавлении к веществу меди и концентрированной серной кислоты:

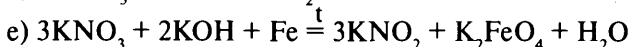
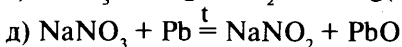
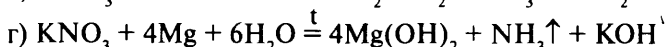
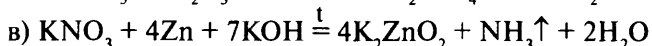
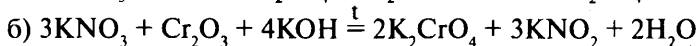
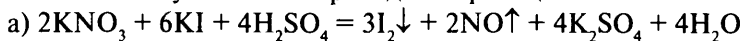


2) Выделение аммиака при добавлении к веществу концентрированного раствора щёлочи и цинковой пыли или алюминия:

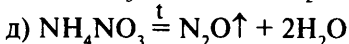
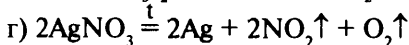
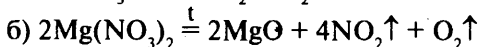
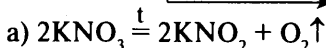
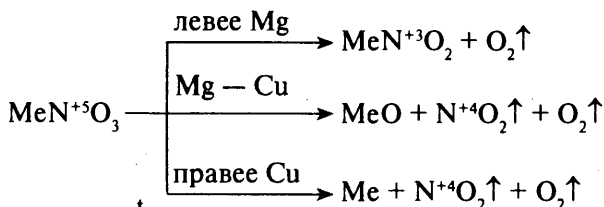


Особенности солей азотной кислоты

1) Все нитраты (в различных условиях) проявляют свойства окислителей. Продукты восстановления азота определяются природой восстановителя и условиями проведения реакции:



2) Продукты разложения сухих нитратов металлов при нагревании зависят от положения металла в ряду напряжений:



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 5: АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

5.1. Приведите характеристику элемента азота по Периодической системе Д. И. Менделеева.

5.2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства азота:

- | | |
|-----------------------|--------------------|
| 1) азота и кислорода; | 4) азота и хлора; |
| 2) азота и водорода; | 5) азота и лития; |
| 3) азота и фтора; | 6) азота и магния. |

5.3. Напишите уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства аммиака и его производных, укажите условия проведения реакций:

- 1) аммиака с водой;
- 2) аммиака с хлороводородом;
- 3) NH_3 и HNO_3 ;
- 4) хлорида аммония и нитрата серебра;
- 5) сульфата аммония с гидроксидом натрия;
- 6) хлорида аммония с гашёной известью.

5.4. Напишите уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства аммиака и его производных, укажите условия проведения реакций:

- 1) NH_3 и CuO ;
- 2) NH_3 и O_2 (горение);

- 3) NH_3 и O_2 (каталитическое окисление);
- 4) нагревание NH_4NO_2 ;
- 5) нагревание $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- 6) нагревание NH_4NO_3 ;
- 7) нагревание $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
- 8) нагревание хлорида аммония;
- 9) аммиака с оксидом цинка.

5.5. Напишите уравнения реакций, доказывающих общие кислотные свойства азотной кислоты: диссоциация; взаимодействие с оксидом магния и оксидом цинка (основный и амфотерный оксиды); гидроксидом натрия (основание); гидроксидом железа(III) (амфотерный гидроксид); карбонатом натрия; гидрокарбонатом кальция и гидроксонитратом меди(II) (соли).

5.6. Напишите уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства азотной кислоты и её производных, укажите условия проведения реакций:

- | | |
|---|---|
| 1) HNO_3 _(разб.) с медью; | 4) HNO_3 _(разб., гор.) с железом; |
| 2) HNO_3 _(разб.) с цинком; | 5) HNO_3 _(разб.) с фосфором; |
| 3) HNO_3 _(оч. разб.) с магнием; | 6) HNO_3 _(разб.) с серой. |

5.7. Напишите уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства азотной кислоты и её производных, укажите условия проведения реакций:

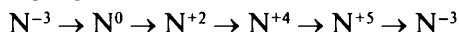
- | | |
|--|---|
| 1) HNO_3 _(разб.) с йодидом натрия; | 4) HNO_3 _(конц.) с серой; |
| 2) HNO_3 _(конц.) с медью; | 5) HNO_3 _(конц.) с углеродом; |
| 3) HNO_3 _(конц.) с серебром; | 6) HNO_3 _(конц.) с фосфором. |

5.8. Напишите уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства азотной кислоты и её производных, укажите условия проведения реакций:

- 1) HNO_3 _(конц.) с сероводородом;
- 2) HNO_3 _(конц.) с сульфидом цинка;
- 3) HNO_3 _(конц.) с йодидом калия;
- 4) HNO_3 _(конц.) с оксидом железа(II);
- 5) HNO_3 _(конц.) с сернистым газом.

5.9. Напишите уравнения реакций разложения при нагревании азотной кислоты и нитратов натрия, магния, меди(II), серебра, аммония, алюминия.

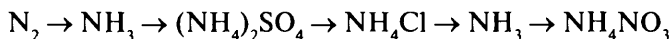
- 5.10. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



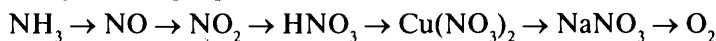
- 5.11. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



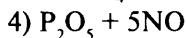
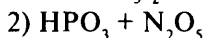
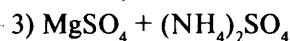
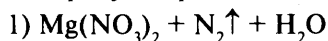
- 5.12. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



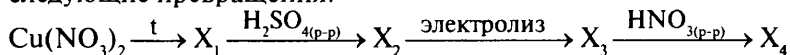
- 5.13. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



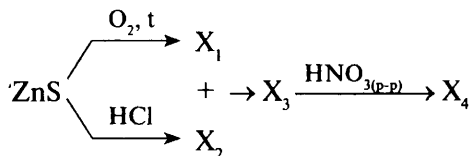
- 5.14. Какие два вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны все продукты реакции без коэффициентов)?



- 5.15. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



- 5.16. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



6 | Фосфор и его соединения

Общая характеристика элемента

Элемент фосфор, знак P, находится в главной подгруппе V группы (VA группа) 3-го периода.

Строение атома: ${}_{15}^{31}\text{P}_{2e}{}_{8e}{}_{5e}$, 15p, 16n, 15ē.

Электронная формула: ${}_{15}\text{P } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Электронно-графическая формула:

${}_{15}\text{P}$	3	↑↓	↑	↑	↑					
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
	1	↑↓								
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>			<i>d</i>				

В атоме фосфора в основном состоянии имеется 3 неспаренных электрона.

Степени окисления в соединениях:

- низшая P^{-3} , летучее водородное соединение PH_3 , проявляет основные свойства;

- высшая P^{+5} в высшем оксиде P_2O_5 , кислота метафосфорной HPO_3 , пиррофосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, ортофосфорной H_3PO_4 и их производных;

- промежуточные степени окисления (P^{+3}O_3 , P^{-2}H_4 , $\text{H}_3\text{P}^{+1}\text{O}_2$ и др.).

Нахождение в природе

Элемент фосфор в природе находится только в составе соединений, например минералы фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и апатиты $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ (фторапатит) или $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ (хлорапатит), в составе биологических объектов.

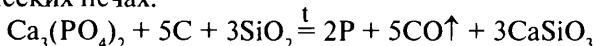
Физические свойства

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций.

Белый фосфор P_4 (температура плавления $+44^\circ\text{C}$), имеет молекулярную кристаллическую решётку, — бесцветное, очень ядовитое вещество, самовоспламеняется на воздухе, не растворим в H_2O , растворяется в CS_2 . При хранении превращается в красный фосфор (температура плавления 600°C) — неядовитое вещество полимерного строения красного цвета. При выдерживании белого фосфора P_4 при высоких температурах и давлениях может образовываться чёрный фосфор, имеющий слоистое строение (напоминает структуру графита) и обладающий полупроводниковыми свойствами.

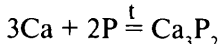
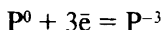
Получение

Фосфор получают восстановлением из фосфатов углём в электрических печах:

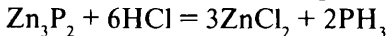
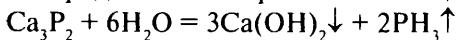


Химические свойства фосфора

А) Фосфор P проявляет свойства окислителя при взаимодействии с активными металлами (образуются фосфиды):



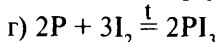
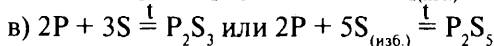
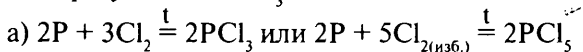
Фосфиды металлов разлагаются водой или кислотами:



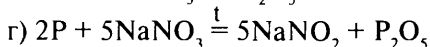
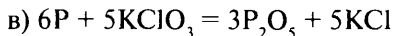
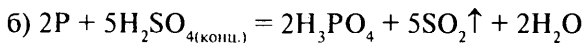
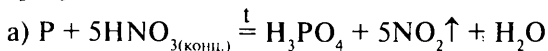
С водородом красный фосфор практически не реагирует.

Б) Фосфор проявляет свойства восстановителя.

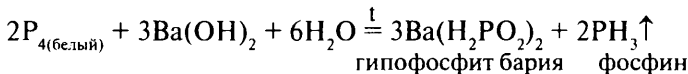
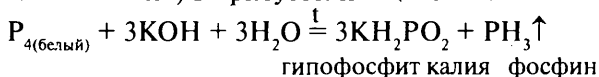
1) Взаимодействует с более активными неметаллами: в зависимости от условий могут образовываться как соединения P^{+3} , так и P^{+5} ; йод образует только PI_3 .



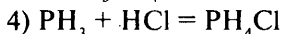
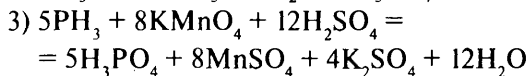
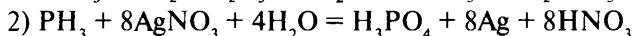
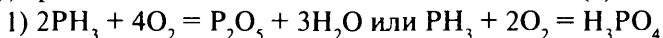
2) Взаимодействует со сложными веществами-окислителями — азотной (а) и серной (б) кислотами, хлоратами (в), нитратами (г) и др., образуя соединения в степени окисления +5:



В) Вступает в реакцию **диспропорционирования** (самоокисления-самовосстановления) в присутствии щелочей:



Фосфин PH_3 — ядовитый газ с чесночным запахом; сильный восстановитель, самовоспламеняется на воздухе (1) и легко окисляется (2, 3), проявляет очень слабые основные свойства (4):



хлорид фосфония

Применение фосфора

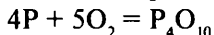
В производстве фосфорной кислоты и зажигательных составов (спички, напалм).

Оксид фосфора(III)

Оксид фосфора(III) существует в виде димера P_4O_6 — легкоплавкое (+23,8°C) вещество белого цвета, образуется при окислении фосфора кислородом или при горении в недостатке кислорода, реагирует с водой с образованием фосфористой кислоты, окисляется кислородом воздуха.

Оксид фосфора(V)

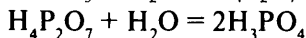
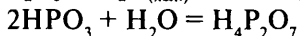
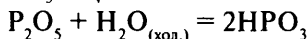
Оксид фосфора(V) существует в виде димера P_4O_{10} (фосфорный ангидрид) — порошок белого цвета, чрезвычайно гигроскопичен, температура плавления $+422^\circ C$, образуется при горении фосфора в избытке кислорода:



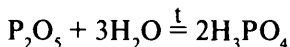
Применяется для получения ортофосфорной кислоты и в качестве осушителя (поглощает воду).

1) Проявляет общие свойства кислотных оксидов:

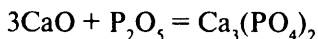
а) при взаимодействии с холодной водой последовательно образует метафосфорную HPO_3 , пирофосфорную $H_4P_2O_7$ и ортофосфорную H_3PO_4 кислоты:



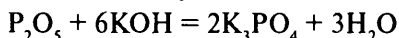
При взаимодействии с горячей водой сразу образуется H_3PO_4 :



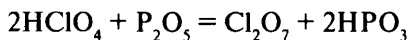
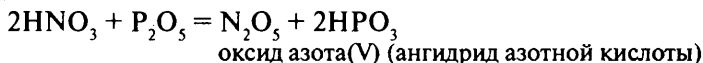
б) взаимодействует с основными оксидами с образованием солей ортофосфорной кислоты:



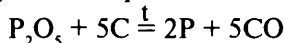
в) взаимодействует со щелочами:



2) Активно отнимает воду, поэтому используется для получения оксидов:



3) Может проявлять окислительные свойства:



Ортофосфорная кислота H_3PO_4

H_3PO_4 — бесцветные, расплывающиеся на воздухе кристаллы, температура плавления $+42^\circ C$, растворима в воде.

Получение

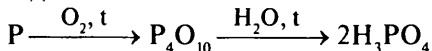
1) В промышленности:

а) из фосфата кальция:



б) сжиганием фосфора и растворением полученного оксида

P_4O_{10} в воде:



2) В лаборатории — окислением фосфора азотной кислотой:

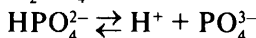
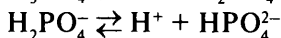
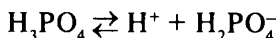


Химические свойства

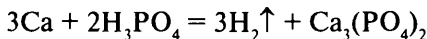
H_3PO_4 — трёхосновная кислота средней силы.

А) Общие свойства кислот

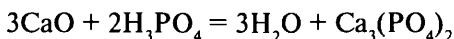
1) Диссоциация (3 стадии) и окрашивание индикаторов:



2) Взаимодействует с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода (окислитель H^+):

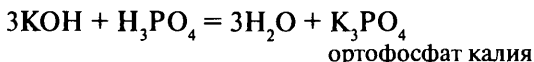
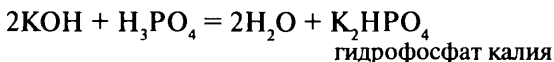
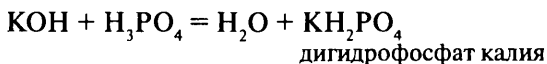


3) Взаимодействует с основными и амфотерными оксидами:

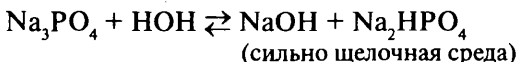


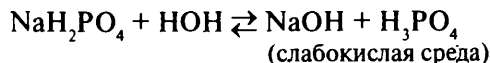
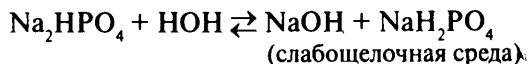
ортофосфат кальция

4) Взаимодействует с основаниями и амфотерными гидроксидами с образованием кислых (одно- и двузамещённых фосфатов) и средней соли:

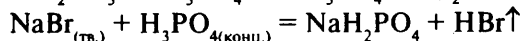
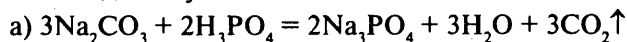


Растворимые соли подвергаются гидролизу:

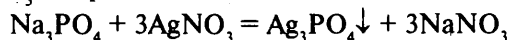




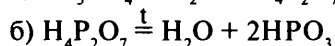
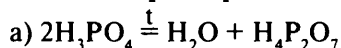
5) Взаимодействует с солями:



б) качественная реакция на H_3PO_4 и её соли — взаимодействие с AgNO_3 с образованием осадка жёлтого цвета:



Б) Разложение при нагревании

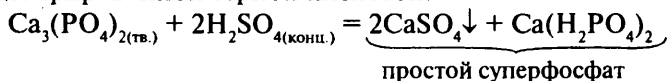


Применение

H_3PO_4 используется для производства фосфорных удобрений и в органическом синтезе.

Некоторые фосфорные удобрения

1) Простой суперфосфат получают при обработке фосфоритов концентрированной серной кислотой:

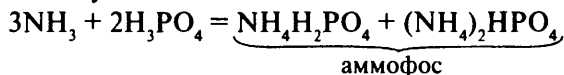


2) Двойной суперфосфат получают при обработке фосфоритов ортофосфорной кислотой:

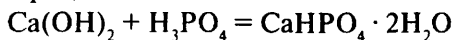


Двойной суперфосфат не содержит балластных веществ, вызывающих загипсовывание почвы, поэтому является более ценным удобрением, чем простой суперфосфат.

3) Аммофос представляет собой смесь гидро- и дигидрофосфатов аммония, образующуюся при пропускании аммиака через фосфорную кислоту:



4) Преципитат:



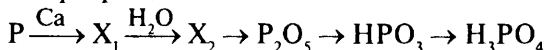
5) Костная мука

6) Фосфоритная мука

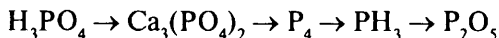
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 6: ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

- 6.1.** Охарактеризуйте свойства элемента фосфора по Периодической системе Д. И. Менделеева.
- 6.2.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства фосфора и фосфина:
- 1) получения фосфора из ортофосфата кальция;
 - 2) горения фосфора;
 - 3) фосфора с хлором;
 - 4) фосфора с серой;
 - 5) фосфора с водородом;
 - 6) фосфора с кальцием;
 - 7) фосфора с раствором щёлочи.
- 6.3.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства фосфора и его соединений:
- 1) фосфора с хлоратом калия;
 - 2) фосфора с концентрированной азотной кислотой;
 - 3) фосфора с концентрированной серной кислотой;
 - 4) фосфида магния с водой;
 - 5) горения фосфина;
 - 6) фосфина с подкисленным раствором перманганата калия;
 - 7) фосфина с соляной кислотой.
- 6.4.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства оксида фосфора(V) и фосфорной кислоты:
- 1) оксида фосфора(V) с водой;
 - 2) оксида фосфора(V) с оксидом магния;
 - 3) оксида фосфора(V) с гидроксидом натрия;
 - 4) оксида фосфора(V) с азотной кислотой;
 - 5) оксида фосфора(V) с коксом.

- 6.5. Составьте уравнения реакций, характеризующих свойства фосфорной кислоты: диссоциации ортофосфорной кислоты и взаимодействия её с натрием, оксидом магния, оксидом цинка, гидроксидом натрия, гидроксидом кальция, карбонатом натрия, ортофосфатом калия.
- 6.6. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства фосфорной кислоты, между:
- 1) ортофосфорной кислотой и ортофосфатом кальция;
 - 2) ортофосфатом кальция и концентрированной серной кислотой;
 - 3) фосфатом натрия и нитратом серебра;
 - 4) ортофосфатом натрия и водой (растворения соли в воде);
 - 5) аммиаком и раствором ортофосфорной кислоты.
- 6.7. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



- 6.8. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



- 6.9. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



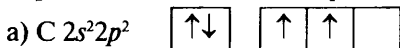
- 6.10. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:

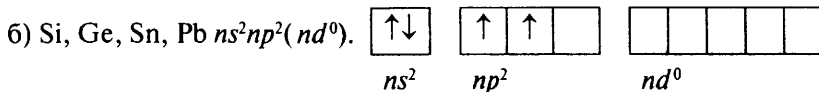


ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ IV ГРУППЫ

Элементы C, Si, Ge, Sn и Pb находятся в главной подгруппе IV группы (IVA группа).

Строение внешнего электронного слоя:





Атомы в основном состоянии имеют по 2 неспаренных электрона на внешнем слое.

В низшей степени окисления, Э^{-4} , образуют летучие водородные соединения CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 и PbH_4 , устойчивость которых уменьшается сверху вниз.

В высшей степени окисления (за счёт возбуждения и переноса s -электронов внешнего слоя на p -подуровень) Э^{+4} образуют высшие оксиды ЭO_2 и соответствующие им кислоты (H_2CO_3 , H_2SiO_3 и др.), сила которых убывает сверху вниз.

Для всех элементов подгруппы характерны соединения в промежуточных степенях окисления.

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;
- 3) неметаллические свойства ослабевают, металлические — усиливаются.

7 | Углерод и его соединения

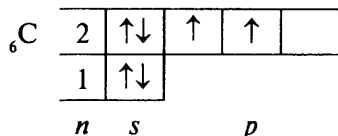
Общая характеристика элемента

Элемент углерод, знак С, находится во 2-м периоде, IV группе, главной подгруппе (группа IVA).

Строение атома: ${}^{12}\text{C}_{2e}{}_{4e}$, бр, бп, бѐ.

Электронная формула: ${}_6\text{C } 1s^22s^22p^2$.

Электронно-графическая формула:



Степени окисления в соединениях:

- низшая C^{-4} , летучее водородное соединение CH_4 , не проявляет кислотно-основных свойств;
- высшая C^{+4} в высшем оксиде CO_2 , кислоте H_2CO_3 и её производных;
- промежуточные: C^{-3} (C_2H_6), C^{+2} (CO) и др.

Нахождение в природе

Элемент C (0,35 % по массе) находится в природе:

- 1) в составе простых веществ — графита (более устойчив) и алмаза;
- 2) в составе сложных веществ:
 - а) неорганических — CO_2 и соли угольной кислоты (карбонаты и гидрокарбонаты), например $CaCO_3$ (мел, известняк, мрамор), $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (доломит), $MgCO_3$ (магнезит), $(CuOH)_2CO_3$ (малахит) и др.;
 - б) органических — нефть, газ, уголь, торф, биологические объемы.

Физические свойства

Для углерода известно несколько аллотропных модификаций — графит, алмаз, карбин, фуллерены, поликумулен.

Алмаз — бесцветное прозрачное кристаллическое вещество, не проводит теплоту и электричество, самое твёрдое вещество на Земле, имеет атомное строение, атомы углерода находятся в состоянии sp^3 -гибридизации.

Графит — серовато-тёмное, жирное на ощупь вещество, хорошо проводит электричество, мягкий, имеет слоистое строение, атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации.

Карбин — мелкокристаллический порошок чёрного цвета, полупроводник, атомы углерода находятся в sp -гибридном состоянии.

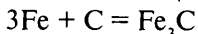
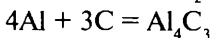
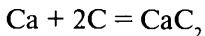
Фуллерены C_{60} и C_{70} — молекулярные соединения, представляющие собой выпуклые многогранники.

Химические свойства

При обычных условиях углерод весьма инертен, но при нагревании реагирует со многими веществами, проявляя свойства как окислителя, так и восстановителя.

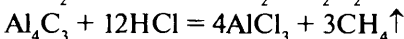
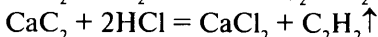
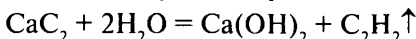
А) Свойства окислителя

1) Взаимодействие с металлами с образованием карбидов:

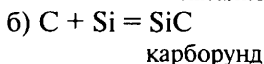
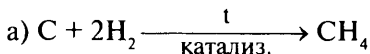


карбид железа (цементит)

Карбиды металлов гидролизуются водой и разлагаются кислотами с выделением углеводородов:

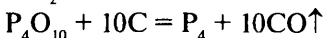
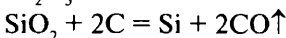
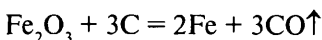
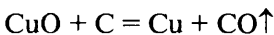


2) Взаимодействие с менее активными неметаллами:

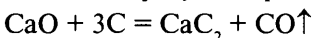
**Б) Свойства восстановителя**

Углерод — сильный восстановитель (при высоких температурах), способен восстанавливать некоторые металлы и неметаллы из их оксидов (1), реагировать с более активными неметаллами (2) и с некоторыми окислителями в составе сложных веществ (3).

1) Восстановление некоторых металлов и неметаллов из их оксидов:

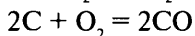
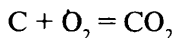


Оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов при нагревании с коксом образуют карбиды:

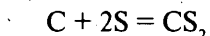


2) Взаимодействие с более активными неметаллами:

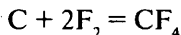
а) полное (до углекислого газа CO_2) и неполное (до угарного газа CO) горение:



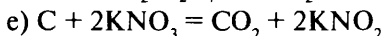
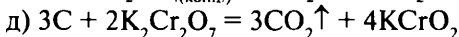
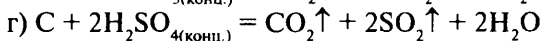
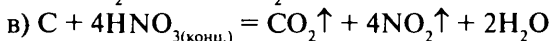
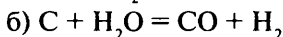
б) получение сероуглерода при пропускании паров серы через раскалённый уголь:



в) из галогенов реагирует только с фтором:



3) Взаимодействие со сложными веществами: получение угарного (а) и водяного (б) газов, горение в концентрированных азотной (в) и серной (г) кислотах, окисление дихроматом (д) и нитратом (е) калия и др.:



Применение углерода

Алмазы применяются для обработки твёрдых материалов (бурение горных пород, металлообрабатывающий инструмент) и в ювелирной промышленности (производство бриллиантов).

Графит используется для производства карандашей и электродов.

Уголь и кокс используются в качестве топлива и для получения металлов; активированный уголь является адсорбентом.

Оксиды углерода

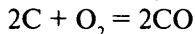
Оксид углерода(II)

Угарный газ, или оксид углерода(II) CO , — чрезвычайно ядовитый газ без цвета, запаха, мало растворим в воде, температура кипения $-191,5^\circ\text{C}$.

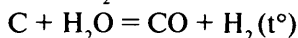
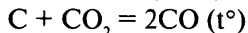
Вещество имеет молекулярное строение. Связь в молекуле — тройная, две связи образованы по обменному механизму, одна — по донорно-акцепторному.

Получение

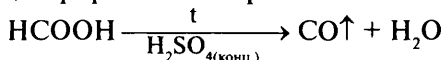
1) Окисление углерода недостатком кислорода:



2) Окисление угля углекислым газом или водой:



3) Действие на муравьиную кислоту водоотнимающих средств (концентрированной серной кислоты или оксида фосфора(V)):

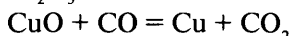
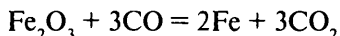


Химические свойства

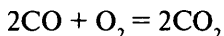
Оксид углерода(II) — несолеобразующий оксид, т. е. при обычных условиях не взаимодействует ни с кислотами, ни с основаниями.

1) Проявляет свойства сильного восстановителя при нагревании:

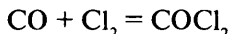
а) восстановление металлов из оксидов:



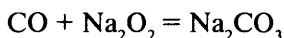
б) горение с выделением большого количества теплоты:



в) взаимодействие с хлором с образованием фосгена:

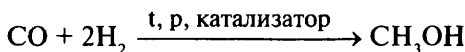


г) взаимодействие с пероксидом натрия с образованием карбоната натрия, реакция используется для регенерации атмосферы в замкнутых объёмах:

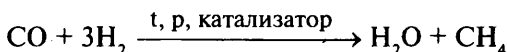


2) Получение органических веществ:

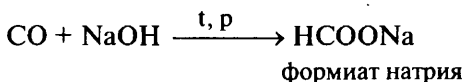
а) синтез метанола:



б) получение углеводов:



в) получение солей муравьиной кислоты:



Применение

Угарный газ применяется в качестве топлива, при получении метанола, металлов и фосгена, в органическом синтезе.

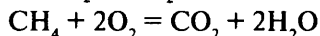
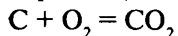
Оксид углерода(IV)

Углекислый газ, или оксид углерода(IV) CO_2 , — газ без цвета, запаха, мало растворим в воде, температура плавления $-76,2^\circ\text{C}$.

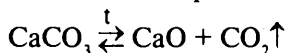
Вещество имеет молекулярное строение, молекула линейная, неполярная; атом углерода — в состоянии *sp*-гибридизации, связи ковалентные полярные.

Получение

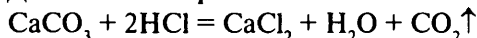
- 1) Горение (окисление) углерода или органических веществ:



- 2) Разложение карбонатов при нагревании:



- 3) Действие на карбонаты более сильных кислот:

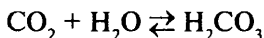


Химические свойства

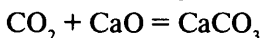
Углекислый газ может вступать в химические реакции без изменения степени окисления углерода, проявляя свойства кислотных оксидов, и проявлять окислительные свойства.

А) Общие свойства кислотных оксидов

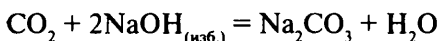
- 1) растворяется в H_2O с образованием неустойчивой слабой двухосновной угольной кислоты H_2CO_3 :



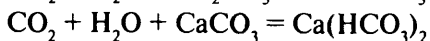
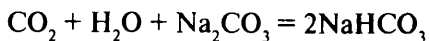
- 2) взаимодействует с основными оксидами:



- 3) взаимодействует со щелочами с образованием солей (карбонатов):



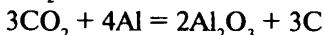
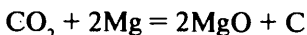
- 4) взаимодействует с карбонатами с образованием кислых солей, большинство из которых лучше растворяется в воде, чем средние соли:

**Б) Окислительные свойства**

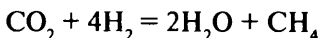
а) образование угарного газа:



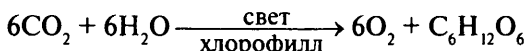
б) горение активных металлов в углекислом газе:



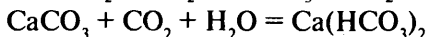
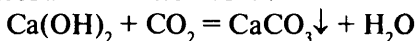
в) в присутствии катализаторов может образовывать органические вещества:



г) участвует в процессе фотосинтеза:



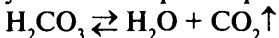
Качественная реакция на углекислый газ — помутнение известковой или баритовой воды (насыщенные прозрачные растворы гидроксидов кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$) при пропускании газа, которое исчезает при пропускании избытка CO_2 в результате образования кислой соли:

**Применение**

Применяется при производстве напитков, соды, сахара, в огнетушителях, для хранения скоропортящихся продуктов (сухой лёд), для получения угарного газа, участвует в процессе фотосинтеза.

Угольная кислота и её соли

Угольная кислота H_2CO_3 — слабая двухосновная кислота, существует только в растворах

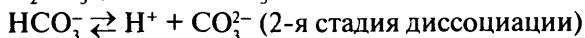
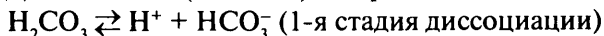


Проявляет общие свойства кислот. Растворимые соли подвергаются гидролизу. Окислительные свойства (по углероду в степени окисления +4) нехарактерны.

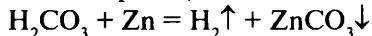
Химические свойства

В водном растворе углекислого газа образуется H_2CO_3 , которая проявляет многие общие свойства кислот.

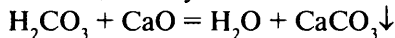
1) Диссоциация (2 стадии) и окрашивание индикаторов:



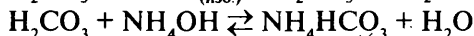
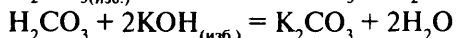
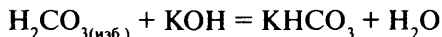
2) Взаимодействует с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода (окислитель H^+):



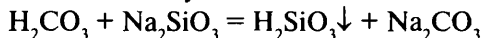
3) Взаимодействует с основными оксидами:



4) Взаимодействует с основаниями, образуя кислые и средние соли:



5) Взаимодействует с солями более слабых кислот:



Соли угольной кислоты

Na_2CO_3 — карбонат натрия (кальцинированная сода) и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — декагидрат карбоната натрия (кристаллическая сода) применяются в производстве бумаги, стекла, мыла, в быту.

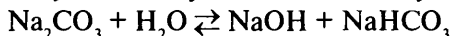
NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия (питьевая сода, двууглекислая сода) применяется в медицине, в пищевой и кондитерской промышленности.

K_2CO_3 — карбонат калия (поташ) применяется для производства мыла и специальных сортов стекла, в химической промышленности.

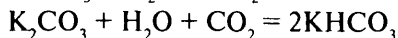
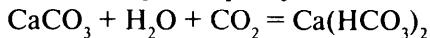
CaCO_3 — карбонат кальция (мел, известняк, мрамор) применяется для получения негашёной извести, в строительстве, в архитектуре, для изготовления скульптур.

Свойства солей угольной кислоты

1) Соли угольной кислоты при растворении в воде подвергаются гидролизу по аниону и имеют щелочную среду:



2) Карбонаты превращаются в гидрокарбонаты при взаимодействии с водным раствором углекислого газа:



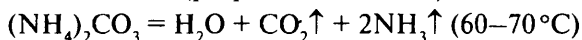
3) Отношение к нагреванию.

А) Карбонаты щелочных металлов плавятся без разложения. Карбонаты других металлов и аммония при нагревании разлагаются на оксид металла или аммиак и углекислый газ:

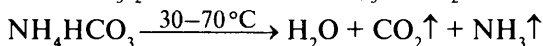
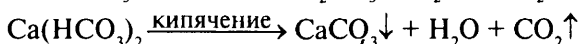
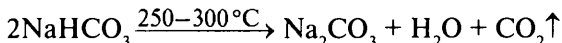
а) обжиг известняка (получение негашёной извести):



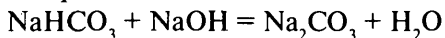
б) разложение карбоната аммония используется в кондитерской промышленности (разрыхлитель теста):



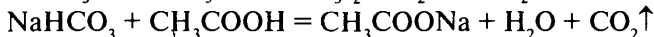
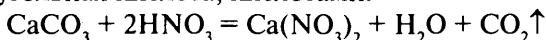
Б) Гидрокарбонаты при нагревании легко разлагаются:



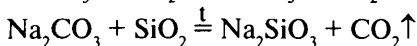
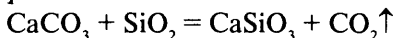
4) Гидрокарбонаты при взаимодействии со щелочами превращаются в карбонаты:



5) Карбонаты и гидрокарбонаты реагируют с более сильными, чем угольная кислота, кислотами:



6) Оксид кремния(IV) вытесняет более летучий CO_2 из карбонатов при сплавлении:



Качественная реакция на карбонат-ионы — действие раствора кислоты. При действии кислот происходит выделение газа CO_2 , который определяют по помутнению известковой или баритовой воды.

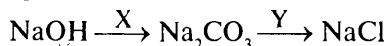
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 7: УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

- 7.1.** Охарактеризуйте свойства элемента углерода по Периодической системе Д. И. Менделеева.
- 7.2.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства углерода:
- | | |
|--------------------------|------------------------------|
| 1) горения углерода; | 6) кокса с оксидом меди(II); |
| 2) углерода с хлором; | 7) кокса с оксидом кальция; |
| 3) углерода с серой; | 8) угля с водой |
| 4) углерода с водородом; | 9) угля с углекислым газом. |
| 5) углерода с алюминием; | |
- 7.3.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и получение оксида углерода(II):
- 1) углекислого газа с углём;
 - 2) угля с водой;
 - 3) дегидратации муравьиной кислоты;
 - 4) оксида железа(III) с угарным газом;
 - 5) горения угарного газа;
 - 6) оксида углерода(II) с хлором;
 - 7) оксида углерода(II) со щёлочью;
 - 8) оксида углерода(II) с водородом в присутствии катализатора;
 - 9) оксида углерода(II) с пероксидом натрия.
- 7.4.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и получение оксида углерода(IV), угольной кислоты и её солей:
- 1) горения угля;
 - 2) горения метана;
 - 3) обжига известняка;
 - 4) карбоната кальция с соляной кислотой;
 - 5) угля с концентрированной азотной кислотой;
 - 6) угля с концентрированной серной кислотой;
 - 7) оксида углерода(IV) с водой, оксидом кальция, гидроксидом натрия, раствором силиката натрия;
 - 8) углекислого газа с известковой водой.

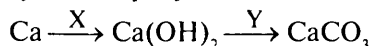
7.5. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и получение оксида углерода(IV), угольной кислоты и её солей:

- 1) углекислого газа с магнием;
- 2) углекислого газа с углём;
- 3) диссоциации угольной кислоты;
- 4) растворов карбоната кальция и натрия с углекислым газом;
- 5) нагревания растворов гидрокарбонатов натрия и кальция;
- 6) известковой воды с гидрокарбонатом кальция;
- 7) оксида углерода(IV) с пероксидом натрия;
- 8) растворения карбоната калия в воде.

7.6. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



7.7. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



7.8. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения?



8 | Кремний и его соединения

Общая характеристика элемента

Элемент кремний, знак Si, находится в 3-м периоде, в главной подгруппе IV группы.

Строение атома: ${}_{14}^{28}\text{Si}({}_{2e})_{8e})_{4e}$, 14p, 14n, 14ē.

Электронная формула: ${}_{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

Электронно-графическая формула:

${}_{14}\text{Si}$	3	↑↓	↑	↑						
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
	1	↑↓								
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>		<i>d</i>					

В основном состоянии в атоме кремния имеется 2 неспаренных электрона.

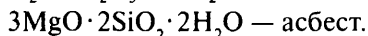
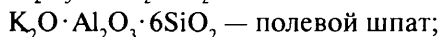
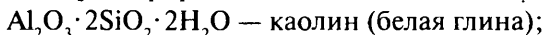
Степени окисления в соединениях:

- низшая Si^{-4} , летучее водородное соединение SiH_4 , не проявляет кислотно-основных свойств;
- высшая Si^{+4} в высшем оксиде SiO_2 , кислоте H_2SiO_3 и её производных;
- образует соединения в промежуточных степенях окисления.

Нахождение в природе

Элемент Si (27,6% по массе) находится в природе только в составе соединений — SiO_2 (кремнезём, кварц, горный хрусталь, песок) и силикатах, образующих земную кору.

Некоторые природные силикаты:



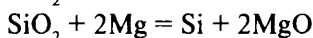
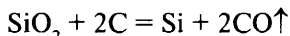
Физические свойства

Кристаллический кремний — вещество тёмно-серого цвета со стальным блеском, полупроводник, имеет атомную кристаллическую решётку (похожую на решётку алмаза), атомы кремния находятся в состоянии sp^3 -гибридизации, температура плавления +1415°C.

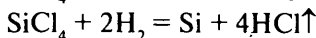
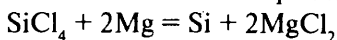
Известен также аморфный кремний.

Получение

1) Восстановлением диоксида кремния при высоких температурах коксом или магнием:



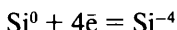
2) Восстановлением тетрахлорида кремния:



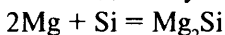
Химические свойства

При обычных условиях кремний весьма инертен, но при нагревании, особенно в аморфном состоянии, реагирует со многими веществами, проявляя свойства как окислителя, так и восстановителя.

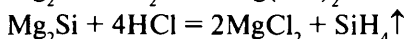
А) Свойства окислителя



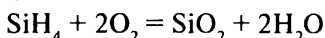
Взаимодействует с металлами с образованием силицидов:



Силициды активных металлов разлагаются водой и кислотами:

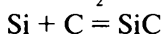
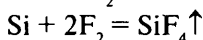
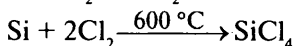
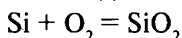


Силаны самовоспламеняются на воздухе:

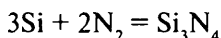


Б) Свойства восстановителя

1) Взаимодействует с более активными неметаллами:

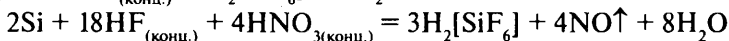
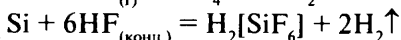
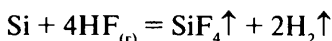


карбид кремния (карборунд)

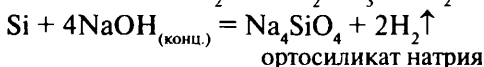
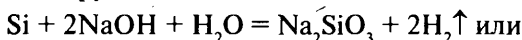


2) Взаимодействует со сложными веществами.

а) Из кислот реагирует только с плавиковой кислотой HF или смесью плавиковой и азотной кислот:



б) Реагирует со щелочами:



Применение кремния

Кремний используется для получения легированных сталей, производства полупроводниковых приборов и изготовления кислотоустойчивой аппаратуры.

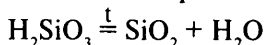
Оксид кремния(IV)

Оксид кремния(IV) SiO_2 — кремнезём (кварц, горный хрусталь, песок, силикагель) — тугоплавкое вещество ($+1713^\circ\text{C}$), нерастворимое в воде.

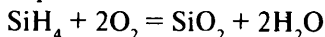
Оксид кремния имеет атомную кристаллическую решётку, связи ковалентные полярные.

Получение

- 1) Разложение кремниевой кислоты:



- 2) Горение силана:



- 3) Образование из простых веществ:

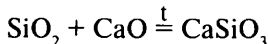


Химические свойства

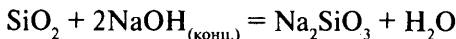
А) Химически малоактивен, но способен проявлять некоторые свойства кислотных оксидов.

- 1) С водой не взаимодействует.

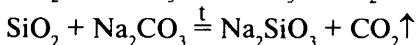
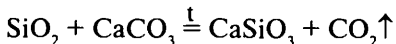
- 2) Взаимодействует с основными оксидами при сплавлении:



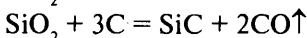
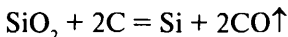
- 3) Растворяется в растворах щелочей и реагирует с ними при сплавлении:

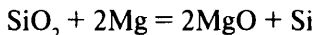


- 4) Вытесняет летучие оксиды, например CO_2 , из солей при сплавлении:

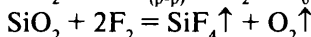
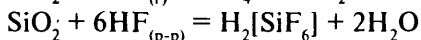
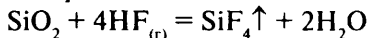


Б) Проявляет при высоких температурах слабые окислительные свойства:





В) Реагирует с фтороводородом, растворяется в плавиковой кислоте и взаимодействует со фтором с образованием газообразного фторида кремния:

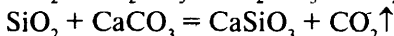
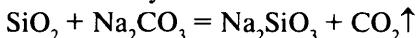


Применение

Применяется при производстве кремния, стекла и цемента, в строительстве и производстве керамических изделий.

Стекло

Стекло получают сплавлением смеси песка, соды и известняка:



Тугоплавкое стекло получают, используя поташ K_2CO_3 вместо соды.

Хрусталь получают, используя PbO вместо CaCO_3 .

Окрашивают стекло, добавляя оксиды: Cr_2O_3 — зелёный цвет, CoO — синий, MnO_2 — красно-лиловый и др.

Цемент

Цемент — порошок серо-зеленоватого цвета. Получают, спекая смесь глины и карбоната кальция при 1400–1500 °С и размалывая полученную массу.

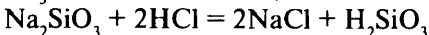
Кремниевая кислота

Нерастворимое в воде вещество белого цвета полимерного строения, состав которого зависит от условий получения, выражают формулой $x\text{H}_2\text{O} \cdot y\text{SiO}_2$.

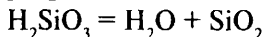
H_2SiO_3 — метакремниевая кислота ($\text{H}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$) (простейшая формула, используемая для описания свойств кремниевой кислоты).

H_4SiO_4 — ортокремниевая кислота ($2\text{H}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$).

Получают при действии кислот на растворимые соли Na_2SiO_3 или K_2SiO_3 («жидкое стекло»):



При нагревании кремниевая кислота постепенно теряет воду и превращается в оксид кремния(IV):



Кремниевая кислота очень слабая, не окрашивает индикаторы; растворимые соли сильно гидролизваны и раствор имеет щелочную среду. Соли кремниевой кислоты — силикаты.

Качественная реакция на силикаты — действие на растворы солей сильных кислот, происходит образование нерастворимой кремниевой кислоты.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 8: КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

- 8.1.** Приведите характеристику элемента кремния по Периодической системе Д. И. Менделеева.
- 8.2.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и способы получения кремния, между:
- 1) оксидом кремния(IV) и коксом;
 - 2) оксидом кремния(IV) и магнием;
 - 3) хлоридом кремния(IV) и цинком;
 - 4) хлоридом кремния(IV) и водородом;
 - 5) кремнием и кислородом;
 - 6) кремнием и хлором.
- 8.3.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и способы получения кремния:
- 1) кремния с углеродом;
 - 2) кремния с азотом;
 - 3) кремния с магнием;
 - 4) кремния с соляной кислотой;
 - 5) кремния с азотной кислотой;
 - 6) кремния с плавиковой кислотой.
- 8.4.** Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и способы получения кремния:
- 1) кремния с раствором гидроксида натрия;
 - 2) кремния с оксидом железа;
 - 3) силицида магния с водой;
 - 4) силицида магния с соляной кислотой;

- 5) силана с кислородом;
- 6) хлорида кремния(IV) с водой.

8.5. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и способы получения оксида кремния(IV), кремниевой кислоты и её солей:

- 1) горение кремния;
- 2) нагревание кремниевой кислоты;
- 3) оксида кремния(IV) с водой;
- 4) оксида кремния(IV) с оксидом кальция;
- 5) оксида кремния(IV) с гидроксидом натрия.

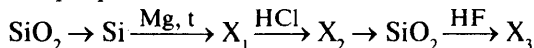
8.6. Составьте уравнения практически осуществимых реакций, характеризующих свойства и способы получения оксида кремния(IV), кремниевой кислоты и её солей:

- 1) оксида кремния(IV) с карбонатом кальция;
- 2) оксида кремния(IV) с карбонатом натрия;
- 3) оксида кремния(IV) с плавиковой кислотой;
- 4) оксида кремния(IV) с фтором;
- 5) силиката натрия с соляной кислотой;
- 6) жидкого стекла с углекислым газом.

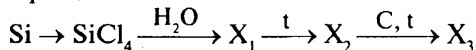
8.7. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



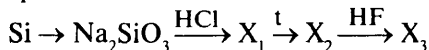
8.8. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



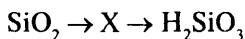
8.9. Напишите уравнения реакций, позволяющие осуществить следующие превращения:



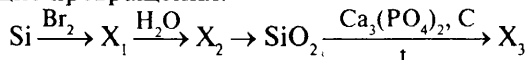
8.10. Напишите уравнения реакций, позволяющие осуществить следующие превращения:



8.11. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



8.12. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



МЕТАЛЛЫ. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Понятие «металлы»

Металлы — это элементы, атомы которых более или менее легко отдают электроны и практически не обладают способностью их присоединять. Отдавая электроны, атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы — катионы.

Простые вещества-металлы обладают совокупностью общих физических свойств.

Положение в Периодической системе

1) В главных подгруппах металлы — это *s*-элементы, кроме водорода H и гелия He; *p*-элементы, которые находятся ниже условной линии «бор В — астат At».

2) Металлы — все элементы побочных подгрупп (*d*- и *f*-элементы).

Особенности строения атомов и закономерности изменения свойств

1) Большинство металлов имеют на внешнем энергетическом уровне небольшое число электронов: *s*- и *p*-элементы имеют 1–3 электрона (у олова и свинца — по 4 электрона; у сурьмы и висмута — по 5), элементы побочных подгрупп имеют по 0–2 электрона.

2) Большой, по сравнению с неметаллами, радиус атома.

3) По периоду слева направо (для элементов главных подгрупп) радиус атома уменьшается, лёгкость отдачи электронов уменьшается и металлические свойства ослабевают. Происходит постепенный переход от типичных металлов через амфотерные элементы к типичным неметаллам.

4) По группе (для элементов главных подгрупп) радиус атома увеличивается сверху вниз, возрастает лёгкость отдачи электронов и усиливаются металлические свойства.

Строение простых веществ

Металлы имеют металлическую кристаллическую решётку: в узлах решётки находятся ионы и атомы металла, а пространство между ними заполнено свободно перемещающимися электронами («электронный газ») (см. с. 60).

Общие физические свойства металлов

1. Серебристо-серый цвет (кроме Cu и Au) и блеск (объясняется тем, что обобществлённые электроны обладают способностью к отражению световых лучей).

2. Электропроводность (большое число свободных обобществлённых электронов перемещается в электрическом поле и обеспечивает протекание электрического тока).

3. Теплопроводность (свободные электроны, сталкиваясь с колеблющимися в узлах решётки ионами и атомами, обмениваются с ними энергией).

4. Пластичность (под действием внешней силы слои атомов смещаются относительно друг друга, и так как «электронный газ» перемещается вместе со слоями, то связь не нарушается и металл не разрушается).

Общие химические свойства металлов

Все металлы — только восстановители.

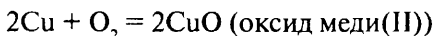
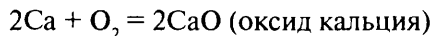
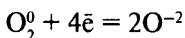
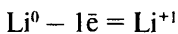
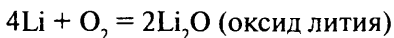


В химических реакциях с металлами окислителями могут быть:

А) Простые вещества-неметаллы

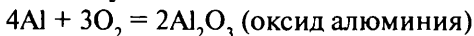
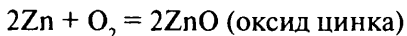
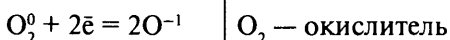
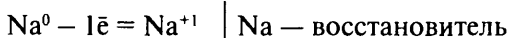
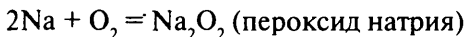
1) Кислород O_2 — образуются оксиды, основные или амфотерные, или пероксиды:

основные оксиды

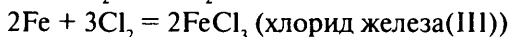
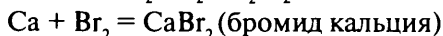


Li — восстановитель

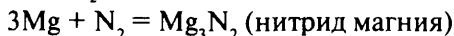
O₂ — окислитель

амфотерные оксиды*пероксиды*2) Другие неметаллы (образуются соли **-ИДЫ**):

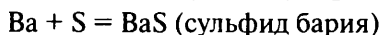
а) галогены F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 образуют соли — галогениды:



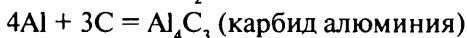
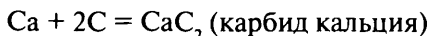
б) азот N_2 — образуются нитриды:



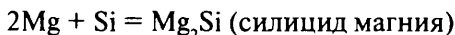
в) сера S — образуются сульфиды:



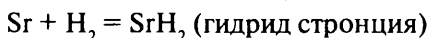
г) углерод C — образуются карбиды:



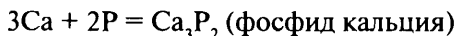
д) кремний Si — образуются силициды:



е) водород H_2 — образуются гидриды (только для щелочных и щёлочно-земельных металлов):



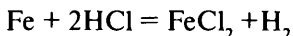
ж) фосфор P — образуются фосфиды:

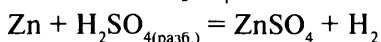
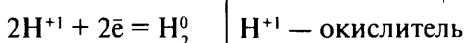


Возможно взаимодействие и с другими неметаллами.

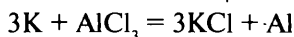
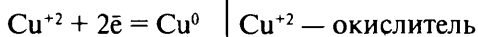
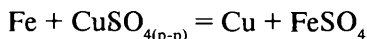
Б) Сложные вещества

1) Растворы кислот (кроме HNO_3 и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$) для металлов, расположенных в ряду активности левее водорода; окислителем является катион H^{+1} :



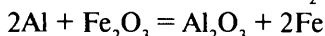
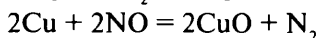
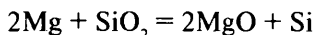


2) Соли менее активных металлов (реакция замещения):



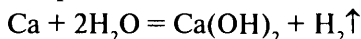
Щелочные металлы не могут вытеснять менее активные металлы из растворов солей, т. к. будут реагировать с водой.

3) Оксиды неметаллов и менее активных металлов:

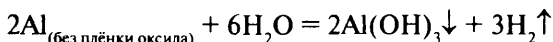


4) Вода:

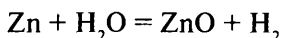
а) металлы, расположенные в ряду активности левее алюминия, реагируют с водой при обычных условиях с образованием растворимых гидроксидов:



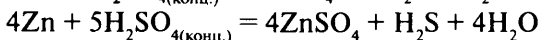
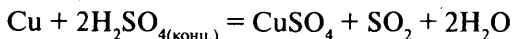
Алюминий, магний и марганец образуют нерастворимые гидроксиды:



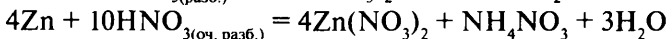
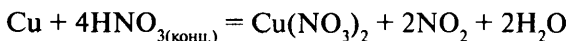
б) металлы средней активности (левее H_2) реагируют с водой при нагревании с образованием оксидов металлов:



5) Концентрированная серная кислота H_2SO_4 (см. раздел «Серная кислота»), окислителем является S^{+6} :



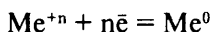
6) Азотная кислота HNO_3 , окислителем является N^{+5} (см. раздел «Азотная кислота»):



7) Некоторые другие вещества-окислители (нитраты, пероксид водорода H_2O_2 , озон O_3 , перманганат калия KMnO_4 , хлорат калия KClO_3 и др.).

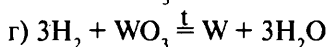
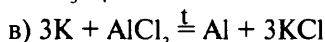
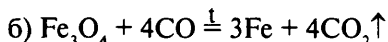
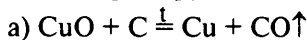
Общие способы получения металлов из соединений

Получение металлов из соединений основано на восстановлении металлов из их катионов:

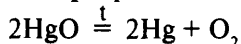


Восстановление может осуществляться:

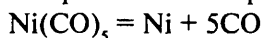
1) с использованием веществ-восстановителей: кокса (а), угарного газа (б), активных металлов (в), водорода (г) и некоторых других веществ (например, альдегиды в реакции «серебряного зеркала»):



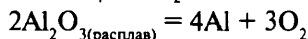
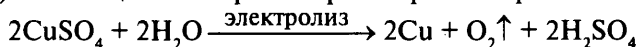
2) в результате внутримолекулярных окислительно-восстановительных превращений:



или разложения карбониллов металлов:

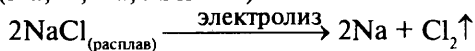


3) с помощью электролиза растворов или расплавов:



В зависимости от преобладающего технологического процесса выделяют:

1) *электрометаллургию* — получение металлов из растворов или расплавов при пропускании постоянного электрического тока; электролиз расплавов используется для получения активных металлов (Na, K, Ca, Al и т. п.).



Электролиз водных растворов солей используют для получения малоактивных металлов, для очистки металлов (рафинирование меди) и для нанесения защитных и декоративных покрытий (хромирование, цинкование, золочение и др.);

2) *пирометаллургию* — получение металлов из руд при высоких температурах с помощью восстановителей (H_2 , C, Al, Mg, Zn, CO); используется для получения мало- и среднеактивных металлов;

3) *гидрометаллургию* — выделение металла путём перевода его из руды в раствор с последующим восстановлением с помощью веществ-восстановителей или электролизом.

9 | Щелочные металлы

Общая характеристика подгруппы

Элементы Li, Na, K, Rb, Cs и Fr находятся в главной подгруппе I группы (IA группа).

Строение внешнего электронного слоя: ns^1 .

Атомы имеют по 1 неспаренному электрону.

Кристаллическая решётка — металлическая.

В соединениях имеют единственную степень окисления Э^{+1} , образуют высшие оксиды $\text{Э}_2\text{O}$ и соответствующие им основания ЭОН, являющиеся щелочами, сила которых возрастает сверху вниз.

Летучих водородных соединений не образуют, водородные соединения ЭН — солеобразные гидриды.

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;
- 3) восстановительные свойства простых веществ усиливаются от лития Li к цезию Cs;
- 4) металлическая активность усиливается;
- 5) уменьшаются температуры плавления: Li +180,5°C, Na +97,8°C, K +63,25°C, Rb +38,9°C, Cs +28,4°C, Fr +27°C.

Натрий, калий и их соединения

Общая характеристика

Элемент натрий, знак Na, находится в 3-м периоде, I группе главной подгруппе; калий, знак K, находится в 4-м периоде, I группе главной подгруппы.

Строение атома: ${}_{11}^{23}\text{Na})_{2e})_{8e})_{1e}$, 11p, 12n, 11ē;

${}_{19}^{39}\text{K})_{2e})_{8e})_{1e}$, 19p, 20n, 19ē.

Электронные формулы: ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;

${}_{19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Степень окисления в соединениях — +1, высшие оксиды Na_2O и K_2O , им соответствуют гидроксиды NaOH и KOH, являющиеся щелочами.

Соединения натрия окрашивают пламя в жёлтый цвет, калия — в фиолетовый.

Нахождение в природе

Элементы Na и K находятся в природе только в составе сложных веществ, образующих различные минералы, или в природных водах, например:

NaCl — хлорид натрия (поваренная соль, каменная соль);

NaCl · KCl — сильвинит;

KCl · MgCl₂ · 6H₂O — карналлит;

KCl · MgSO₄ · 3H₂O — каинит;

Na₂SO₄ · 10H₂O — глауберова соль (мирабилит);

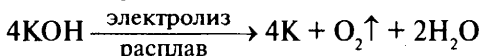
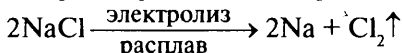
NaNO₃ — чилийская селитра.

Физические свойства

Натрий и калий — серебристо-белые мягкие металлы (разрезаются ножом), проводят теплоту и электричество, пластичны. На воздухе окисляются и самовоспламеняются, поэтому их хранят под слоем керосина или вазелинового масла.

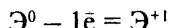
Получение

Электролиз расплавов хлоридов или гидроксидов:



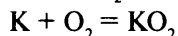
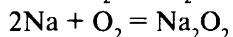
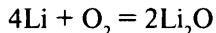
Химические свойства

Проявляют свойства очень сильных восстановителей.

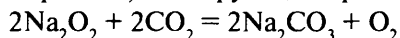


1) Взаимодействие с кислородом.

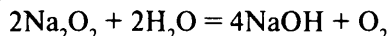
В отличие от лития, образующего в качестве продукта горения преимущественно оксид лития Li_2O , натрий и калий образуют в качестве преобладающих продуктов горения пероксид натрия Na_2O_2 и надпероксид калия KO_2 :



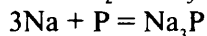
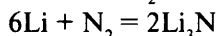
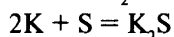
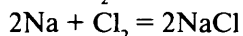
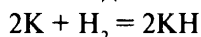
Na_2O_2 используют для поглощения углекислого газа CO_2 и угарного газа CO при регенерации воздуха в подводных лодках, космических кораблях, изолирующих противогАЗах:



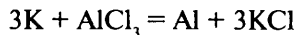
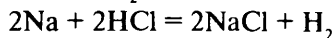
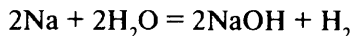
Пероксид натрия, как соль очень слабой кислоты (пероксида водорода), при взаимодействии с водой образует гидроксид натрия и кислород, т. к. выделяющийся пероксид водорода диспропорционирует на O^{-2} и O^0 :



2) Взаимодействие с другими неметаллами, например:



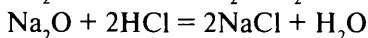
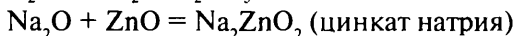
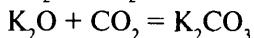
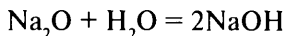
3) Взаимодействие со сложными веществами:



Оксиды щелочных металлов

Оксиды щелочных металлов — типичные основные оксиды, хорошо растворимые в воде. Взаимодействуют с водой с образованием

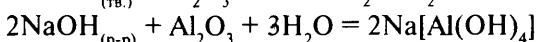
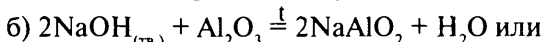
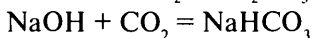
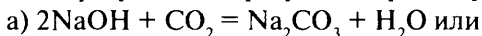
щелочей, реагируют с кислотными и амфотерными оксидами, кислотами:



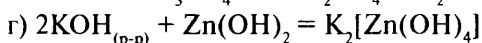
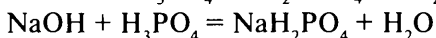
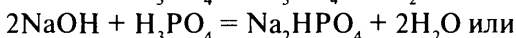
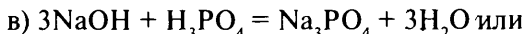
Гидроксиды щелочных металлов

Гидроксиды щелочных металлов — сильные растворимые в воде основания (щёлочи).

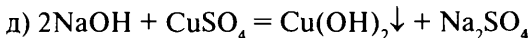
Реагируют с кислотными (а) и амфотерными (б) оксидами, кислотами (в) и амфотерными гидроксидами (г), растворимыми солями, если в результате образуется нерастворимое основание (д):



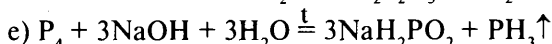
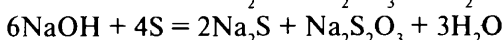
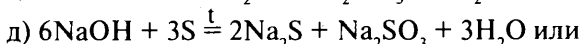
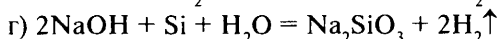
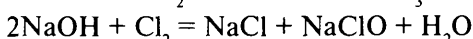
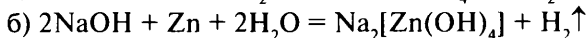
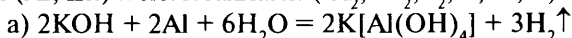
тетрагидроксоалюминат натрия



тетрагидроксоцинкат калия



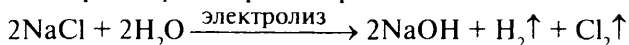
Щёлочи реагируют с некоторыми простыми веществами: металлами (Al, Zn) и неметаллами (Cl₂, Br₂, I₂, S, Si, P):



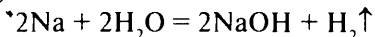
гипофосфит натрия фосфин

Получение щелочей

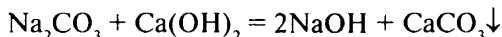
1) Электролиз растворов хлоридов щелочных металлов:



2) Взаимодействие щелочных металлов с водой:



3) Каустификация соды — взаимодействие соды с гашёной известью:



Применение

Гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода, каустик) применяют для очистки нефтепродуктов, в производстве мыла, бумаги, в текстильной и химической промышленности.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 9: ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

9.1. Приведите характеристику подгруппы щелочных металлов по Периодической системе Д. И. Менделеева.

9.2. Составьте уравнения реакций взаимодействия металлического натрия с кислородом, водородом, азотом, серой, фосфором, газообразным хлороводородом, безводным хлоридом алюминия, раствором хлорида цинка.

9.3. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) пероксида натрия с углекислым газом;
- 2) пероксида натрия с натрием;
- 3) калия с хлоридом алюминия;
- 4) пероксида натрия с угарным газом;
- 5) горения лития;
- 6) гидрида лития с водой;
- 7) гидрида натрия с соляной кислотой;
- 8) сульфида натрия с концентрированной азотной кислотой.

9.4. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

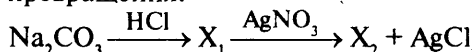
- 1) сульфида калия с концентрированной и разбавленной серной кислотой;
- 2) холодного раствора гидроксида калия с хлором и бромом;
- 3) горячего раствора гидроксида натрия с хлором и бромом;

- 4) гидроксида натрия с цинком;
- 5) раствора гидроксида калия с алюминием;
- 6) раствора гидроксида натрия с кремнием;
- 7) горячего раствора карбоната калия с хлором;
- 8) амида натрия с водой.

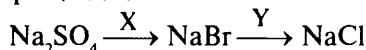
9.5. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



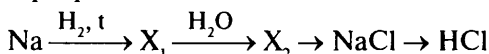
9.6. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



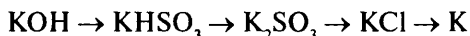
9.7. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



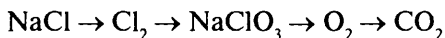
9.8. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



9.9. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



9.10. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



10 | Элементы главной подгруппы II группы

Общая характеристика подгруппы

Элементы Be, Mg, Ca, Sr, Ba и Ra находятся в главной подгруппе II группы (IIA группа).

Строение внешнего электронного слоя: ns^2 .

Кристаллическая решётка — металлическая.

В соединениях имеют единственную степень окисления Э^{+2} , образуют высшие оксиды ЭО и соответствующие им гидроксиды $\text{Э}(\text{OH})_2$, сила которых возрастает сверху вниз: $\text{Be}(\text{OH})_2$ — амфотерный гидроксид, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — нерастворимое основание, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — малорастворимое вещество, раствор которого является щёлочью; $\text{Sr}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — щёлочи.

Летучих водородных соединений не образуют, водородные соединения гидриды ЭH_2 .

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;
- 3) восстановительные свойства простых веществ усиливаются от бериллия Be к барию Ba;
- 4) металлические свойства усиливаются;
- 5) уменьшаются температуры плавления от Ca (+839°C) к Sr (739°C), Ba (725°C) и Ra (700°C).

Магний, щёлочно-земельные металлы (Ca, Sr, Ba) и их соединения

Нахождение в природе

Эти элементы находятся в природе только в составе сложных веществ, образующих различные минералы, или в природных водах, например:

- CaCO_3 — мел, известняк, мрамор;
- CaSO_4 — ангидрит;
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс;
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфорит;
- $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ — доломит;
- $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — английская (горькая) соль.

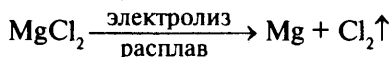
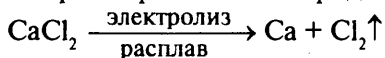
Физические свойства

Металлы серебристо-серого цвета, лёгкие, проводят теплоту и электричество. На воздухе (кроме магния) легко окисляются, поэтому хранятся под слоем керосина или вазелинового масла.

Соединения окрашивают пламя в характерные цвета: Ca — в кирпично-красный, Sr — карминово-красный, Ba — жёлто-зелёный.

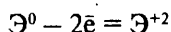
Получение

Электролиз расплавов хлоридов:



Химические свойства

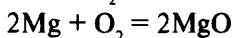
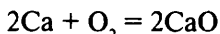
Типичные металлы, проявляют свойства очень сильных восстановителей.



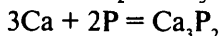
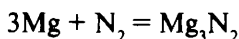
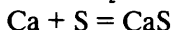
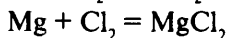
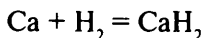
I. Взаимодействие с неметаллами.

1) Взаимодействие с кислородом.

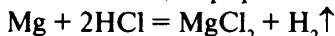
Преимущественно образующиеся продукты горения — оксиды, при горении бария образуется пероксид BaO_2 . Магний сгорает ослепительно-белым пламенем.



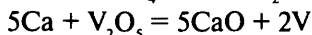
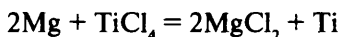
2) Взаимодействие с другими неметаллами, например:



II. Взаимодействие с кислотами с выделением H_2 (за исключением азотной и концентрированной серной кислот):

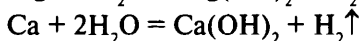
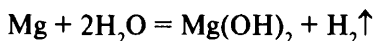


III. Взаимодействие с солями и оксидами менее активных металлов:

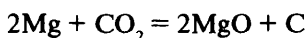


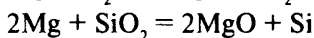
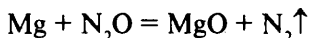
IV. Взаимодействие с другими окислителями:

а) с водой:



б) с оксидами неметаллов:





в) с HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 :

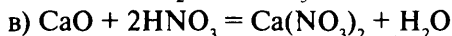
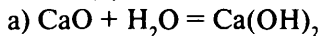


г) с некоторыми другими окислителями:



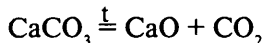
Оксиды

Оксиды — тугоплавкие вещества белого цвета, типичные основные оксиды: взаимодействуют с водой (а), кислотными оксидами (б), кислотами (в):



Получение оксида кальция (негашёной извести)

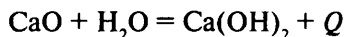
Обжиг известняка:



Гидроксиды

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, или гашёная известь, — рыхлый порошок белого цвета, немного растворимый в воде.

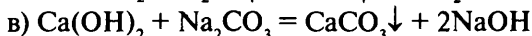
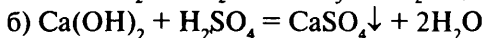
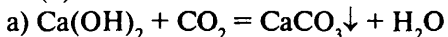
Получение (гашение извести)



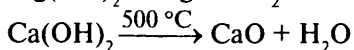
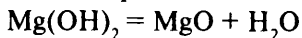
Взвесь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде называется известковым молоком, насыщенный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — известковой водой.

Химические свойства

Гидроксиды проявляют свойства типичных оснований и реагируют с кислотными оксидами (а), кислотами (б), растворимыми солями (в).



При нагревании нерастворимый гидроксид магния и плохо растворимый гидроксид кальция распадаются на оксид и воду.



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 10: ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ II ГРУППЫ

10.1. Приведите характеристику элементов главной подгруппы II группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева.

10.2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций кальция с кислородом, водородом, хлоридом калия, водой, азотом, серой, оксидом железа(III), соляной кислотой, разбавленной и концентрированной серной кислотой и разбавленной и очень разбавленной азотной кислотой.

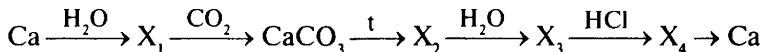
10.3. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) гидрида кальция с водой;
- 2) оксида кальция с водой;
- 3) оксида кальция с оксидом магния;
- 4) гидроксида кальция с оксидом алюминия;
- 5) оксида кальция с сернистым газом;
- 6) гидроксида кальция с углекислым газом.

10.4. Напишите уравнения практически осуществимых реакций между:

- 1) кальцием и хлоридом железа(II);
- 2) оксидом кальция и оксидом кремния(IV);
- 3) оксидом кальция и коксом;
- 4) оксидом кальция и оксидом алюминия;
- 5) ацетиленидом кальция и водой;
- 6) фосфидом магния и водой;
- 7) нитридом кальция и соляной кислотой.

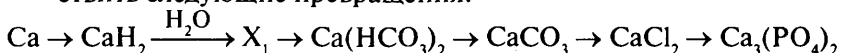
10.5. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



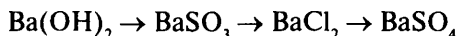
10.6. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



10.7. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



10.8. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



11 | Алюминий и его соединения

Общая характеристика главной подгруппы III группы

Элементы В, Al, Ga, In и Tl находятся в главной подгруппе III группы.

Строение внешнего электронного слоя: ns^2np^1 .

В соединениях имеют степень окисления Э^{+3} , образуют высшие оксиды $\text{В}_2\text{O}_3$ (кислотный), Al_2O_3 (амфотерный).

Летучих водородных соединений не образуют.

В подгруппе сверху вниз:

- 1) радиус атома увеличивается;
- 2) электроотрицательность уменьшается;
- 3) восстановительные свойства простых веществ усиливаются от бора В к таллию Tl;
- 4) металлические свойства усиливаются, неметаллические — ослабевают;
- 5) кристаллическая решётка — металлическая, бор имеет атомное строение.

Алюминий

Общая характеристика элемента

Элемент алюминий, знак Al, находится в 3-м периоде, главной подгруппе III группы.

Строение атома: ${}_{13}^{27}\text{Al} \left(2e'_{8e'} \right)_{3e'}$, 13p, 14n, 13ē.

Электронная формула: ${}_{13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, p-элемент.

Электронно-графическая формула:

${}_{13}\text{Al}$	3	↑↓	↑							
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
	1	↑↓								
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>		<i>d</i>					

В атоме алюминия в основном состоянии 1 неспаренный электрон. В своих соединениях алюминий находится в возбуждённом состоянии ($\text{Al}^+ \dots 3s^1 3p^2$) и имеет единственную степень окисления Al^{+3} .

Оксид Al_2O_3 и гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ амфотерны.

Летучее водородное соединение не образует.

Нахождение в природе

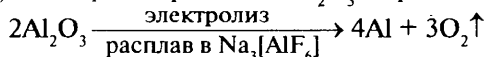
Алюминий находится в природе только в составе сложных веществ, образующих различные минералы, например: алюмосиликаты (каолинит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, нефелин $(\text{Na}, \text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ и др.), бокситы $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, корунд Al_2O_3 , криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$.

Физические свойства

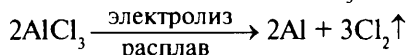
Алюминий — лёгкий металл серебристо-белого цвета, хорошо проводит теплоту и электричество. На воздухе устойчив (покрыт защитной оксидной плёнкой), температура плавления 660°C .

Получение

1) Электролиз расплава Al_2O_3 в криолите:

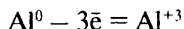


2) Электролиз расплава AlCl_3 :

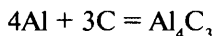
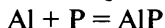
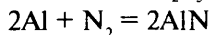
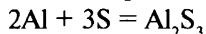
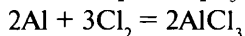
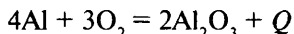


Химические свойства

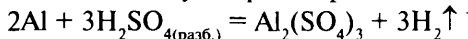
При обычных условиях поверхность алюминия покрыта оксидной плёнкой Al_2O_3 , поэтому его химическая активность невелика. При нарушении плёнки (наждаком, погружением в раствор щёлочи или амальгированием, т. е. обработкой поверхности ртутью*) алюминий проявляет свойства активного металла:



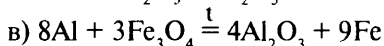
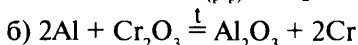
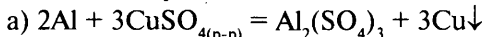
I. Взаимодействует с простыми веществами-неметаллами при нагревании:



II. Взаимодействует с растворами кислот (окислитель H^{+1}):

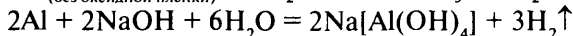
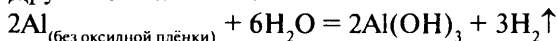


III. Взаимодействует с солями и оксидами менее активных металлов:

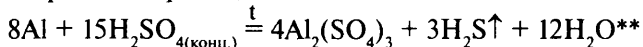


Восстановление металлов из их оксидов с помощью алюминия называется алюминотермией и сопровождается выделением большого количества тепла.

IV. Другие окислители:



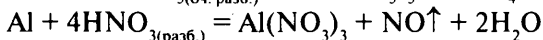
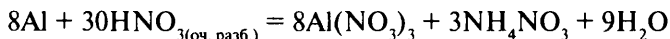
Холодными концентрированными азотной HNO_3 и серной H_2SO_4 кислотами алюминий пассивируется и не реагирует с ними. При нагревании реакция возможна:



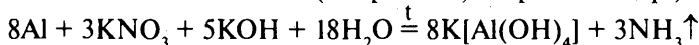
* Амальгама — сплав металла с ртутью.

** Возможно образование оксида серы(IV).

С разбавленной азотной кислотой алюминий реагирует без нагревания:



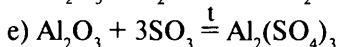
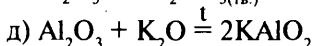
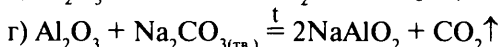
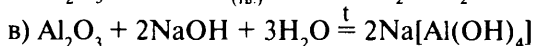
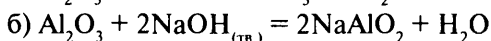
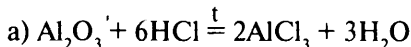
Являясь сильным восстановителем, алюминий может реагировать с солями-окислителями (нитратами, хлоратами и др.):



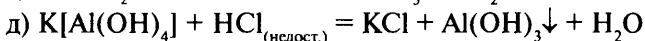
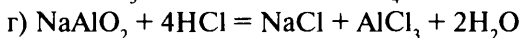
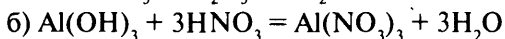
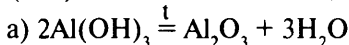
Химические свойства оксида и гидроксида алюминия

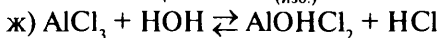
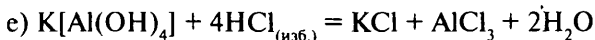
Оксид алюминия Al_2O_3 и гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерные вещества, т. е. взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами с образованием солей.

Оксид алюминия Al_2O_3 — тугоплавкое (+2053 °С) вещество белого цвета, имеет атомную кристаллическую решётку и потому химически мало активен: не взаимодействует с H_2O , реагирует с сильными кислотами только при нагревании (а), со щелочами — при сплавлении (б) или с концентрированными растворами (в), с некоторыми солями (г), основными (д) и кислотными (е) оксидами тоже при сплавлении:

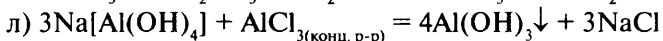
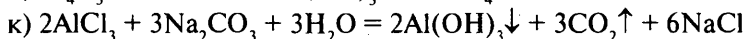
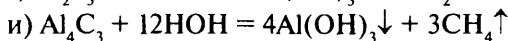
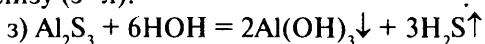


Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид, не растворимое в воде студенистое вещество белого цвета. Слабый электролит, разлагается при нагревании (а), взаимодействует с растворами кислот (б) и щелочей (в). Аллюминаты разлагаются кислотами (г—е). Соли алюминия подвергаются гидролизу (ж):





Если соль образована катионами алюминия и анионами слабых кислот, то такие соли подвергаются полному и необратимому гидролизу (з–л):



Применение

Алюминий используется для изготовления различных сплавов, применяемых в авиационной, машиностроительной, пищевой и электротехнической промышленности; для получения металлов методом алюминотермии (Cr, Mn, V, Ti и др.).

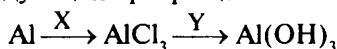
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 11: АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

- 11.1.** Охарактеризуйте свойства алюминия исходя из его положения в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
- 11.2.** Составьте уравнения реакций алюминия с кислородом, хлором, серой, фосфором, соляной кислотой, раствором серной кислоты.
- 11.3.** Составьте уравнения реакций алюминия с сульфатом меди(II), железной окалиной, водой, концентрированной и разбавленной азотной кислотами, концентрированной серной кислотой, раствором гидроксида калия.
- 11.4.** Напишите уравнения практически осуществимых реакций:
- 1) оксида алюминия с твёрдым гидроксидом натрия;
 - 2) оксида алюминия с карбонатом калия;
 - 3) оксида алюминия с раствором гидроксида натрия;
 - 4) нагревания гидроксида алюминия;
 - 5) гидроксида алюминия с раствором едкого кали;
 - 6) сплавления гидроксида алюминия с едким натром.

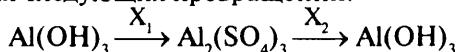
11.5. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) растворения метаалюмината в воде и соляной кислоте;
- 2) хлорида алюминия с гидроксидом натрия;
- 3) тетрагидроксоалюмината калия с азотной кислотой;
- 4) сульфида алюминия с водой;
- 5) раствора тетрагидроксоалюмината натрия с углекислым газом;
- 6) электролиза оксида алюминия.

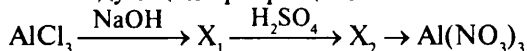
11.6. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



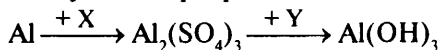
11.7. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



11.8. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



11.9. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



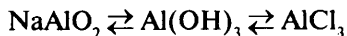
11.10. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



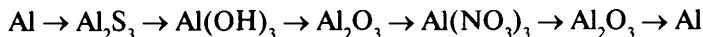
11.11. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



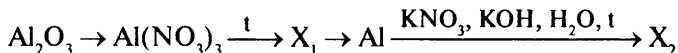
11.12. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



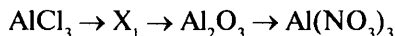
11.13. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



11.14. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



11.15. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



12 Железо и его соединения

Общая характеристика элемента

Элемент железо, знак Fe, находится в 4-м периоде, VIII группе, побочной подгруппе.

Строение атома: ${}_{26}^{56}\text{Fe}({}_{2e}{}_{8e}{}_{14e}{}_{2e})$, 26p, 30n, 26ē.

Электронная формула: ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, *d*-элемент.

Электронно-графическая формула:

${}_{26}\text{Fe}$	4	↑↓								
	3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
	1	↑↓								
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>			<i>d</i>				

Как и большинство других *d*-элементов, железо проявляет несколько степеней окисления, наиболее характерные: +2 (FeO и Fe(OH)₂, основные свойства), наиболее устойчивая степень окисления +3 (Fe₂O₃ и Fe(OH)₃, амфотерные свойства), неустойчивая степень окисления +6 (K₂FeO₄).



Нахождение в природе

Элемент Fe ($\approx 5,1\%$ по массе) находится в природе:

- 1) в составе простого вещества — метеоритное железо;
- 2) в составе сложных неорганических веществ (железных руд):

Fe_3O_4 — магнитный железняк;

Fe_2O_3 — красный железняк;

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — бурый железняк;

FeS_2 — пирит, железный колчедан;

FeCO_3 — сидерит;

- 3) в составе живых организмов (гемоглобин крови).

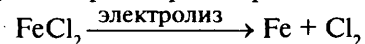
Физические свойства

Железо — серебристо-серый мягкий ковкий металл, хорошо проводит теплоту и электричество, намагничивается, плавится при $+1539^\circ\text{C}$. На воздухе медленно окисляется (ржавеет).

Получение

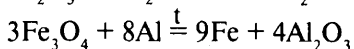
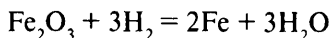
Чистое железо получают электролизом растворов FeSO_4 , FeCl_2 и FeCl_3 , а также восстановлением из соединений водородом или другими активными восстановителями:

- 1) Электролиз растворов солей*:

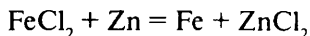


- 2) Восстановление оксидов с использованием водорода, кокса, угарного газа, активных металлов при нагревании:

* Побочные продукты — водород и гидроксид железа(II).



3) Восстановление солей железа(II):



В промышленности железо выплавляют из руд путём восстановления его угарным газом при высоких температурах. При этом образуется чугу́н, сплав железа с углеродом и другими примесями, в котором содержание углерода составляет до 4,5% по массе.

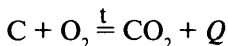
Серый чугу́н (литейный) содержит углерод в виде графита, белый чугу́н (передельный) — в виде цементита Fe_3C .

Получение чугуна

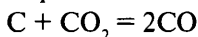
Процесс проводится в специальной печи — домне. Исходные материалы (шихта) — кокс, железная руда, известняк (флюс) — измельчают до оптимального размера и загружают слоями сверху, воздух подаётся снизу.

Процессы, происходящие в доменной печи:

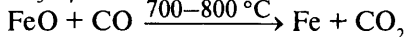
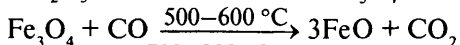
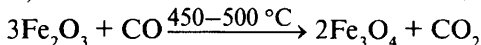
1. Источник энергии — горение кокса в горне, температура в горне достигает 1800–1900 °С:



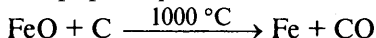
2. Образование основного восстановителя — оксида углерода(II):



3. Последовательное восстановление железа из оксидов (450–1000 °С):

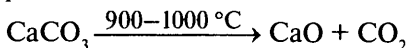


Непрореагировавший FeO может восстанавливаться коксом:

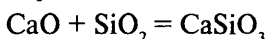


4. Образование шлаков и восстановление примесей:

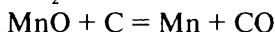
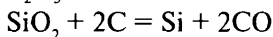
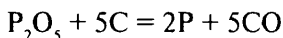
а) разложение известняка:



б) образование шлака:



в) восстановление примесей:

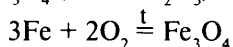


5. Плавление железа и образование чугуна.

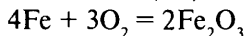
Химические свойства

I. Взаимодействие с неметаллами (простыми веществами).

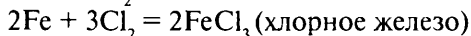
1) При горении железа в кислороде образуется железная окалина Fe_3O_4 ($FeO \cdot Fe_2O_3$):



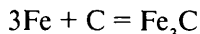
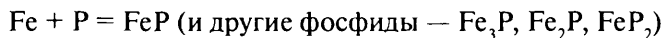
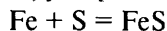
При окислении кислородом воздуха образуется преимущественно оксид железа(III):



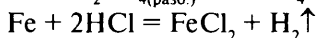
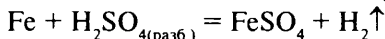
2) При взаимодействии с F_2 , Cl_2 , Br_2 образуются соли железа(III), с йодом — FeI_2 :



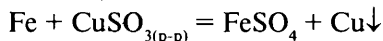
3) С другими неметаллами: железо взаимодействует с серой, фосфором, углеродом и некоторыми другими неметаллами:



II. Взаимодействие с кислотами (окислитель H^+):

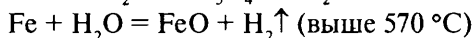
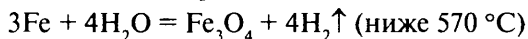


III. Взаимодействие с солями менее активных металлов:



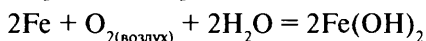
IV. Взаимодействие с другими окислителями (сложные вещества):

1) С водяным паром:

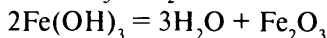
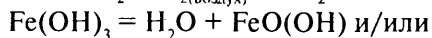
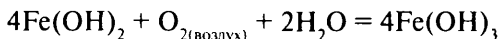


2) Ржавление на воздухе в присутствии влаги.

Первичный процесс — окисление железа до $Fe^{+2}(\text{OH})_2$:

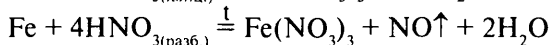
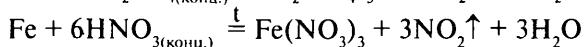
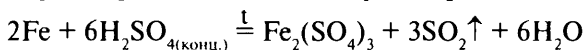


Вторичные процессы — окисление Fe^{2+} до Fe^{3+} и разложение гидроксидов:

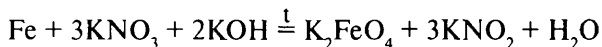


Следовательно, ржавчина не имеет формулы, а представляет собой смесь различных веществ.

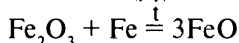
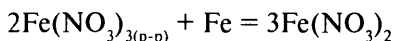
3) Холодными концентрированными азотной кислотой HNO_3 и серной кислотой H_2SO_4 железо пассивируется и не реагирует с ними. При нагревании возможно растворение металла.



4) При нагревании с сильными окислителями (нитраты, хлораты, пероксиды) в щелочных средах образуются соли Fe^{+6} :



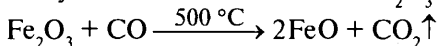
Железо окисляется соединениями железа(III):



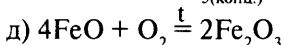
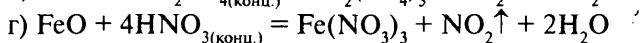
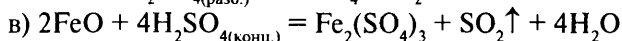
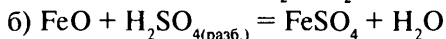
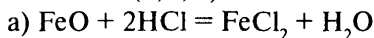
Химические свойства оксидов и гидроксидов железа

Оксид железа(II) FeO — основной оксид. Порошок чёрного цвета, нерастворим в воде. Легко окисляется.

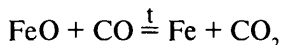
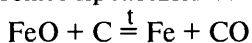
Получают восстановлением Fe_2O_3 угарным газом или железом:



Взаимодействует с кислотами (а, б), проявляет восстановительные свойства и легко окисляется кислородом воздуха и другими окислителями (в, г, д):



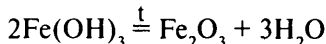
Может проявлять свойства слабого окислителя:



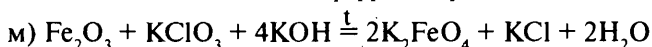
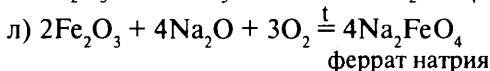
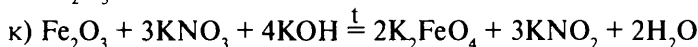
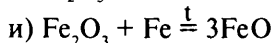
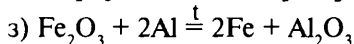
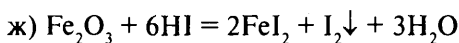
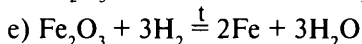
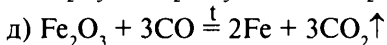
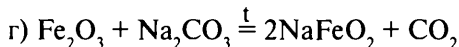
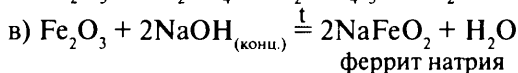
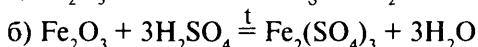
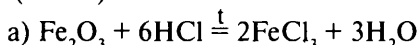
Оксид железа(III) Fe_2O_3 — амфотерный оксид с преобладанием основных свойств.

Порошок тёмно-красного или бурого цвета, нерастворим в воде.

Fe_2O_3 получают разложением $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Может реагировать с кислотами (а, б), со щелочами при сплавлении или в очень концентрированных растворах (в). При сплавлении возможна реакция с содой (г). Проявляет окислительные свойства (д — и). Сильными окислителями переводится в соли железной кислоты (к — м).

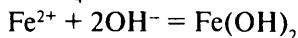
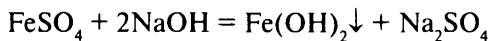


Оксид железа(VI) FeO_3 — кислотный оксид, в свободном состоянии не получен. Соли — сильные окислители.

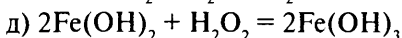
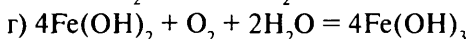
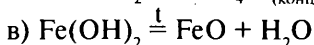
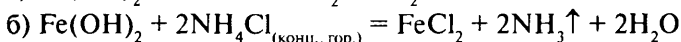
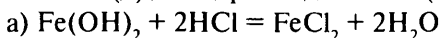
Гидроксид железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — слабое основание. Нерастворимое в воде вещество белого (слегка зеленоватого) цвета, быстро

приобретающее бурый цвет вследствие окисления воздухом, разлагается при нагревании.

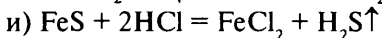
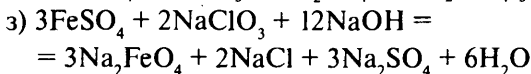
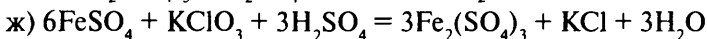
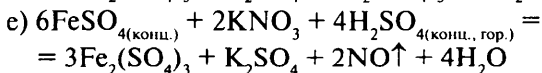
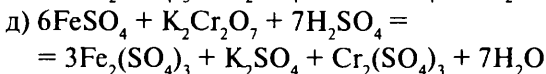
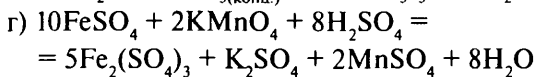
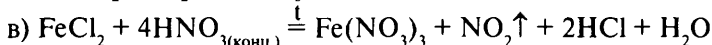
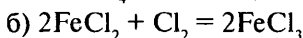
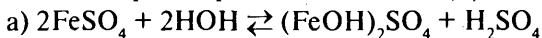
Получают при действии растворов щелочей на растворы солей Fe^{2+} :



Гидроксид железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ растворяется в кислотах (а), горячем растворе концентрированного хлорида аммония NH_4Cl (б), разлагается при нагревании (в), обладает восстановительными свойствами и легко окисляется под действием воздуха (г) или других окислителей (д) до гидроксида железа(III):



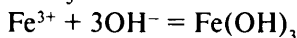
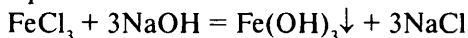
Соли Fe^{2+} в растворах практически бесцветны, окрашены в слабо-зелёный цвет, подвергаются гидролизу (а) и легко окисляются до солей Fe^{3+} (б — ж) или до ферратов (з). Сульфид железа(II) имеет чёрный цвет и растворяется в кислотах (и):



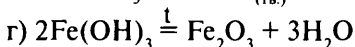
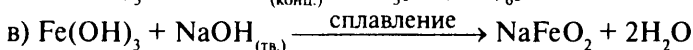
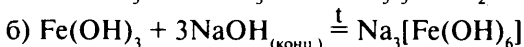
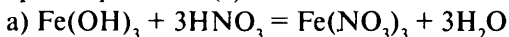
Гексацианоферрат(II) калия, или жёлтая кровяная соль, $K_4[Fe(CN)_6]$ — реагент для определения ионов Fe^{3+} — выпадает осадок тёмно-синего цвета («берлинская лазурь»).

Гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$ — амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств, нерастворимое в воде вещество красно-бурого цвета.

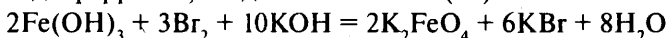
Гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$ получают действием щелочей на растворимые соли Fe^{3+} :



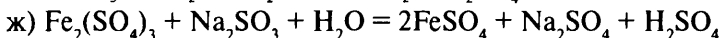
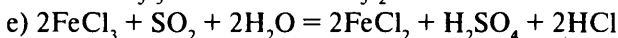
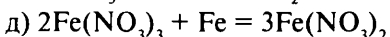
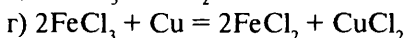
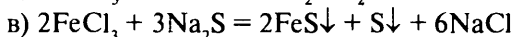
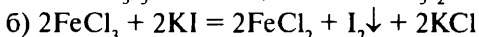
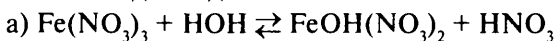
$Fe(OH)_3$ растворяется в растворах кислот с образованием солей железа(III) (а) и в щелочах с образованием ферритов (б, в), разлагается при нагревании (г):



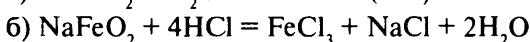
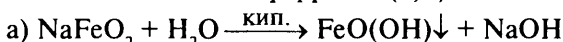
Сильными окислителями соединения железа(III) могут окисляться до ферратов, соединений железа(VI):

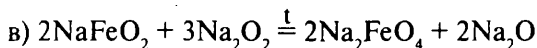


Соли Fe^{3+} в растворах окрашены в жёлто-бурые цвета, легко подвергаются гидролизу (а) и проявляют достаточно сильные окислительные свойства (б — ж), окисляя ионы I^- , S^{-2} , S^{+4} и металлы и восстанавливаясь до соединений Fe^{+2} :

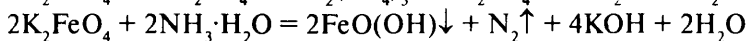
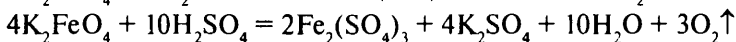
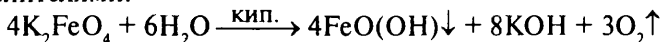


Ферриты разлагаются водой (а) и кислотами (б), сильными окислителями окисляются до ферратов (в, г):





Ферраты разлагаются при нагревании и являются сильными окислителями:



$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(III) калия, или красная кровяная соль, реактив на соли Fe^{2+} — выпадает осадок синего цвета («турнбулева синь»).

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 12: ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

- 12.1.** Охарактеризуйте свойства элемента железа исходя из его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева.
- 12.2.** Составьте уравнения реакций взаимодействия железа с кислотом, хлором и бромом, соляной кислотой, йодоводородной кислотой, раствором серной кислоты.
- 12.3.** Составьте уравнения реакций взаимодействия железа с концентрированными серной и азотной кислотами, сульфатами меди(II) и цинка, оксидом алюминия, водой.
- 12.4.** Напишите уравнения практически осуществимых реакций:
- 1) сульфата железа(II) с гидроксидом калия;
 - 2) хлорида железа(II) с азотной кислотой;
 - 3) хлористого железа с хлором;
 - 4) гидроксида железа(II) с кислородом воздуха;
 - 5) сульфата железа(II) с подкисленным раствором перманганата калия;
 - 6) нагревания гидроксида железа(II);
 - 7) сульфата железа(II) с медью.
- 12.5.** Напишите уравнения практически осуществимых реакций:
- 1) хлорного железа с медью;
 - 2) хлорида железа(III) с гидроксидом натрия;
 - 3) оксида железа(III) с йодоводородной кислотой;
 - 4) сульфата железа(III) с сульфидом натрия;

- 5) хлорида железа(III) с карбонатом калия;
- 6) оксида железа(III) с карбонатом натрия (сплавление);
- 7) оксида железа(III) с едким натром и нитратом натрия (сплавление).

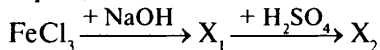
12.6. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) оксида железа(III) с концентрированной серной кислотой;
- 2) оксида железа(III) с угарным газом;
- 3) хлорного железа с железом;
- 4) $K_2FeO_4 + NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + \dots + KOH$;
- 5) гидроксида железа(II) с пероксидом водорода;
- 6) железа с концентрированной соляной кислотой;
- 7) оксида железа(III) с концентрированной азотной кислотой;
- 8) гидроксида железа(III) с соляной кислотой.

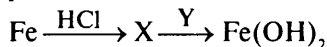
12.7. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) оксида железа(III) с водой;
- 2) хлористого железа с хлором;
- 3) гидроксида железа(III) с хлоридом калия;
- 4) сульфата железа(II) с нитратом бария;
- 5) гидроксида железа(II) с разбавленной серной кислотой;
- 6) сульфата железа(II) с хлоридом натрия;
- 7) оксида железа(III) с алюминием;
- 8) нагревания гидроксида железа(III).

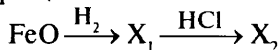
12.8. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



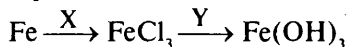
12.9. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



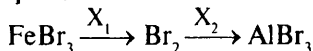
12.10. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



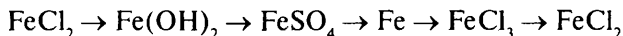
12.11. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



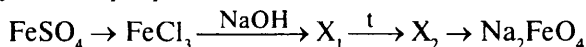
- 12.12. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



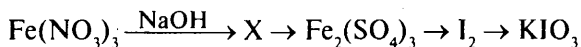
- 12.13. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



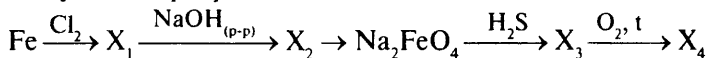
- 12.14. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



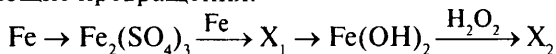
- 12.15. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



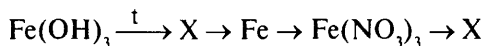
- 12.16. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



- 12.17. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



- 12.18. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



13 | Хром

Общая характеристика элемента

Элемент хром, знак Cr, находится в побочной подгруппе VI группы (группа VIB) 4-го периода.

Строение атома: ${}_{24}^{52}\text{Cr}({}_{2e})_{8e}({}_{13e})_{1e}$, 24p, 28n, 24ē.

Электронная формула: ${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, d-элемент.

Электронно-графическая формула:

${}_{24}\text{Cr}$	4	↑								
	3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
	1	↑↓								
	<i>n</i>	<i>s</i>	<i>p</i>				<i>d</i>			

Как и большинство других *d*-элементов, проявляет несколько степеней окисления (от +1 до +6), наиболее характерные: +3 (Cr_2O_3 и $\text{Cr}(\text{OH})_3$, обладают амфотерными свойствами) и +6 (CrO_3 , H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и их соли). Соединения Cr^{+2} проявляют восстановительные свойства и окисляются даже на воздухе.

Нахождение в природе

Элемент Cr входит в состав сложных неорганических веществ:

$\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ — хромистый железняк $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$;

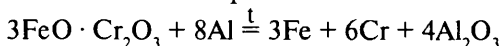
PbCrO_4 — свинцовая руда.

Физические свойства

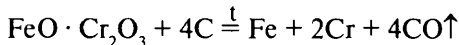
Хром — серебристо-белый твёрдый хрупкий металл, хорошо проводит теплоту и электричество, тугоплавкий (+1903 °C). Покрыт защитной оксидной плёнкой, устойчив к окислению на воздухе.

Получение

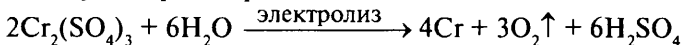
1) Восстановление хромистого железняка алюминием:



2) Восстановление хромистого железняка коксом:



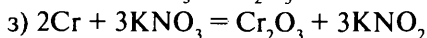
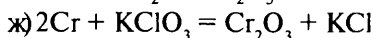
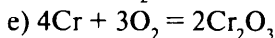
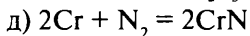
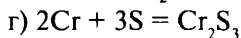
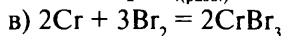
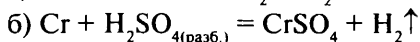
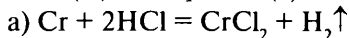
3) Электролиз растворов солей:



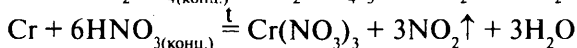
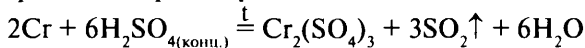
Химические свойства

При обычных условиях хром инертен (т. к. на поверхности находится защитная плёнка оксида). При нагревании взаимодействует с растворами кислот с образованием легко окисляющихся солей

Cr⁺² (а, б), галогенами (в), серой (г) и азотом (д), кислородом (е), хлоратом (ж) и нитратом (з) калия:



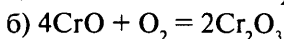
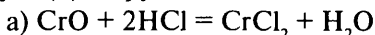
Концентрированными HNO₃ и H₂SO₄ при обычных условиях, без нагревания хром пассивируется и не реагирует с ними. При нагревании происходит растворение металла.



Химические свойства соединений хрома

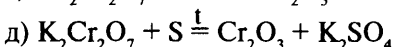
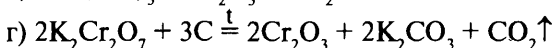
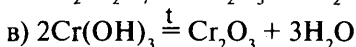
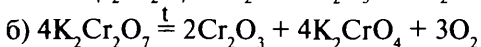
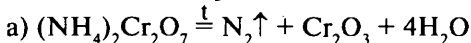
Оксид хрома(II) CrO — основной оксид. Порошок чёрного цвета, нерастворим в воде. Легко окисляется.

Взаимодействует с кислотами (а), легко окисляется кислородом воздуха (б) и другими окислителями:

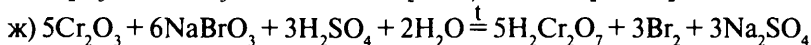
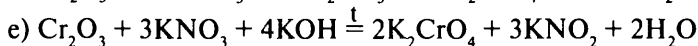
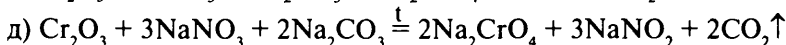
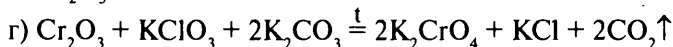
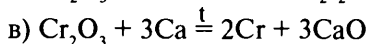
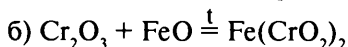
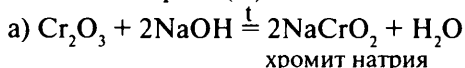


Оксид хрома(III) Cr₂O₃ — амфотерный оксид. Тугоплавкий порошок серо-зелёного цвета, нерастворим в воде.

Cr₂O₃ получают разложением дихромата аммония (NH₄)₂Cr₂O₇ (а) или дихромата калия K₂Cr₂O₇ (б) и гидроксида хрома(III) Cr(OH)₃ (в), восстановлением бихромата калия коксом (г) или серой (д).

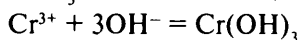
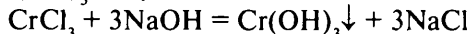


Взаимодействует со щелочами (а) и основными оксидами (б) при сплавлении. При высоких температурах восстанавливается алюминием, кальцием или коксом (в). Сильными окислителями переводится в соединения хромовой (г — е) в щелочной среде или двуххромовой в кислой среде (ж) кислот.

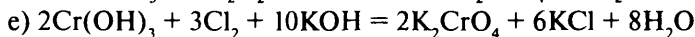
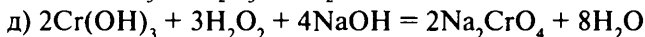
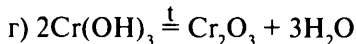
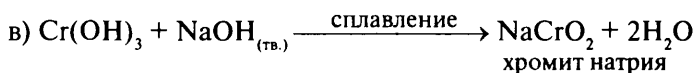
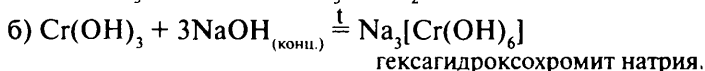


Гидроксид хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид, нерастворимое в воде вещество серо-зелёного цвета.

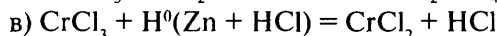
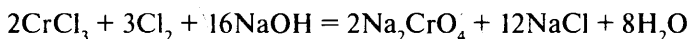
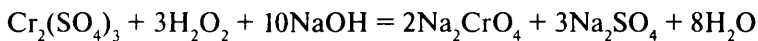
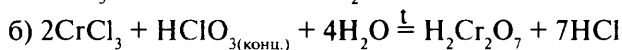
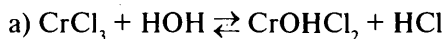
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ получают действием щелочей на растворимые соли Cr^{3+} .



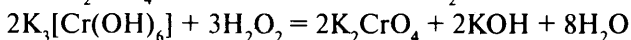
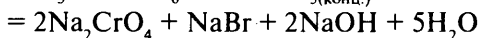
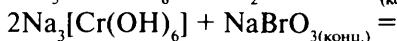
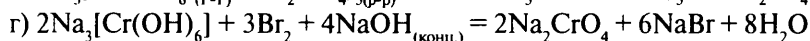
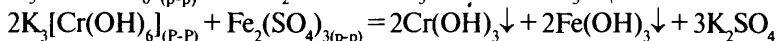
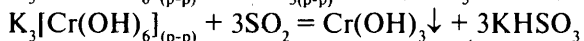
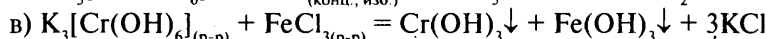
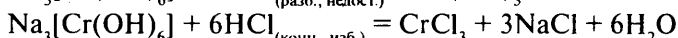
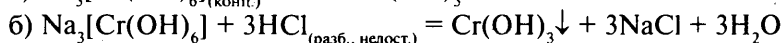
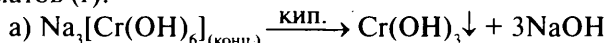
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ растворяется в растворах кислот (а), реагирует со щелочами (б, в), разлагается при нагревании (г) и окисляется до соединения Cr^{+6} (д — е):



Соли Cr^{3+} в растворах окрашены в зелёный цвет, подвергаются гидролизу (а), проявляют достаточно сильные восстановительные свойства (б), окисляясь до соединений Cr^{+6} , и сильными восстановителями (водород в момент выделения) переводятся в соли Cr^{+2} (в):

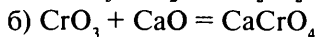
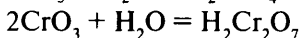
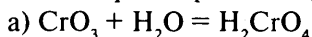


Хромиты и гидроксохромиты разлагаются при нагревании (а) или действии кислот (б); гидролизуются, особенно в присутствии слабых электролитов (в); сильными окислителями окисляются до хроматов (г):

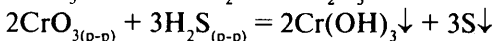
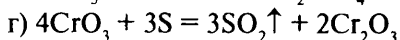
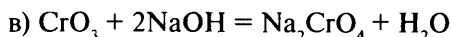


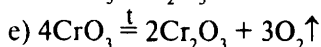
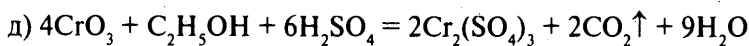
Оксид хрома(VI) CrO₃ — кислотный оксид, кристаллическое гигроскопичное вещество тёмно-красного цвета, сильный окислитель.

Проявляет кислотные свойства, взаимодействует с водой (а), основными оксидами (б) и основаниями (в); в окислительно-восстановительных реакциях проявляет свойства сильного окислителя, окисляя неорганические (г) и органические вещества (д), а также разлагается при нагревании (е):



хромат кальция

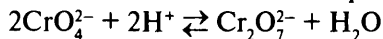




Хромовая H_2CrO_4 и двухромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислоты и их соли

H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ устойчивы в растворах.

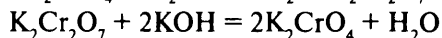
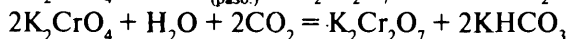
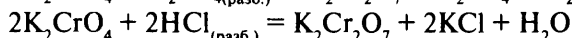
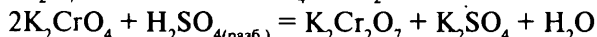
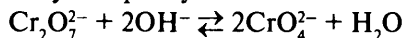
Соли хромовой H_2CrO_4 и двухромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислот в растворе, в зависимости от кислотности среды, превращаются друг в друга:



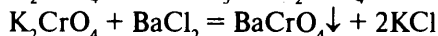
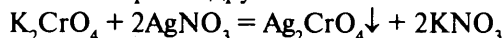
хромат дихромат

Хроматы существуют в щелочных средах, окрашивают раствор в лимонно-жёлтый цвет.

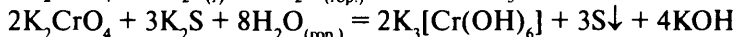
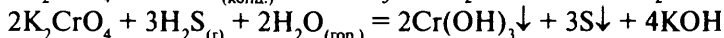
Дихроматы (бихроматы) существуют в кислых растворах, имеют оранжевую окраску.



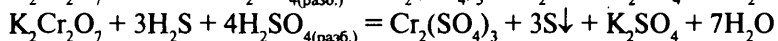
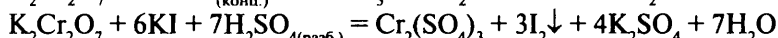
Соли этих кислот могут реагировать без изменения степени окисления с некоторыми другими солями:

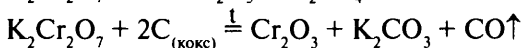
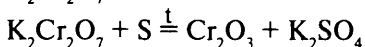
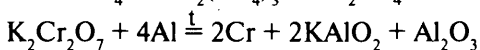
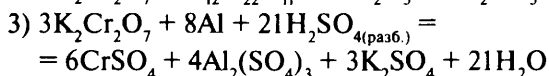
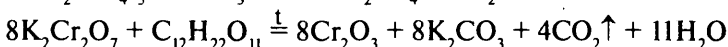
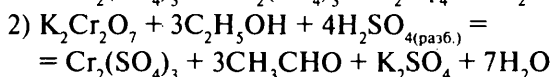
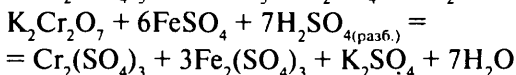
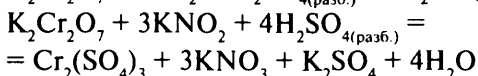
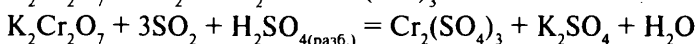
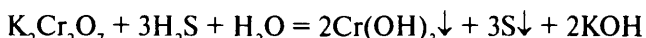


Как соли хромовой кислоты (а), так и дихроматы (бихроматы) (б) проявляют окислительные свойства, восстанавливаясь преимущественно до соединений Cr^{+3} ; хроматы более слабые окислители, чем дихроматы.

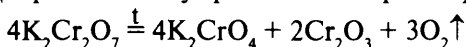


б) дихроматы могут окислять сложные неорганические (1) и органические (2) вещества, а также простые вещества-восстановители (3):





Дихроматы могут разлагаться при нагревании:



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 13: ХРОМ

13.1. Охарактеризуйте свойства элемента хрома по его положению в Периодической системе Д. И. Менделеева.

13.2. Напишите уравнения практически осуществимых реакций между:

- 1) хромом и соляной кислотой;
- 2) хромом и кислородом;
- 3) хлоридом хрома(II) и хлором;
- 4) оксидом хрома(III) и оксидом натрия;
- 5) оксидом хрома(III) и карбонатом калия;
- 6) оксидом хрома(III) и алюминием.

13.3. Напишите уравнения практически осуществимых реакций между:

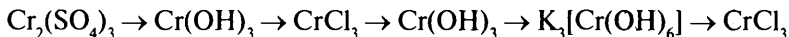
- 1) оксидом хрома(III), едким натром и нитратом натрия;
- 2) хлоридом хрома(III), хлором и едким кали;

- 3) оксидом хрома(VI) и водой;
- 4) хроматом натрия и раствором серной кислоты;
- 5) дихроматом калия и раствором едкого натра;
- 6) гидроксидом хрома(III) и раствором едкого натра.

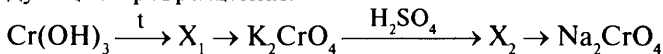
13.4. Напишите уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) гидроксида хрома(III) и азотной кислоты;
- 2) сульфата хрома(III) и едкого кали;
- 3) хромата калия и хлорида бария;
- 4) нагревания дихромата аммония;
- 5) растворов хлорида хрома(III) и карбоната натрия.

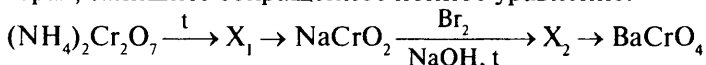
13.5. Напишите молекулярные и сокращённые ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



13.6. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения:



13.7. Напишите уравнения реакций, которые позволят осуществить следующие превращения. Для реакций, протекающих в растворах, запишите сокращённое ионное уравнение.



14 | Медь и её соединения

Общая характеристика элемента

Элемент медь, знак Cu, находится в 4-м периоде, I группе, побочной подгруппе (IB группа).

Строение атома: ${}_{29}^{64}\text{Cu}({}_{2e})_{8e}({}_{18e})_{1e}$, 29p, 35n, 29ē.

Электронная формула: ${}_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, *d*-элемент.

Как и большинство других *d*-элементов, имеет несколько степеней окисления (от +1 до +3), наиболее характерная +2 (CuO, Cu(OH)₂). Возможно проявление +1 (Cu₂O).

Нахождение в природе

Элемент медь входит в состав сложных неорганических веществ:

Cu_2S — медный блеск;

CuFeS_2 — медный колчедан (халькопирит);

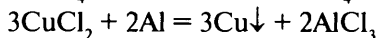
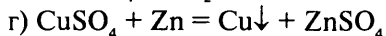
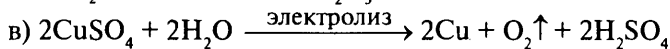
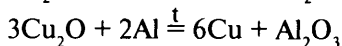
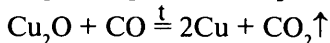
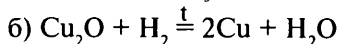
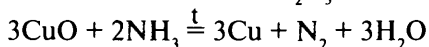
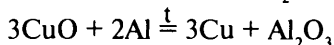
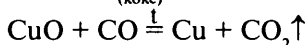
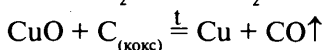
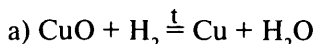
Cu_2O — куприт.

Физические свойства

Медь — мягкий пластичный металл красно-жёлтого цвета, обладает высокой тепло- и электропроводностью, температура плавления 1083°C .

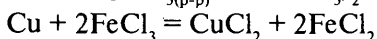
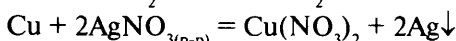
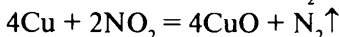
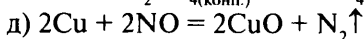
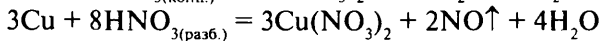
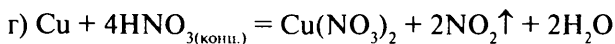
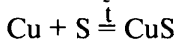
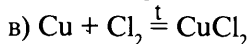
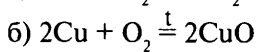
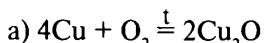
Получение

Восстановление оксида меди(II) (а) или оксида меди(I), а также электролиз растворов солей Cu^{2+} (в) или их восстановление (г):



Химические свойства

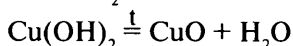
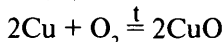
Медь реагирует с кислородом с образованием оксида меди(I) (а) или оксида меди(II) (б) и другими неметаллами (в); медь находится в ряду активности правее водорода и не вытесняет водород из растворов кислот (не растворяется в растворах кислот); медь растворяется в кислотах-окислителях ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, HNO_3) (г) и реагирует с другими окислителями — оксидами азота, солями (г):



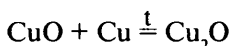
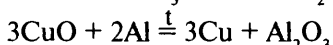
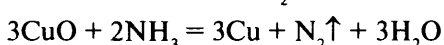
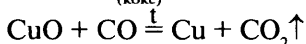
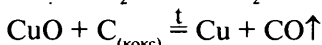
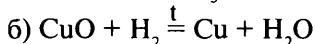
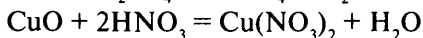
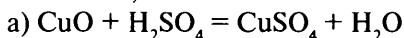
Оксид меди(II) Cu_2O — вещество кирпично-красного цвета, не растворимое в воде, проявляет свойства основного оксида, преимущественно проявляет восстановительные свойства.

Оксид меди(II) CuO — вещество чёрного цвета, не растворяется в воде и не реагирует с ней и растворами щелочей.

Получают окислением меди кислородом, разложением гидроксида меди(II) или основного карбоната меди (малахит):

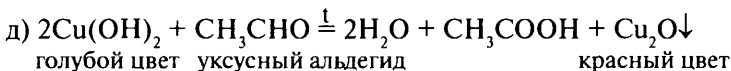
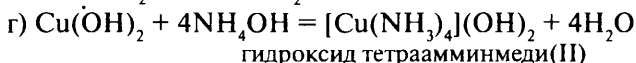
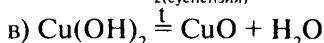
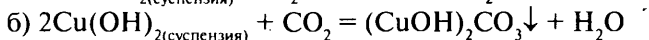
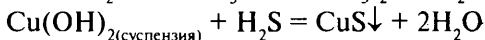
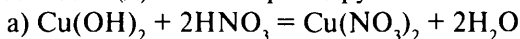


Проявляя основные свойства, реагирует с растворами кислот (а); как окислитель (Cu^{+2}) восстанавливается водородом, углеродом, угарным газом, аммиаком и металлами (б):

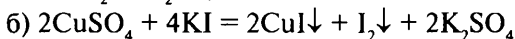
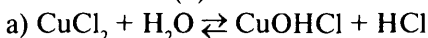


Гидроксид меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — вещество голубого (синего) цвета, не растворяется в воде.

Проявляя свойства основания, реагирует с кислотами (а) и углекислым газом (б), разлагается при нагревании (в). Растворяется в NH_4OH и многоатомных спиртах с образованием комплексных соединений (г). Проявляет окислительные свойства по отношению к альдегидам (д) и некоторым другим веществам:



В водных растворах соли меди(II) окрашены в голубой цвет и подвергаются гидролизу (а). Ионы Cu^{2+} могут проявлять окислительные свойства (б).



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 14: МЕДЬ И ЕЁ СОЕДИНЕНИЯ

14.1. Приведите характеристику меди и её соединений исходя из положения элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева.

14.2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций между:

- 1) медью и кислородом;
- 2) медью и бромом;
- 3) медью и соляной кислотой;
- 4) медью и сульфатом цинка;
- 5) медью и нитратом ртути(II);
- 6) медью и оксидом азота(IV).

14.3. Составьте уравнения практически осуществимых реакций между:

- 1) оксидом меди(II) и медью;
- 2) оксидом меди(I) и кислородом;
- 3) оксидом меди(I) и концентрированной азотной кислотой;

- 4) оксидом меди(II) и серной кислотой;
- 5) оксидом меди(II) и водородом;
- 6) оксидом меди(II) и коксом.

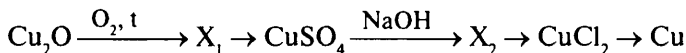
14.4. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) оксида меди(II) с алюминием;
- 2) оксида меди(II) с аммиаком;
- 3) нагревания гидроксида меди(II);
- 4) гидроксида меди(II) с соляной кислотой;
- 5) гидроксида меди(II) с нашатырным спиртом;
- 6) сульфата меди(II) с едким натром.

14.5. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) сульфата меди(II), меди и хлорида натрия;
- 2) нагревания медного купороса;
- 3) сульфида меди(II) и соляной кислоты;
- 4) сульфида меди(II) и концентрированной серной кислоты;
- 5) сульфида меди(II) и концентрированной азотной кислоты.

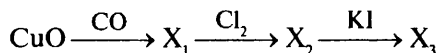
14.6. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения. Для реакций, протекающих в растворе, составьте сокращённые ионные уравнения.



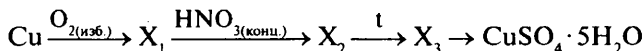
14.7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



14.8. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



14.9. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



15 | Серебро и его соединения

Общая характеристика

Элемент серебро, знак Ag, находится в 5-м периоде, I группе, побочной подгруппе (IB группа).

Строение атома: $^{108}_{47}\text{Ag})_{2e})_{8e})_{18e})_{18e})_{1e}$, 47p, 61n, 47ē.

Электронная формула: $_{47}\text{Ag } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$, d-элемент.

Наиболее характерная степень окисления +1 (оксид Ag_2O и гидроксид AgOH , проявляющие основные свойства).

Нахождение в природе

Элемент Ag встречается в виде простого вещества (самородное серебро) и в составе серебряных и полиметаллических руд.

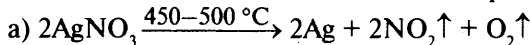
Физические свойства

Серебро — блестящий белый мягкий пластичный металл, обладает высокой тепло- и электропроводностью, температура плавления 962°C .

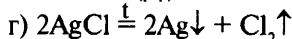
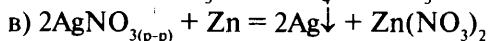
Получение

В лаборатории:

Разложение или восстановление некоторых соединений:



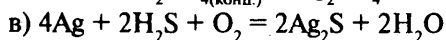
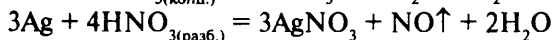
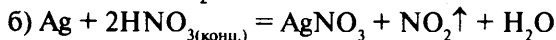
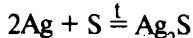
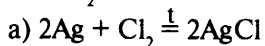
б) реакция серебряного зеркала:



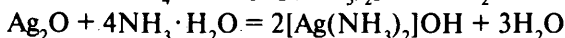
Химические свойства

Серебро — малоактивный благородный металл, не реагирует с кислородом, водой, хлороводородной и разбавленной серной кис-

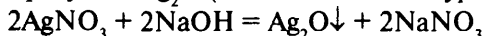
лотой. Слабый восстановитель, при нагревании реагирует с некоторыми неметаллами (а), кислотами-окислителями (б), чернеет в присутствии H_2S во влажном воздухе (в).



Соединения серебра легко образуют аммиакааты:



При взаимодействии нитрата серебра AgNO_3 и растворов щелочей образуется Ag_2O (вещество тёмно-бурового цвета).



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 15: СЕРЕБРО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

- 15.1. Приведите характеристику серебра и его соединений исходя из положения элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева.
- 15.2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций между:
- 1) серебром и хлором;
 - 2) серебром и серой;
 - 3) серебром и соляной кислотой;
 - 4) серебром и азотной кислотой;
 - 5) серебром и серной кислотой;
 - 6) серебром и сульфатом цинка;
 - 7) серебром и нитратом ртути;
 - 8) нитратом серебра и гидроксидом калия;
 - 9) оксидом серебра и гидроксидом аммония;
 - 10) хлоридом серебра и нашатырным спиртом;
 - 11) нагревания нитрата серебра.
- 15.3. Нитрат серебра прокалили и твёрдый продукт реакции нагрели в атмосфере озона. Образовавшееся вещество растворили в из-

бытке нашатырного спирта. При пропускании через полученный раствор сероводорода образуется осадок чёрного цвета. Составьте уравнения описанных превращений.

- 15.4.** Серебро растворили в концентрированной азотной кислоте. Выделившийся газ пропустили над нагретым порошком меди. Образовавшееся вещество чёрного цвета растворили в разбавленной серной кислоте и через раствор пропустили электрический ток, используя угольные электроды. Составьте уравнения описанных превращений.
- 15.5.** Серебро растворили в концентрированной серной кислоте. Твёрдый продукт реакции выделили, растворили в воде и через раствор пропустили сероводород. Осадок отделили и обработали пероксидом водорода, в результате вещество обесцветилось. Составьте уравнения описанных превращений.

16 Цинк и его соединения

Общая характеристика

Элемент цинк, знак Zn, находится в 4-м периоде, II группе, побочной подгруппе (IIB группа).

Строение атома: ${}_{30}^{65}\text{Zn}({}_{2e})_{8e}({}_{18e})_{2e}$, 30р, 35н, 30ē.

Электронная формула: ${}_{30}\text{Zn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$, d-элемент.

Степень окисления в соединениях +2: оксид ZnO и гидроксид Zn(OH)₂ имеют амфотерные свойства.

Нахождение в природе

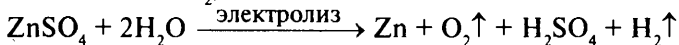
Элемент цинк находится в составе неорганических веществ (ZnS — цинковая обманка, ZnO — цинкит, в полиметаллических рудах).

Физические свойства

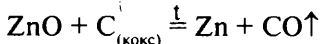
Цинк — металл голубовато-белого цвета, мягкий, хрупкий, легкоплавкий (+420 °С).

Получение

1) Электролиз раствора $ZnSO_4$ (в качестве побочного вещества на катоде выделяется H_2):



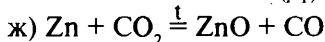
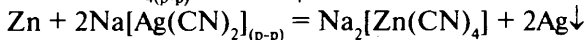
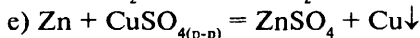
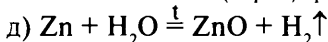
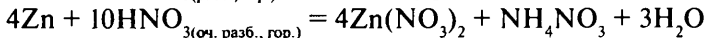
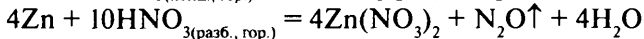
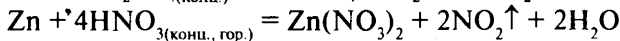
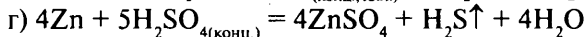
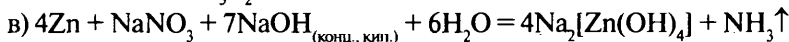
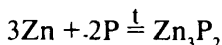
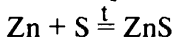
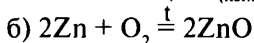
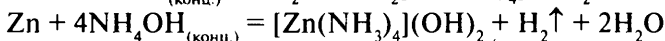
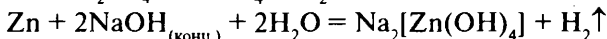
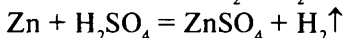
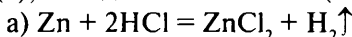
2) Восстановление оксида цинка коксом:



Химические свойства

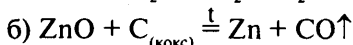
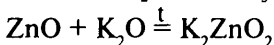
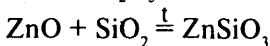
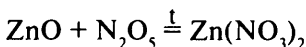
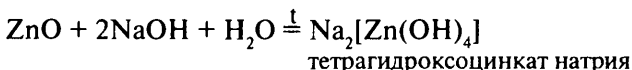
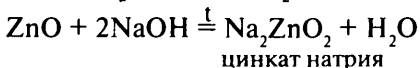
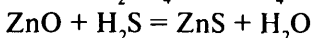
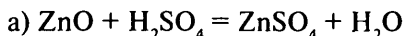
Цинк во влажном воздухе покрывается защитной устойчивой гидроксидно-карбонатной плёнкой.

Проявляя амфотерные свойства, растворяется в растворах кислот и щелочей с выделением водорода (а). Сильный восстановитель — реагирует с кислородом и другими неметаллами (б), солями-окислителями (нитраты, хлораты и др.) (в), кислотами-окислителями (г), водой при нагревании (д), соединениями менее активных металлов (е), оксидами неметаллов (ж):



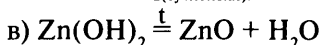
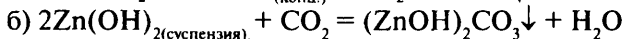
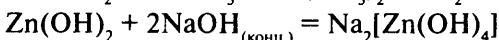
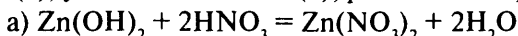
Оксид цинка ZnO — вещество белого цвета, не реагирует с водой; проявляет амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами, кислотными и основными оксидами (а); восстанавливается коксом (б).

Получают окислением цинка кислородом или разложением гидроксида цинка:

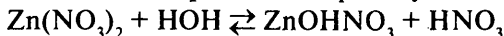


Гидроксид цинка Zn(OH)₂ — аморфное вещество белого цвета, нерастворимое в воде.

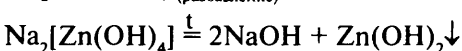
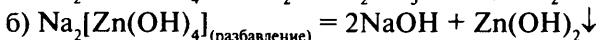
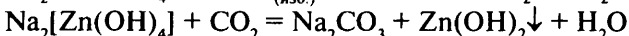
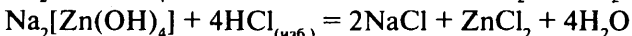
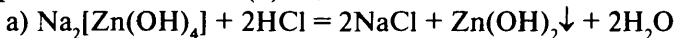
Проявляя амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами (а), углекислым газом (б), разлагается при нагревании (в):



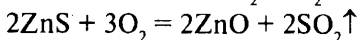
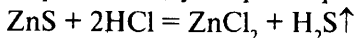
Соли Zn²⁺ подвергаются гидролизу по катиону:



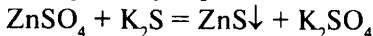
Цинкаты разлагаются растворами кислот (а) и при нагревании или разбавлении водой (б):



Сульфид цинка ZnS реагирует с растворами кислот и окисляется кислородом воздуха при нагревании (обжиг):



Сульфид цинка образуется при взаимодействии солей цинка с растворами сульфидов:



УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 16: ЦИНК И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

16.1. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) горения цинка;
- 2) цинка с хлором;
- 3) цинка с серой;
- 4) цинка с соляной кислотой;
- 5) цинка с сульфатом железа(II);
- 6) цинка с водой.

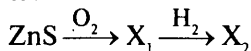
16.2. Составьте уравнения практически осуществимых реакций между:

- 1) цинком и углекислым газом (при нагревании);
- 2) цинком и едким натром;
- 3) оксидом цинка и азотной кислотой;
- 4) оксидом цинка и гидроксидом натрия (тв.);
- 5) оксидом цинка и оксидом кремния(IV) (сплавление);
- 6) оксидом цинка и коксом.

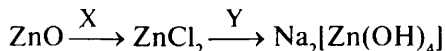
16.3. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) оксида цинка с сероводородом;
- 2) нагревания гидроксида цинка;
- 3) гидроксида цинка с серной кислотой;
- 4) гидроксида цинка с раствором гидроксида калия;
- 5) тетрагидроксоцинката натрия с соляной кислотой;
- 6) тетрагидроксоцинката калия с карбонатом натрия;
- 7) раствора хлорида цинка с сульфидом натрия.

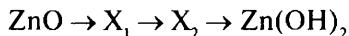
16.4. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



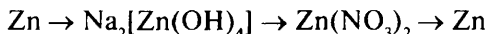
- 16.5. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



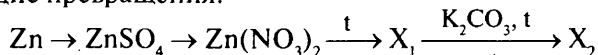
- 16.6. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



- 16.7. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



- 16.8. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

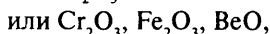
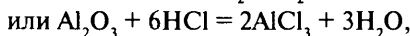
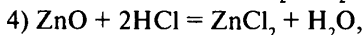
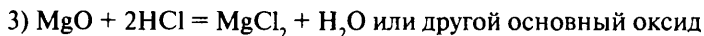
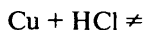
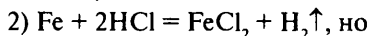
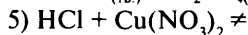
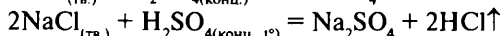
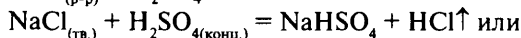
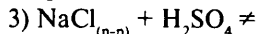
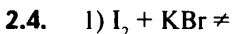
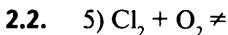


Ответы

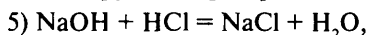
1. Водород

- 1.5. 1) $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaN}$ (при нагревании).
 2) $\text{H}_2 + \text{Fe} \neq$ (водород реагирует только со щелочными и щёлочно-земельными металлами).
 3) $3\text{H}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}$ (нагревание).
 4) $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}$ (нагревание, давление, катализатор; реакция обратимая, экзотермическая).
 5) $\text{H}_2 + \text{Si} \neq$
- 1.6. 1) $\text{CaCl}_2 = \text{Ca} + \text{Cl}_2$ (электролиз расплава) или
 $\text{CaCl}_2 + 2\text{K} = \text{Ca} + 2\text{KCl}$
 2) $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$
 3) $\text{CaH}_2 + 2\text{HOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$
 4) $\text{ZnO} + \text{H}_2 = \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$

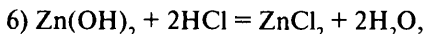
2. Галогены и их свойства



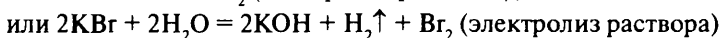
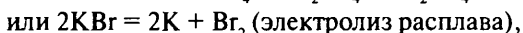
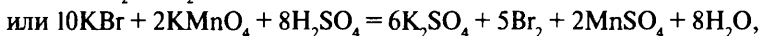
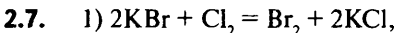
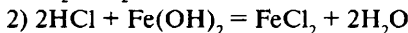
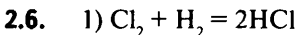
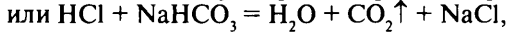
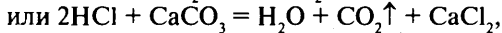
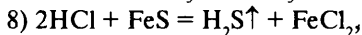
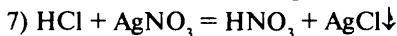
или другой амфотерный оксид



или любой другой основной гидроксид (основание)



или любой другой амфотерный гидроксид



- 2) $\text{Br}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HBr}$
 3) $\text{HBr} + \text{NaOH} = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$,
 или $2\text{HBr} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$,
 или $2\text{HBr} + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$,
 или $2\text{HBr} + \text{FeS} = \text{FeBr}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 4) $\text{NaBr} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr}\downarrow + \text{NaNO}_3$

2.8. 1) $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ или другая реакция получения хлора Cl_2

- 2) $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $2\text{KClO} = 2\text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$ (атомарный кислород O)
 4) $10\text{KCl} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Cl}_2\uparrow + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$,
 или $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$ (электролиз раствора),
 или $2\text{KCl} = 2\text{K} + \text{Cl}_2\uparrow$ (электролиз расплава)
 5) $6\text{Cl}_2 + 6\text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{гор.})} = 5\text{BaCl}_2 + \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

2.9. 1) $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaCl}$

- 2) $2\text{NaCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., t}^\circ)} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$
 3) $6\text{HCl} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 или $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$,
 или $3\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 или $6\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{Al}_2\text{S}_{3(\text{тв.})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$
 4) $10\text{AlCl}_3 + 6\text{KMnO}_4 + 24\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 15\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{MnSO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$

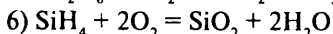
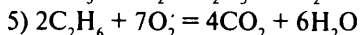
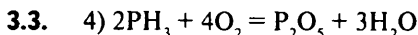
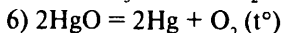
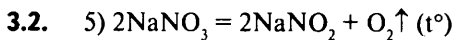
2.10. 1) $10\text{KCl} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Cl}_2\uparrow + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

- 2) $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}_{(\text{хол.})} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $3\text{NaClO} = 2\text{NaCl} + \text{NaClO}_3$ (t°)
 4) $4\text{NaClO}_3 = \text{NaCl} + 3\text{NaClO}_4$ (t°)

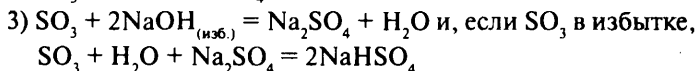
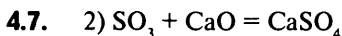
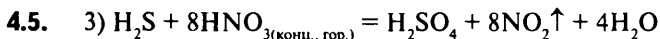
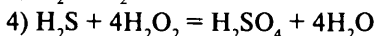
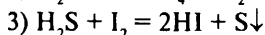
2.11. 1) $2\text{KCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., нагрев})} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ или

- $\text{KCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{KHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$
 2) $4\text{HCl} + \text{PbO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{PbCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{хол.})} = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + 4\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

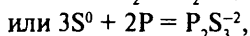
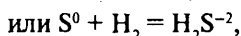
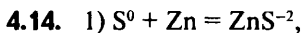
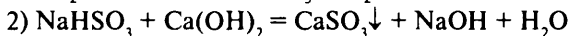
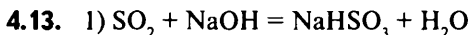
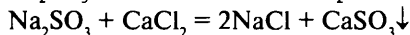
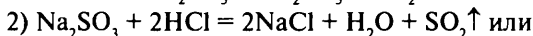
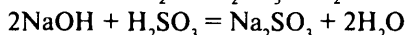
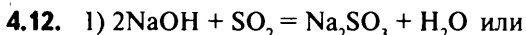
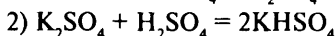
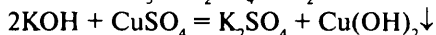
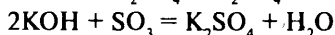
3. Кислород и его свойства



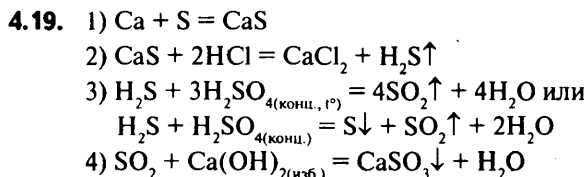
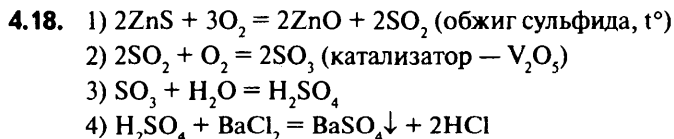
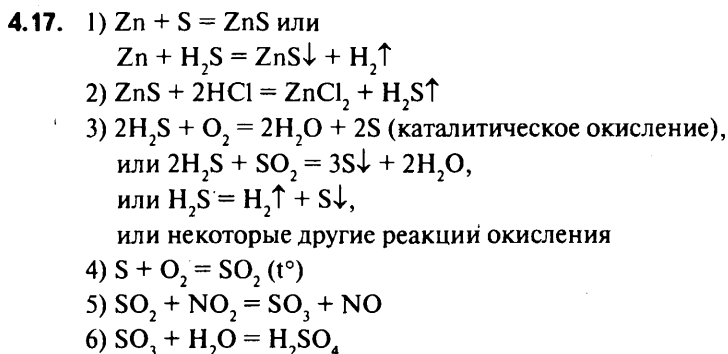
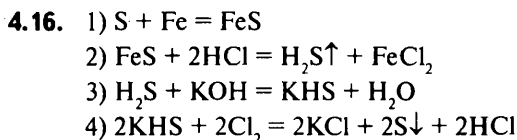
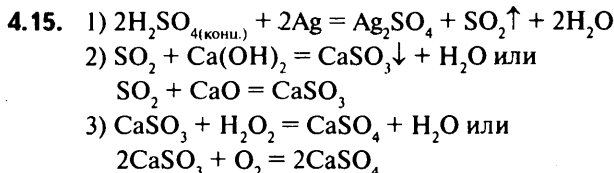
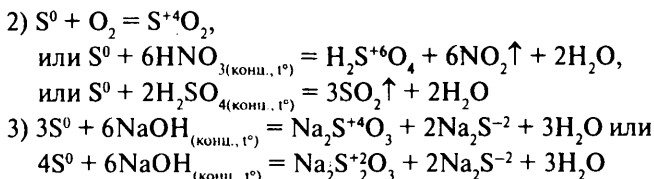
4. Сера и её соединения



Допускается составлять уравнение



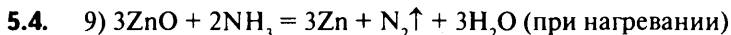
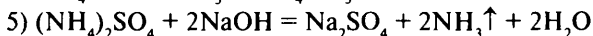
или другие реакции серы с металлами или менее активными неметаллами



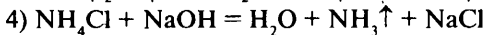
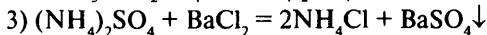
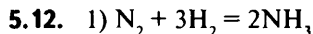
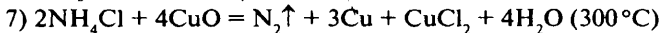
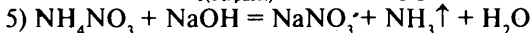
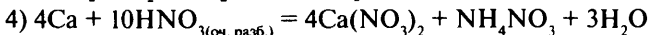
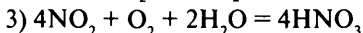
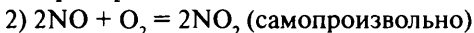
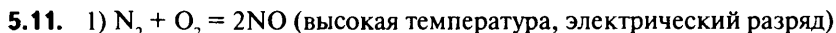
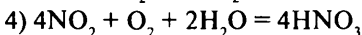
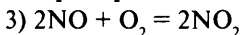
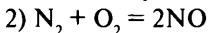
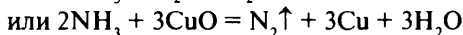
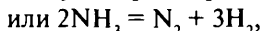
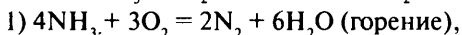
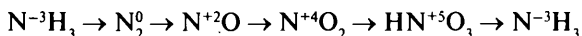
4.20. 1) В $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, в $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ степени окисления серы различные. Ион с бóльшим зарядом вызывает бóльшую поляризацию связи Э—О, и, следовательно, О—Н. Серная кислота должна быть более сильной, чем сернистая.

2) В $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ и $\text{H}_2\text{Se}^{+4}\text{O}_3$ степени окисления центральных атомов одинаковые. Радиус атома серы (и иона S^{+4}) меньше, чем радиус атома Se, поэтому поляризация связей в молекуле H_2SO_3 более сильная, чем в H_2SeO_3 , следовательно, сернистая кислота более сильная, чем селенистая.

5. Азот и его соединения



5.10. Запишем формулы некоторых соединений, в которых азот имеет указанные степени окисления:



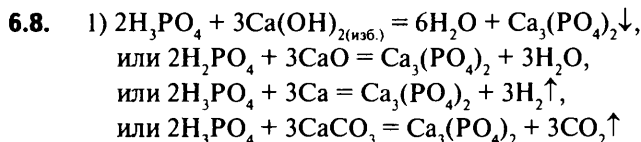
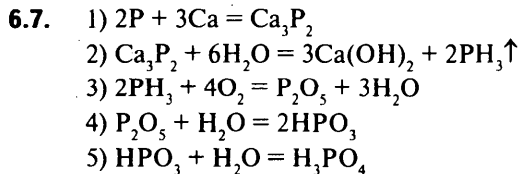
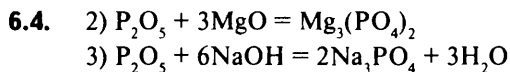
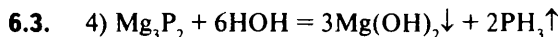
- 5.13. 1) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
 3) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$
 4) $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 или $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$,
 или $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$
 6) $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$

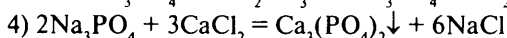
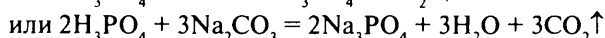
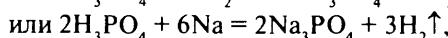
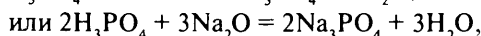
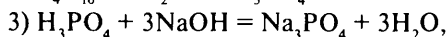
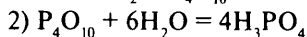
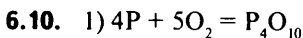
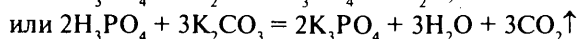
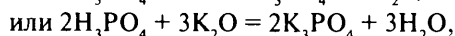
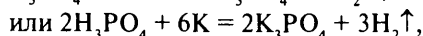
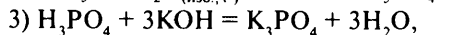
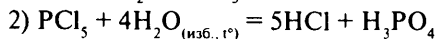
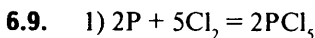
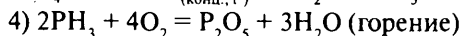
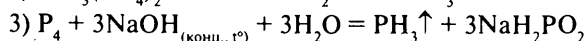
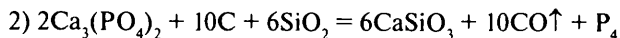
- 5.14. 1) $5\text{Mg} + 12\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$
 3) $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{NH}_3 = \text{MgSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 4) $2\text{P} + 5\text{NO}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{NO}$

- 5.15. 1) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 2) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cu}\downarrow + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
 4) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

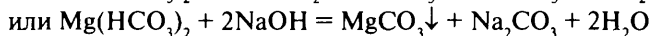
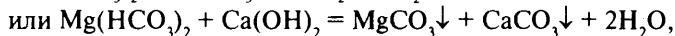
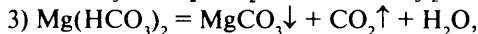
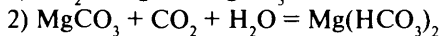
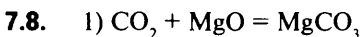
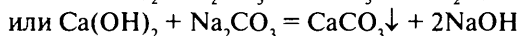
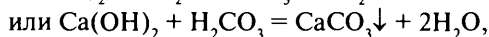
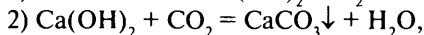
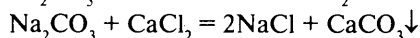
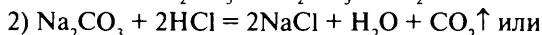
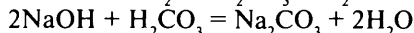
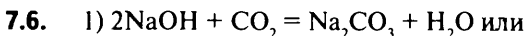
- 5.16. 1) $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2\uparrow$
 2) $\text{ZnS} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 3) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{S} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

6. Фосфор и его соединения





7. Углерод и его соединения



8. Кремний и его соединения

- 8.6.** 4) $\text{SiO}_2 + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 5) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
 6) $\text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{p-p})} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
- 8.7.** 1) $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} (t^\circ)$,
 или $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 (t^\circ)$,
 или $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow (t^\circ)$,
 или $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{SO}_2\uparrow (t^\circ)$
 2) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ (можно использовать любую другую кислоту)
- 8.8.** 1) $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{Si} (t^\circ)$ или
 $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO} (t^\circ)$
 2) $\text{Si} + 2\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si} (t^\circ)$
 3) $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = 2\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4\uparrow$
 4) $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 8.9.** 1) $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$
 2) $\text{SiCl}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 4\text{HCl}$
 3) $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$
- 8.10.** 1) $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$
 2) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
 3) $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2 (t^\circ)$
 4) $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 8.11.** 1) $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} (t^\circ)$,
 или $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 (t^\circ)$,
 или $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow (t^\circ)$,
 или $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{SO}_2\uparrow (t^\circ)$
 2) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ (можно использовать любую другую кислоту)
- 8.12.** 1) $\text{Si} + 2\text{Br}_2 = \text{SiBr}_4$
 2) $\text{SiBr}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 4\text{HBr}$

- 3) $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (t°)
 4) $3\text{SiO}_2 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$ (t°)

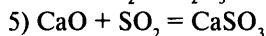
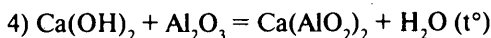
9. Щелочные металлы

- 9.2.** 1) $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (пероксид натрия)
 При горении щелочных металлов преимущественно образуются пероксиды. Только литий образует оксид Li_2O .
 8) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
 $2\text{NaOH} + \text{ZnCl}_{2(\text{p-p})} = 2\text{NaCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$
- 9.3.** 2) $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$ (t° , оксид натрия)
 5) $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ (t° , оксид лития)
 6) $\text{LiH} + \text{HOH} = \text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$
 7) $\text{NaH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$
 8) $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{HNO}_{(\text{конц.})} = 2\text{NaNO}_3 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 9.4.** 1) $\text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 2\text{KHSO}_4 + \text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 2) $2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ (охлаждение)
 $2\text{KOH} + \text{Br}_2 = \text{KBr} + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $6\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (t°)
 $6\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 = 5\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 4) $2\text{NaOH}_{(\text{тв.})} + \text{Zn}_{(\text{тв.})} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (t°) или
 $2\text{NaOH}_{(\text{p-p})} + \text{Zn}_{(\text{тв.})} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
 5) $2\text{KOH}_{(\text{p-p})} + 2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
 7) $3\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{конц., гор.})} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$
 8) $\text{NaNH}_2 + \text{HOH} = \text{NaOH} + \text{NH}_3\uparrow$
- 9.5.** 1) $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 или $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 или $2\text{KOH} + 2\text{NaHCO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 или $\text{KOH} + \text{KHCO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 или $2\text{KOH} + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ или
 $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = 2\text{KCl} + \text{CaCO}_3\downarrow$
- 9.6.** 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 2) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$

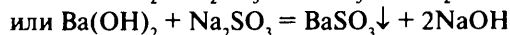
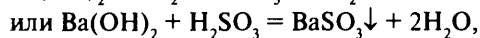
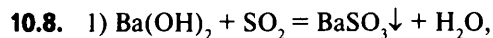
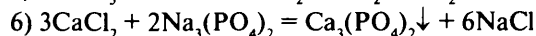
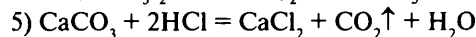
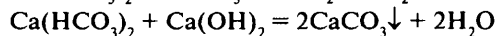
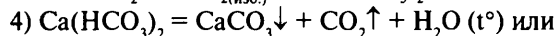
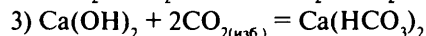
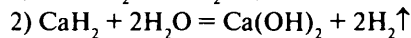
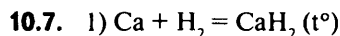
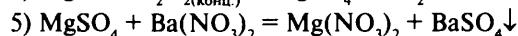
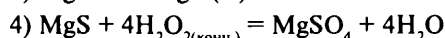
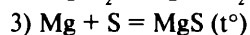
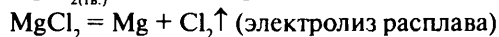
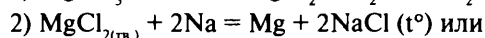
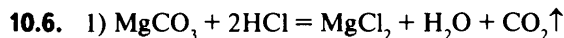
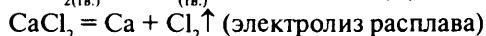
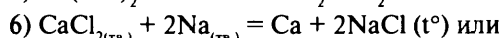
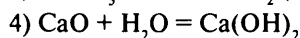
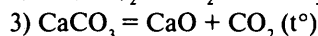
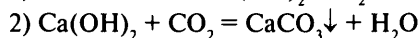
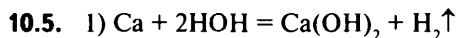
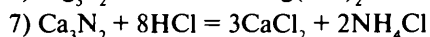
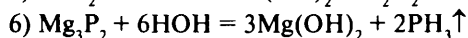
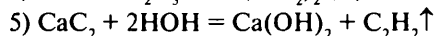
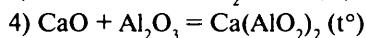
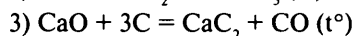
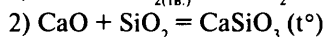
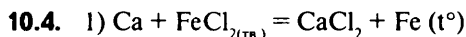
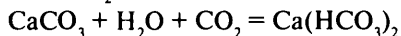
- 9.7. 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaBr}_2 = 2\text{NaBr} + \text{BaSO}_4\downarrow$
 2) $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$
- 9.8. 1) $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH} (t^\circ)$
 2) $\text{NaH} + \text{HOH} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
 3) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ или
 $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Cu(OH)}_2\downarrow$
 4) $\text{NaCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ (без t°) или
 $2\text{NaCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow (t^\circ)$
- 9.9. 1) $\text{KOH} + \text{SO}_{2(\text{изб.})} = \text{KHSO}_3$ или
 $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_{3(\text{изб.})} = \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ или
 $2\text{KHSO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow (t^\circ)$
 3) $\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ или
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{BaCl}_2 = 2\text{KCl} + \text{BaSO}_3\downarrow$
 4) $2\text{KCl} = 2\text{K} + \text{Cl}_2\uparrow$ (электролиз расплава)
- 9.10. 1) $2\text{NaCl} = 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ (электролиз расплава) или
 $10\text{NaCl} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 5\text{Cl}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 2) $6\text{NaOH}_{(\text{р-р})} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (t^\circ)$
 $3\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{гор. р-р})} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow (t^\circ)$
 3) $2\text{NaClO}_3 = 2\text{NaCl} + 3\text{O}_2 (t^\circ, \text{катализатор } \text{MnO}_2)$
 4) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow$

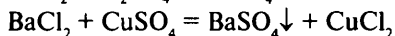
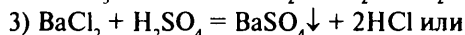
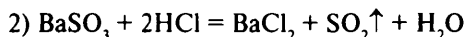
10. Элементы главной подгруппы II группы

- 10.2. 3) $\text{Ca} + \text{KCl} \neq$
 5) $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2 (t^\circ)$
 6) $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS} (t^\circ)$
 8) $\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 9) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
 $4\text{Ca} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 10) $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Ca(NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3(\text{оч. разб.})} = 4\text{Ca(NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 10.3. 1) $\text{CaH}_2 + 2\text{HOH} = \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$
 3) $\text{CaO} + \text{MgO} \neq$

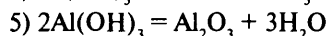
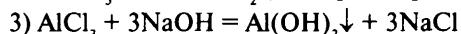
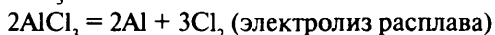
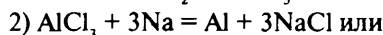
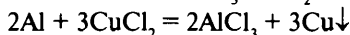
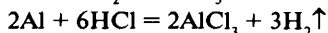
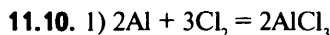
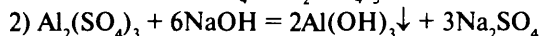
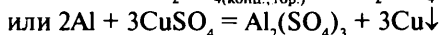
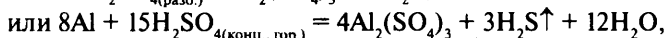
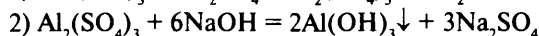
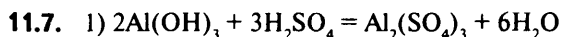
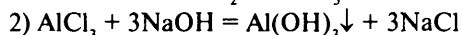
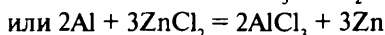
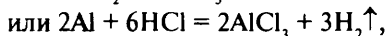
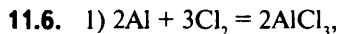
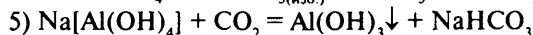
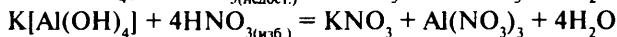
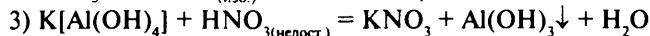
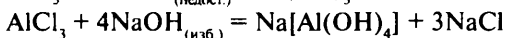
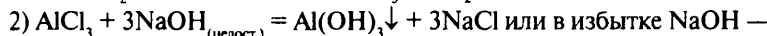
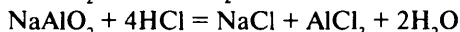
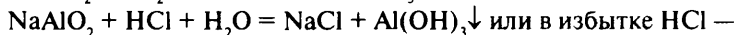
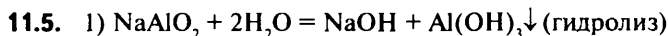
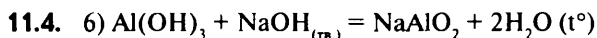
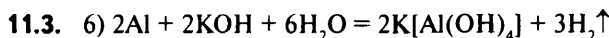


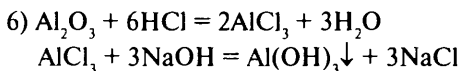
если CO_2 в избытке, то





11. Алюминий и его соединения



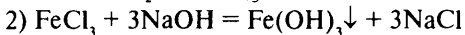
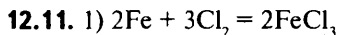
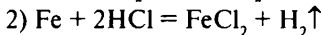
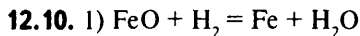
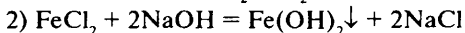
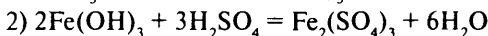
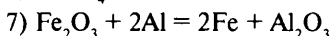
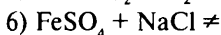
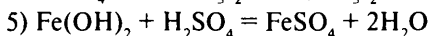
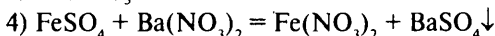
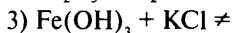
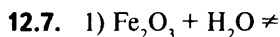
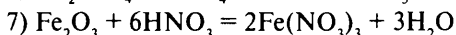
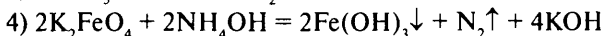
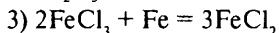
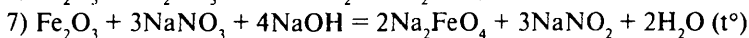
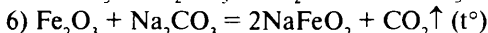
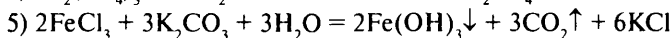
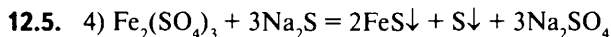
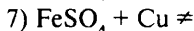
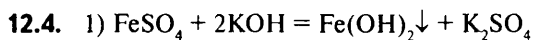


- 11.11.** 1) $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
 2) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
 3) $2\text{Al}_2\text{O}_3 = 4\text{Al} + 3\text{O}_2$ (электролиз раствора Al_2O_3 в расплавленном криолите $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$)
 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$
 6) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$
 7) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- 11.12.** 1) $\text{NaAlO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaCl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ или
 $\text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ (кипячение)
 2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{тв.})} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (сплавление)
 3) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
- 11.13.** 1) $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$
 2) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$
 3) $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (t°)
 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 5) $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$ (t°)
 6) $2\text{Al}_2\text{O}_3 = 4\text{Al} + 3\text{O}_2$ (электролиз раствора Al_2O_3 в расплавленном криолите $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$)
- 11.14.** 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 2) $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$
 3) $2\text{Al}_2\text{O}_3 = 4\text{Al} + 3\text{O}_2\uparrow$ (электролиз)
 4) $8\text{Al} + 3\text{KNO}_3 + 5\text{KOH} + 18\text{H}_2\text{O} = 8\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3\uparrow$
- 11.15.** 1) $\text{AlCl}_3 + 3\text{K} = \text{Al} + 3\text{KCl}$ (t°),
 или $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$,
 или $\text{AlCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}\downarrow$
 2) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$,
 или $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 или $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$
 3) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

12. Железо и его соединения

12.3. 4) $\text{Fe} + \text{ZnSO}_4 \neq$ (железо находится в ряду активности правее, чем цинк, оно менее активно и не может вытеснять (восстанавливать) цинк из его соединений).

5) $\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 \neq$ (железо менее активно, чем алюминий, и не восстанавливает его из соединений).

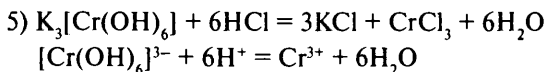


- 12.12.** 1) $2\text{FeBr}_3 + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{Br}_2$ или
 $10\text{FeBr}_3 + 6\text{KMnO}_4 + 24\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 15\text{Br}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{MnSO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{Al} + 3\text{Br}_2 = 2\text{AlBr}_3$
 $2\text{AlI}_3 + 3\text{Br}_2 = 2\text{AlBr}_3 + 3\text{I}_2$
- 12.13.** 1) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$
 2) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{FeSO}_4 + \text{Zn} = \text{Fe} + \text{ZnSO}_4$
 4) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
 5) $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$
- 12.14.** 1) $6\text{FeSO}_4 + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3 + 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
 2) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ или
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
 3) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (t^\circ)$
 4) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 6\text{NaBr} + 5\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{NaNO}_3 + 4\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 12.15.** 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
 2) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{HI} = 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ или
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{KI} = 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
 4) $3\text{I}_2 + 6\text{KOH}_{(\text{гор. р-р})} = 5\text{KI} + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 12.16.** 1) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 3\text{FeCl}_3$
 2) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$
 3) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Cl}_2 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 6\text{NaCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 6\text{NaBr} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaNO}_3 + 4\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{FeS} \downarrow + 2\text{S} \downarrow + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O}$
 5) $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2 \uparrow$
 $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
- 12.17.** 1) $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe} = 3\text{FeSO}_4$
 3) $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 4) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ или
 $2\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3$

- 12.18.** 1) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (t^\circ)$
 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2\uparrow (t^\circ)$,
 или $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} (t^\circ)$,
 или $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 (t^\circ)$,
 или другие восстановители
 3) $\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O} (t^\circ)$
 4) $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow (t^\circ)$

13. Хром

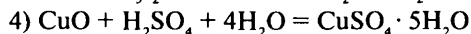
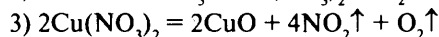
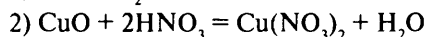
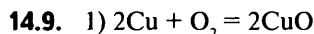
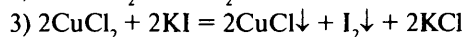
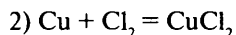
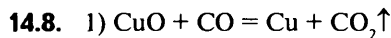
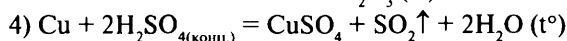
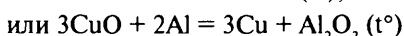
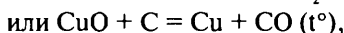
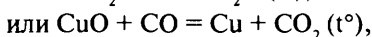
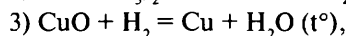
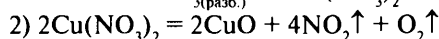
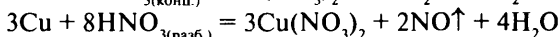
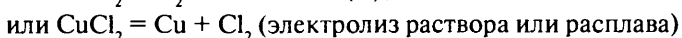
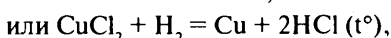
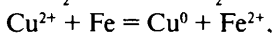
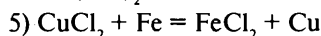
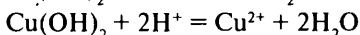
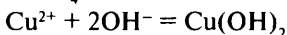
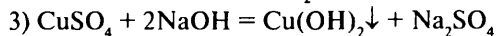
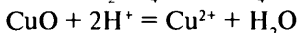
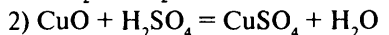
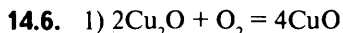
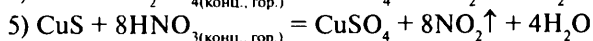
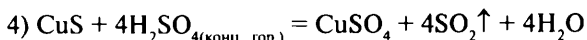
- 13.2.** 1) $\text{Cr} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 2) $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$
 3) $2\text{CrCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{CrCl}_3$
 4) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaCrO}_2 (t^\circ)$
 5) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KCrO}_2 + \text{CO}_2\uparrow (t^\circ)$
 6) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3 (t^\circ)$
- 13.3.** 1) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{NaNO}_3 + 4\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 12\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$
 4) $2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{NaOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
- 13.4.** 1) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$
 3) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{KCl} + \text{BaCrO}_4\downarrow$
 4) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
 5) $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{CO}_2\uparrow$
- 13.5.** 1) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
 $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3$
 2) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
 $\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3$
 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH} = \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$



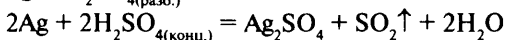
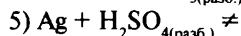
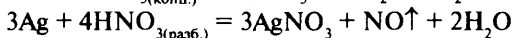
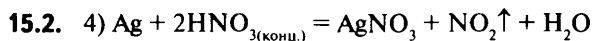
- 13.6.** 1) $2\text{Cr}(\text{OH})_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (t°)
 2) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{NaNO}_3 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 или $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Cl}_2 + 10\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 5\text{H}_2\text{O}$,
 или $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 5\text{H}_2\text{O}$
 3) $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{NaOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 13.7.** 1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ (t°)
 2) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaCrO}_2$ (t°),
 или $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (t°),
 или $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCrO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$ (t°)
 3) $2\text{NaCrO}_2 + 3\text{Br}_2 + 8\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 4\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaCrO}_4\downarrow$ или
 $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{NaNO}_3 + \text{BaCrO}_4\downarrow$
 $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCrO}_4$

14. Медь и её соединения

- 14.2.** 1) $2\text{Cu} + \text{O}_{2(\text{изб.})} = 2\text{CuO}$ или
 $4\text{Cu} + \text{O}_{2(\text{нелост.})} = 2\text{Cu}_2\text{O}$
 2) $\text{Cu} + \text{Br}_2 = \text{CuBr}_2$
 3) $\text{Cu} + \text{HCl} \neq$
 4) $\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \neq$
 5) $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$
 6) $4\text{Cu} + 2\text{NO}_2 = 4\text{CuO} + \text{N}_2$
- 14.3.** 2) $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{CuO}$
 3) $\text{Cu}_2\text{O} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 14.4.** 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 14.5.** 1) $\text{CuSO}_4 + \text{Cu} + 2\text{NaCl} = 2\text{CuCl}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 2) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ и при прокаливании —
 $\text{CuSO}_4 = \text{CuO} + \text{SO}_3$
 3) $\text{CuS} + \text{HCl} \neq$



15. Серебро и его соединения



- 6) $\text{Ag} + \text{ZnSO}_4 \neq$
 7) $\text{Ag} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \neq$
 8) $2\text{AgNO}_3 + 2\text{KOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 9) $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_4\text{OH} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$
 11) $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow (t^\circ)$

- 15.3. 1) $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 2) $2\text{Ag} + \text{O}_3 = \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$
 3) $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_4\text{OH} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$
 4) $2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 5\text{H}_2\text{S} = \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 4\text{NH}_4\text{HS} + 2\text{H}_2\text{O}$

- 15.4. 1) $\text{Ag} + 2\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 2) $4\text{Cu} + 2\text{NO}_2 = 4\text{CuO} + \text{N}_2\uparrow$
 3) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cu} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$

- 15.5. 1) $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$
 3) $\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

16. Цинк и его соединения

- 16.1. 3) $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$
 5) $\text{Zn} + \text{FeSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}\downarrow$
- 16.2. 3) $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 16.3. 1) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{S} = \text{ZnS} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 5) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}_{(\text{изб.})} = 2\text{NaCl} + \text{ZnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{CO}_3 \neq$
 7) $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{ZnS}\downarrow + 2\text{NaCl}$
- 16.4. 1) $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2\uparrow$
 2) $\text{ZnO} + \text{H}_2 = \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
- 16.5. 1) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{ZnCl}_2 + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$

- 16.6.** 1) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
или $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
или $\text{ZnO} + \text{H}_2 = \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$,
или $\text{ZnSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$,
или $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$,
или другой способ получения растворимой соли цинка
- 3) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$,
или $\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$,
или $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$
- 16.7.** 1) $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
2) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Zn} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\uparrow$ (электролиз) или
 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Mg} = \text{Zn} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 16.8.** 1) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ или
 $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
2) $\text{ZnSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$
3) $2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ (t°)
4) $\text{ZnO} + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$ (t°)

РАЗДЕЛ III.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1 | Строение органических веществ. Теория строения органических веществ А. М. Бутлерова (1861 г.).

1. Атомы в молекуле соединяются в определённой последовательности в соответствии с их валентностями.

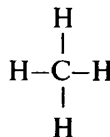
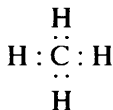
Углерод в органических соединениях всегда четырёхвалентен. Атомы углерода могут соединяться друг с другом, образуя цепи.

2. Свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и химическим строением молекулы (порядком связи атомов друг с другом).

3. По свойствам вещества можно описать строение его молекулы, а по строению молекулы — предсказать свойства вещества.

4. Атомы и группы атомов в молекуле взаимно влияют друг на друга, причём влияние ослабевает при увеличении расстояния между ними.

Структурной формулой, или формулой строения, называется схематическое изображение строения молекулы, показывающее последовательность соединения атомов и функциональных групп, например для метана:



Изомерами называются вещества, которые имеют одинаковый качественный и количественный состав, но отличаются своими свойствами. Причина изомерии — различное строение молекул вещества. Изомеры могут отличаться последовательностью соединения атомов (структурная изомерия) или расположением атомов в пространстве (пространственная изомерия, например геометрическая изомерия (см. с. 364), оптическая изомерия и др.).

Пример: формулу C_2H_6O имеют два вещества:

1) CH_3-CH_2-O-H — этиловый спирт, темп. кип. $78^\circ C$, хорошо растворим в воде и реагирует с натрием с выделением водорода;

2) CH_3-O-CH_3 — диметиловый эфир, темп. кип. $-20^\circ C$, в воде не растворяется и не реагирует с натрием с выделением водорода.

Основы классификации и номенклатуры органических веществ

Таблица 1

Основные классы углеводородов и их производных

	Пример	Название класса	Общая формула*	Признак названия
УГЛЕВОДОРОДЫ	CH_3-CH_3 (этан)	алканы	$C_n H_{2n+2}$	-ан
	$CH_2=CH_2$ (этен)	алкены	$C_n H_{2n}$	-ен
	$CH\equiv CH$	алкины	$C_n H_{2n-2}$	-ин
	$CH_2=CH-CH=CH_2$ (1,3-бутадиен)	диены	$C_n H_{2n-2}$	-диен
	C_6H_6 (бензол)	арены	$C_n H_{2n-6}$	-ол
	$\begin{array}{c} H_2C \\ \diagdown \quad / \\ \quad \quad CH_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ H_2C \end{array}$ (циклопропан)	циклоалканы	$C_n H_{2n}$	цикло...ан
КИСЛОРОДСОДЕРЖАЮЩИЕ ПРОИЗВОДНЫЕ	CH_3-CH_2-OH (этанол)	спирты	$R-OH$	-ол
	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C \\ \quad \diagdown \\ \quad \quad H \end{array}$ (этаналь)	альдегиды	$R-CHO$	-аль
	C_6H_5OH (фенол)	фенолы	$Ar-OH$	-ол

* Индексом «n» обозначается число атомов углерода в молекуле, буквой «R» — углеводородный радикал, «Ar» — остаток ароматического углеводорода.

	Пример	Название класса	Общая формула*	Признак названия
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \text{(пропанон)} \end{array}$	кетоны	$\text{R}-\text{CO}-\text{R}$	-он
КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ПРОИЗВОДНЫЕ	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ (этановая кислота)	карбоновые кислоты	$\text{R}-\text{COOH}$	-овая кислота
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OCH}_3 \end{array}$ (метилэтанойл)	сложные эфиры	$\text{R}-\text{COOR}_1$	-оат
	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (глюкоза)	углеводы (моносахарид)	—	—
	$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ (крахмал)	углеводы (полисахарид)	—	—
АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ВЕЩЕСТВА	CH_3-NO_2 (нитрометан)	нитросоединение	$\text{R}-\text{NO}_2$	нитро-
	CH_3-NH_2 (аминаметан)	амины	$\text{R}-\text{NH}_2$	-амин
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ (аминоуксусная кислота)	аминокислоты	$\text{H}_2\text{N}-\text{R}-\text{COOH}$	—

Гомологами называются вещества, которые принадлежат к одному гомологическому ряду, имеют похожее строение, общую формулу и отличаются по составу на одну или несколько групп $-\text{CH}_2$ (гомологическая разность). Для гомологов характерны общие способы получения, общие химические и закономерно изменяющиеся физические свойства. Например, CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ и $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ — одно-

атомные спирты, общая формула $C_n H_{2n+1} OH$, температуры кипения соответственно $64,7^\circ C$, $78,5^\circ C$ и $97,2^\circ C$.

На схемах 1–3 приведены некоторые взаимосвязи между основными классами углеводородов и их функциональных производных (генетические связи).

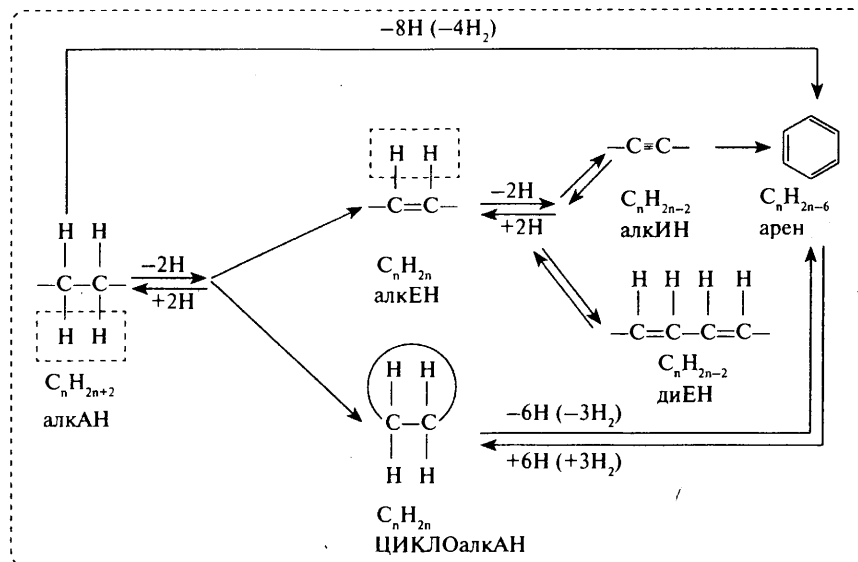


Схема 1. Основные классы углеводородов

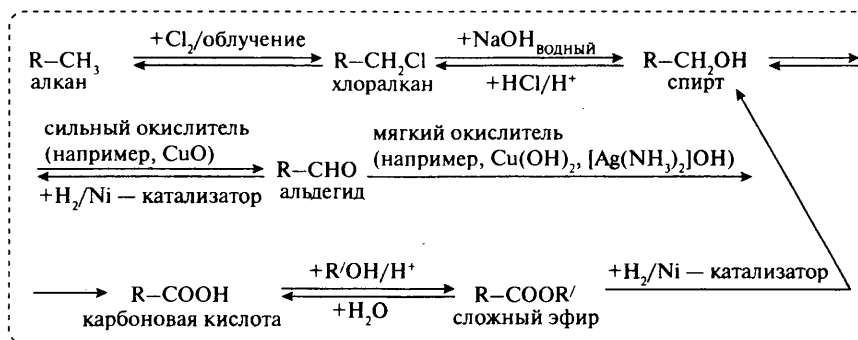


Схема 2. Некоторые классы кислородсодержащих органических веществ

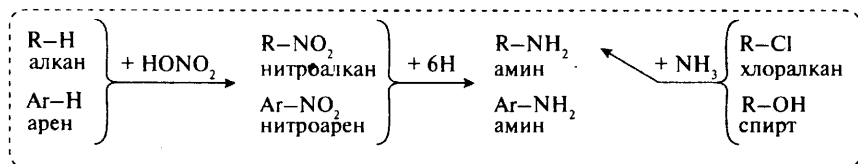


Схема 3. Взаимосвязи между некоторыми азотсодержащими веществами

Принципы номенклатуры органических веществ

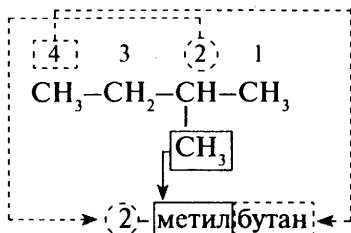
В основу номенклатуры IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) положен заместительный принцип, т. е. названия веществ строят, используя название какого-либо вещества как основу и перечисляя все заместители, функциональные группы и кратные связи, которые имеются в молекуле этого вещества, и изменяют число атомов водорода по сравнению с незамещённым соединением. В качестве основы для названия веществ используются названия предельных (метан, этан и др.) и ароматических углеводородов (бензол, толуол, нафталин...), гетероциклов (пиридин, фуран...), углеводов (глюкоза, фруктоза...) и некоторых других веществ (гуанин, цитозин...).

Последовательность действий:

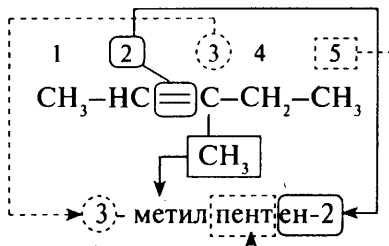
1. Найти самую длинную углеродную цепь (или характеристическую группу) и пронумеровать её правильно.
2. Назвать исходный углеводород с такой длиной цепи.
3. Назвать заместители, функциональные группы и кратные связи, имеющиеся в молекуле, и указать цифрой их местонахождение в главной цепи.

Главной углеродной цепью в молекуле является самая длинная цепь углеродных атомов (или характеристическая группа атомов): в примерах 1 и 3 — самая длинная цепь состоит из 4 атомов углерода (бутан), в примере 2 — самая длинная цепь имеет 5 атомов углерода (пентан), в примере 4 имеется характеристическая группа (бензольное кольцо), в примере 5 — самая длинная цепь содержит 6 атомов углерода (гексан).

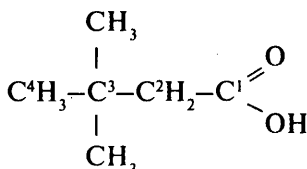
Пример 1



Пример 2

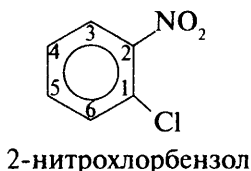


Пример 3



3,3-диметилбутановая кислота

Пример 4



Пример 5

$ \begin{array}{c} \text{C}^1\text{H}_3 - \text{C}^2 - \text{C}^3\text{H}_2 - \text{C}^4\text{H} - \text{C}^5\text{H}_3 \\ \parallel \qquad \qquad \\ \text{CH} - \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $ <p>Цепь из 5 атомов углерода</p>	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C}^3 - \text{C}^4\text{H}_2 - \text{C}^5\text{H} - \text{C}^6\text{H}_3 \\ \parallel \qquad \qquad \\ \text{C}^2\text{H} - \text{C}^1\text{H}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $ <p>Цепь из 6 атомов углерода 3,5-диметил-2-гексен</p>
$ \begin{array}{c} \text{C}^4\text{H}_3 - \text{C}^3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \parallel \qquad \qquad \\ \text{C}^2\text{H} - \text{C}^1\text{H}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $ <p>Цепь из 4 атомов углерода</p>	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{C}^2\text{H} - \text{C}^3\text{H}_3 \\ \parallel \qquad \qquad \\ \text{CH} - \text{CH}_3 \quad \text{C}^1\text{H}_3 \end{array} $ <p>Цепь из 3 атомов углерода</p>

Главная углеродная цепь должна быть пронумерована **правильно**:

- нумерацию начинают с того конца цепи, к которому ближе разветвление;
- сумма номеров всех атомов углерода, которые имеют заместители, кратные связи и функциональные группы, должна быть наименьшей;

- кратная связь (двойная или тройная углеродные связи) и функциональная группа имеют преимущество в нумерации, т. е. должны иметь наименьший возможный номер. Если в молекуле имеются и двойная, и тройная связи, то двойная связь имеет преимущество;
- атом углерода в альдегидной или кислотной группе, как правило, должен иметь номер 1 (хотя допускается рассматривать эти группы в качестве заместителя).

Названия заместителей. Записывают названия всех заместителей перед названием углеводорода и указывают цифрой (перед названием) номер атома углерода, у которого находится заместитель. В примере 1 имеется заместитель (группа CH_3) на атоме углерода № 2, записывают «2-метил» перед названием исходного углеводорода.

Одинаковые заместители, кратные связи и функциональные группы объединяют в названиях с помощью префиксов: две группы — «ди», три группы — «три», четыре группы — «тетра» и т. д. В примере 3 объединяем в названии две группы CH_3 и записываем «3,3-диметил», в примере 5 записываем «3,5-диметил».

Кратные связи и функциональные группы:

- кратные связи называют, заменяя суффикс **-ан** в названии углеводорода, определяющего главную цепь, на соответствующее родовое окончание (например, для алкенов **-ен**) и указывая цифрой их местонахождение;
- функциональные группы указывают, добавляя соответствующий суффикс к названию углеводорода, например для спиртов — **-ол**, альдегидов — **-аль**, для карбоновых кислот — **-овая кислота** и др.

Заместители перечисляют в алфавитном порядке (русский алфавит), не учитывая префиксы.

Названия и формулы некоторых органических веществ и остатков (радикалов)

Таблица 2

Предельные углеводороды

Название и формула	Название и формула
Метан CH_4	Гексан C_6H_{14} , $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$
Этан C_2H_6 , CH_3-CH_3	Гептан C_7H_{16} , $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$
Пропан C_3H_8 , $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Октан C_8H_{18} , $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$
Бутан C_4H_{10} , $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3$	Нонан C_9H_{20} , $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$
Пентан C_5H_{12} , $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	Декан $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$, $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$

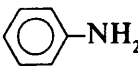
Таблица 3

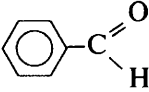
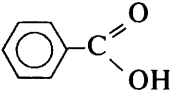

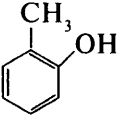
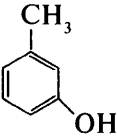
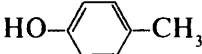
Названия и формулы некоторых радикалов

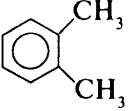
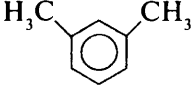

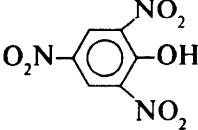
Формула и название	Формула и название
Метил CH_3-	Винил $\text{CH}_2=\text{CH}-$
Этил C_2H_5-	Нитро $-\text{NO}_2$
Пропил $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Формиат, метаноат $\text{HCOO}-$
Изопропил $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-$	Ацетат, этаноат $\text{CH}_3\text{COO}-$
Фенил C_6H_5-	

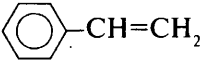
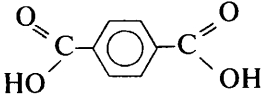
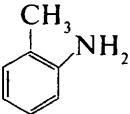
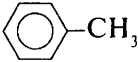
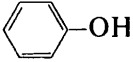
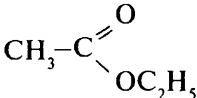
Таблица 4

Названия и формулы некоторых органических веществ

Название	Формула
Акриловая кислота (пропеновая кислота)	$\text{H}_2\text{C}=\text{HC}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$
Анилин (фениламин, аминобензол)	
Ацетилен (этин)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

Название	Формула
Ацетон (пропанон, диметилкетон)	$\text{CH}_3-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3$
Бензальдегид	
Бензойная кислота	
Бензол	
Бутадиен-1,3 (дивинил)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$
Винилхлорид (хлорэтен)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{Cl}$
Гексахлоран (гексахлорциклогексан)	$\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$
Глицерин (пропантриол-1,2,3)	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$
Глюкоза	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CHO}$
Изопрен (2-метилбутадиен-1,3)	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$
<i>o</i> -Крезол (2-гидрокситолуол)	
<i>m</i> -Крезол (3-гидрокситолуол)	
<i>p</i> -Крезол (4-гидрокситолуол)	

Название	Формула
<i>o</i> -Ксилол (1,2-диметилбензол)	
<i>m</i> -Ксилол (1,3-диметилбензол)	
<i>p</i> -Ксилол (1,4-диметилбензол)	
Линолевая кислота	$C_{17}H_{31}-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$
Метакриловая кислота (метилпропеновая кислота)	$CH_2=C \begin{matrix} \nearrow COOH \\ \searrow CH_3 \end{matrix}$
Метиловый спирт (метанол)	CH_3OH
Муравьиная (метановая) кислота	$H-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$
Муравьиный альдегид (формальдегид, метаналь)	$H-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$
Олеиновая кислота	$C_{17}H_{33}COOH$
Пальмитиновая кислота	$C_{15}H_{31}COOH$
Пикриновая кислота (2,4,6-тринитрофенол)	
Пропилен (пропен)	$CH_3-CH=CH_2$
Рибоза	$C_5H_{10}O_5$

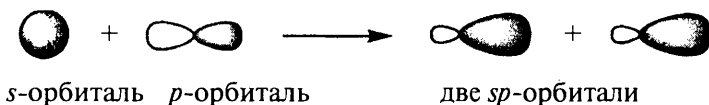
Название	Формула
Сахароза	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Стеариновая кислота	$C_{17}H_{35}COOH$
Стирол (винилбензол)	
Терефталевая кислота (<i>m</i> -бензолдикарбоновая кислота)	
<i>o</i> -Толуидин (2-аминотолуол)	
Толуол (метилбензол)	
Уксусный альдегид (ацетальдегид, этаналь)	CH_3CHO
Уксусная (этановая) кислота	CH_3COOH
Фенол (гидроксibenзол, карболовая кислота)	
Фруктоза	$C_6H_{12}O_6$
Хлоропрен (2-хлорбутадиен-1,3)	$CH_2=C(\underset{\text{Cl}}{\text{Cl}})CH=CH_2$
Щавелевая кислота (1,2-этандионая кислота)	$HOOC-COOH$
Этилен (этен)	$CH_2=CH_2$
Этиленгликоль (этандиол-1,2)	$CH_2(OH)-CH_2OH$
Этилацетат (этилэтанойат, уксусноэтиловый эфир)	
Этиловый спирт (этанол)	CH_3CH_2OH

Валентные состояния атома углерода в органических соединениях. Электронное и пространственное строение некоторых молекул

Основой рассмотрения строения углеводородов и их производных являются:

- гипотеза о гибридизации атома углерода* (гибридизации электронных орбиталей атома углерода в возбуждённом состоянии);
- представление об электронных эффектах, т.е. перераспределении электронной плотности, происходящем в результате взаимодействия атомов и групп атомов друг с другом как в статическом состоянии, так и в процессе реакции.

Под гибридизацией орбиталей понимают образование из отличающихся по форме и энергии s - и p -орбиталей смешанных (гибридных) орбиталей, которые имеют одинаковую форму и энергию; число гибридных орбиталей равно сумме числа орбиталей, претерпевающих гибридизацию:



Преимуществом гибридных орбиталей считается их большая направленность в пространстве и, как следствие этого, большая прочность образующихся связей.

Геометрия расположения гибридных орбиталей в пространстве определяется принципом наименьшей энергии, т.е. орбитали находят такое взаимное расположение, чтобы силы отталкивания между ними были и наименьшими, и одинаковыми для каждой из орбиталей в определённом направлении. Этим объясняются валентные углы, которые образуют оси гибридных орбиталей: 180° в 3-м валентном состоянии (sp -гибридизация, две гибридные орбитали располагаются на одной линии), 120° во 2-м валентном состоянии (sp^2 -гибридизация, орбитали образуют плоскость) и $109^\circ 28'$ для 1-го валентного состояния (sp^3 -гибридизация, тетраэдрическое расположение четырёх валентных орбиталей).

* Гипотеза о гибридизации была выдвинута Л. Полингом для того, чтобы объяснить равноценность связей в молекуле метана и пространственное строение некоторых органических молекул.

Виды перекрывания валентных орбиталей

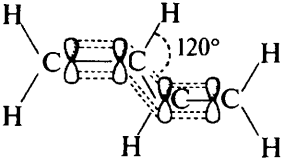

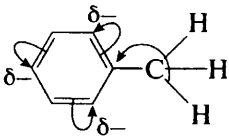
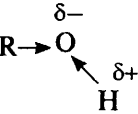
σ -Связи образуются при «лобовом» («осевом») перекрывании орбиталей; σ -связи прочные и малоподвижные.

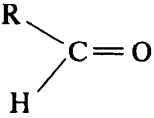
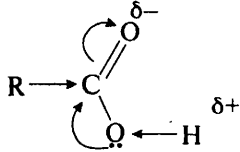
π -Связи образуются при «боковом» перекрывании орбиталей; π -связи имеют меньшую по сравнению с σ -связями энергию (прочность), легко разрываются и легко смещаются, передавая электронные эффекты.

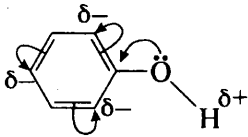
π -Связи могут возникать только после образования σ -связей, в результате образуются кратные связи, представляющие сочетание ($1\sigma + 1\pi$)-связей в случае двойной связи и ($1\sigma + 2\pi$)-связей для тройной связи.

Если в молекуле имеется фрагмент, содержащий двойную связь, то оба атома, образующие эту связь, находятся в состоянии sp^2 -гибридизации; атомы, участвующие в образовании тройной связи, обязательно находятся в состоянии sp -гибридизации.

Класс	Строение молекулы	Гибридизация атома углерода
Алканы $C_n H_{2n+2}$ (метан CH_4)		sp^3 -гибридизация, тетраэдрическое строение
Алкены $C_n H_{2n}$ (этилен C_2H_4)		sp^2 -гибридизация, плоское строение, возможно существо- вание геометрических изомеров
Алкины $C_n H_{2n-2}$ (ацетилен C_2H_2)		sp -гибридизация, линейное строение

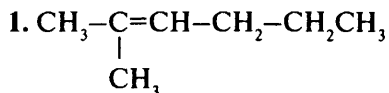
Класс	Строение молекулы	Гибридизация атома углерода
Алкадиены с сопряжёнными связями $C_n H_{2n-2}$ (бутадиен-1,3)		sp^2 -гибридизация, плоское строение. Образуется единая π -система
Арены $C_n H_{2n-6}$ (бензол $C_6 H_6$)		sp^2 -гибридизация, единая замкнутая π -электронная система сопряжённых связей, молекула плоская
Арены (толуол $C_6 H_5 CH_3$)		sp^2 -гибридизация атомов углерода в аро- матическом кольце, sp^3 -гибридизация атома углерода в группе CH_3 . Группа CH_3 вступает в сопряжение с аромати- ческой π -системой, и в результате повышается электронная плотность в положениях 2, 4, 6 ароматического кольца
Спирты ROH		Атом кислорода про- являет отрицательный индуктивный эффект и поляризует связи $R-O$ и $O-H$, в результате на атоме водорода появля- ется частичный избы- точный положительный заряд и связь $O-H$ способна разрываться

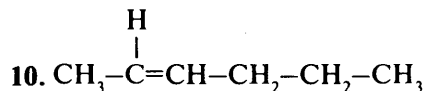
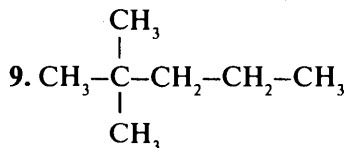
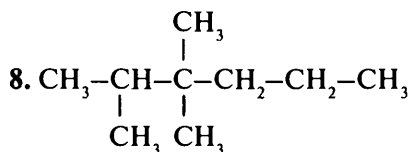
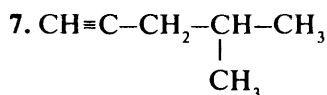
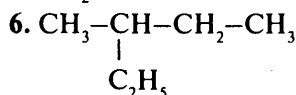
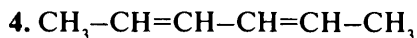
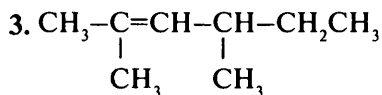
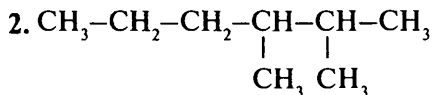
Класс	Строение молекулы	Гибридизация атома углерода
Альдегиды RCHO		<p>Группа имеет плоское строение, атомы углерода и кислорода находятся в состоянии sp^2-гибридизации. Связь C=O сильно поляризована</p>
Карбоновые кислоты RCOOH		<p>Группа имеет плоское строение, атомы углерода и кислорода связи C=O находятся в состоянии sp^2-гибридизации. Атом кислорода группы C=O проявляет сильный отрицательный мезомерный эффект, в результате неподелённая электронная пара атома кислорода связи O—H вступает в сопряжение с двойной связью и связь O—H дополнительно поляризуется, величина положительного заряда на атоме водорода увеличивается (по сравнению со спиртами). Группа —COOH проявляет отрицательный индукционный эффект, который поляризует связь R—C, и ближайший к карбоксилу</p>

Класс	Строение молекулы	Гибридизация атома углерода
		атом углерода активизируется к реакциям замещения
Фенол C_6H_5OH		Молекула имеет плоское строение. В результате сопряжения неподелённой электронной пары атома кислорода с ароматической π -системой увеличивается электронная плотность в положениях 2, 4, 6 ароматического кольца и облегчаются реакции электрофильного замещения по этим положениям; связь $O-H$ дополнительно поляризуется, на атоме водорода увеличивается положительный заряд (по сравнению со спиртами) и связь становится более «кислой» (фенол реагирует с растворами щелочей)

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 1:**СТРОЕНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ А. М. БУТЛЕРОВА (1861 г.)**

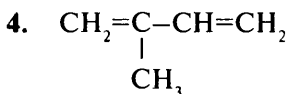
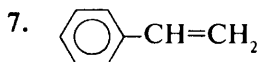
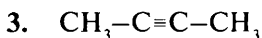
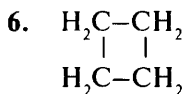
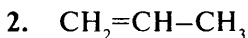
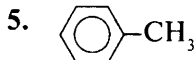
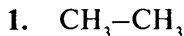
1.1. Приведите названия веществ, общую формулу класса (группы) и укажите принадлежность к классу (группе) органических соединений.



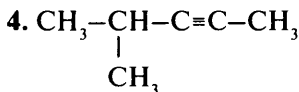
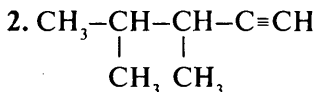
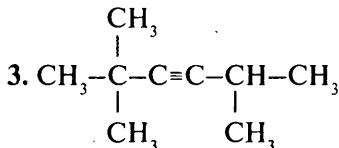
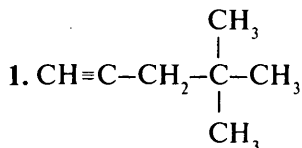


- 1.2. Напишите структурные формулы веществ: 1) 2,4-диметилпентан; 2) 2-метилпентан; 3) 2,4,4-триметилпентен-2; 4) 4-метил-2-пентин; 5) 3-бром-2-хлорпентан; 6) 3-метилгексан; 7) 2,3-диметилпентан; 8) 2-метилбутadiен-1,3 (изопрен); 9) 2,2,4,5-тетраметилоктан; 10) 3-метил-3-этилпентан. Укажите принадлежность к классу (группе) органических веществ и приведите общую формулу класса (группы).

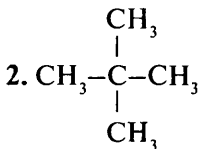
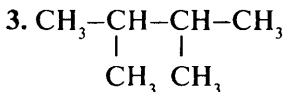
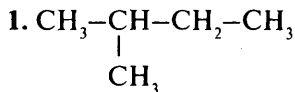
1.3. Для веществ, формулы которых приведены ниже, укажите
 1) класс вещества; 2) общую формулу класса (группы); 3) название; 4) тип гибридизации атомов углерода; 5) химические связи; 6) молекулярную (брутто) формулу.

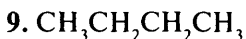
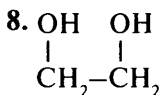
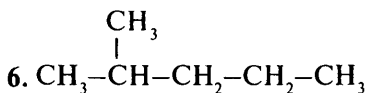
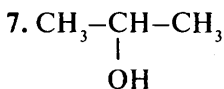
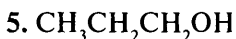


1.4. Назовите следующие углеводороды по международной номенклатуре. Укажите, какие из этих веществ изомерны между собой.



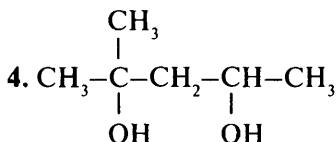
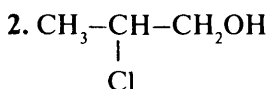
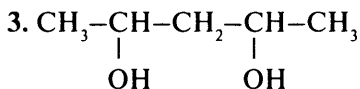
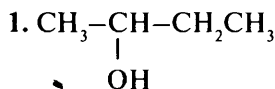
1.5. Определите принадлежность вещества к классу (группе) органических веществ, общую формулу класса (группы) и приведите название вещества. Укажите среди приведённых веществ гомологи и изомеры.



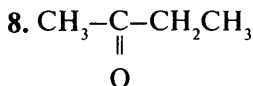
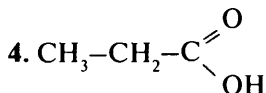
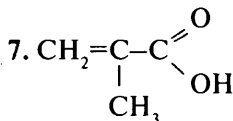
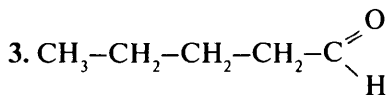
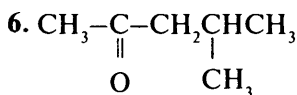
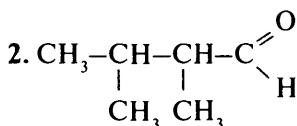
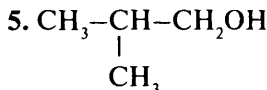


1.6. Для веществ, молекулярные формулы которых C_5H_{12} , составьте структурные формулы изомеров и приведите их названия.

1.7. Какие спирты называются а) одноатомными; б) двухатомными; в) первичными; г) вторичными; д) третичными? Назовите следующие соединения и определите признаки классификации.



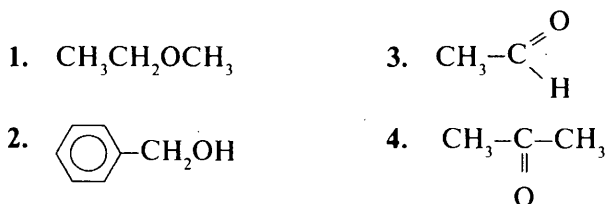
1.8. Приведите названия веществ, принадлежность к классу (группе) органических веществ и общую формулу класса (группы).



1.9. Для веществ, названия которых приведены ниже, напишите структурную формулу и укажите принадлежность к классу (группе) органических веществ, общую формулу, функциональную группу, гибридизацию атомов углерода.

- | | |
|-------------------------|------------------------|
| 1) <i>m</i> -нитрофенол | 6) изопропиловый спирт |
| 2) бутанол-2 | 7) бутанол-1 |
| 3) этилентликоль | 8) уксусный альдегид |
| 4) 3-метилбутаналь | 9) <i>m</i> -крезол |
| 5) диметилкетон | 10) бутанон |

1.10. Для веществ, формулы которых приведены ниже, укажите 1) класс вещества; 2) общую формулу класса (группы); 3) название; 4) функциональную группу, 5) тип гибридизации атомов углерода; 5) молекулярную формулу.

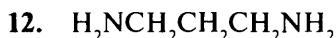
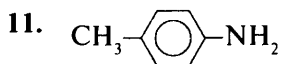
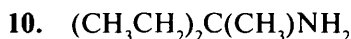
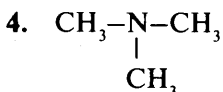
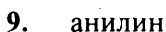
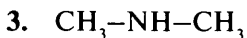
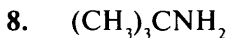
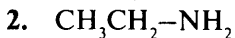
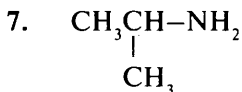
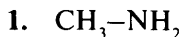


1.11. Для веществ, названия которых приведены ниже, напишите структурную формулу и укажите принадлежность к классу (группе) органических веществ, общую формулу, функциональную группу, гибридизацию атомов углерода.

- | | |
|----------------------|---------------------------------|
| 1) 2-метилпропаналь | 7) масляный альдегид (бутаналь) |
| 2) бензойная кислота | 8) глицерин |
| 3) 2-метилпропанол-2 | 9) 2-метилпентаналь |
| 4) 3-метилбутанон-2 | 10) трихлоруксусная кислота |
| 5) этилпропионат | 11) терефталевая кислота |
| 6) диэтиловый эфир | 12) акриловая кислота |

1.12. Напишите структурные формулы изомерных альдегидов и кетонов, имеющих молекулярную формулу $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$. Приведите названия веществ.

1.13. Приведите названия (или формулы) веществ. Укажите признаки их классификации. Укажите, какие из аминов являются а) первичными; б) вторичными; в) третичными.



1.14. Напишите структурные формулы аминокислот.

- 1) аминоксусная кислота
- 2) α -аминопропионовая кислота
- 3) γ -аминомасляная кислота
- 4) ω -аминокапроновая кислота
- 5) *орто*-аминобензойная кислота
- 6) β -аминопропионовая кислота
- 7) 2-амино-3-метилбутановая кислота

1.15. Для веществ, названия которых приведены ниже, напишите формулу вещества, укажите класс, общую формулу класса (группы).

- | | |
|-------------------|-----------------------|
| 1) изопрен | 10) дивинил |
| 2) фениламин | 11) этилат натрия |
| 3) бензол | 12) щавелевая кислота |
| 4) фенолят натрия | 13) пропилацетат |
| 5) глицин | 14) нонан |
| 6) метилпропан | 15) циклобутан |
| 7) метилацетат | 16) глицерин |
| 8) пропен | 17) глицилаланин |
| 9) винилацетилен | 18) сорбит |

- | | |
|-------------------|-------------------|
| 19) метилбензол | 22) формиат калия |
| 20) ацетилен | 23) хлоропрен |
| 21) метилэтиламин | 24) стирол |

- 1.16.** Опишите строение молекулы метана. Почему цепь углеродных атомов имеет зигзагообразное строение?
- 1.17.** Опишите строение молекулы этилена. Почему для этиленовых углеводородов возможна геометрическая изомерия?
- 1.18.** Какое строение имеет молекула ацетилена?
- 1.19.** Какое строение имеет бутadiен-1,3? Какие связи называются сопряжёнными?
- 1.20.** Какое строение имеет молекула бензола?

2 | Углеводороды

Насыщенные углеводороды

Алканы

1. Определение класса

Алканами (или предельными, или насыщенными углеводородами, или парафинами) называются углеводороды, в молекулах которых атомы углерода соединены одинарными связями, а все остальные валентности атомов углерода насыщены атомами водорода.

Общая формула C_nH_{2n+2} .

2. Гомологический ряд и изомерия

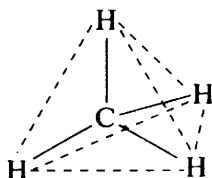
п	Молекулярная формула	Структурные формулы и названия изомеров
1	CH_4	CH_4 — метан
2	C_2H_6	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$ — этан
3	C_3H_8	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — пропан
4	C_4H_{10}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -бутан
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ — метилпропан
5	C_5H_{12}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -пентан
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_2\text{—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ — 2-метилбутан
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ — 2,2-диметилпропан
6	C_6H_{14}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -гексан
		изомеры гексана (всего 5 изомеров)
7	C_7H_{16}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -гептан
		изомеры гептана (всего 9 изомеров)
8	C_8H_{18}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -октан
		изомеры октана (всего 18 изомеров)
9	C_9H_{20}	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_7\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -нонан
		изомеры нонана (всего 35 изомеров)
10	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2\text{)}_8\text{—CH}_3$ — <i>n</i> -декан
		изомеры декана (всего 75 изомеров)

Изомерия:

углеродной цепи молекулы.

3. Структура молекулы

а) Молекула метана CH_4 .



sp^3 -гибридизация атома углерода, валентный угол $109^\circ 28'$, σ -связи, ковалентные полярные. Молекула неполярная. Форма — тетраэдрическая.

б) У гомологов метана атомы углерода **не лежат** в одной плоскости, цепь углеродных атомов имеет **спиралевидное** (зигзагообразное) расположение.

4. Физические свойства

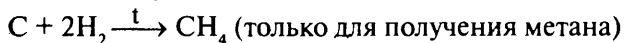
Алканы C_1 – C_4 при обычных условиях газы, C_5 – C_{15} — жидкости, C_{16} и далее — твёрдые вещества.

Все алканы легче воды и нерастворимы в ней, обладают специфическим запахом, наркотическими свойствами, пары в смеси с воздухом взрывоопасны.

5. Способы получения

1. Выделение из природного сырья (природного газа, попутного нефтяного газа, перегонкой нефти, крекингом фракций перегонки нефти).

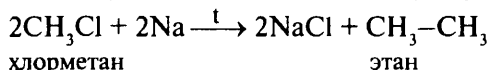
2. Синтез из простых веществ:



3. Гидролиз карбида алюминия Al_4C_3 :

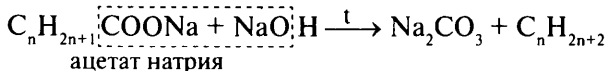


4. Реакция Вюрца — нагревание галогеналканов с натрием — способ удлинения цепи атомов углерода*:

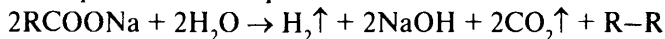


5. Сплавление натриевых (калиевых) солей карбоновых кислот со щелочами*:

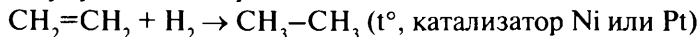
* Используется для получения не только алканов, но и некоторых углеводородов других классов.



6. Электролиз солей карбоновых кислот:



7. Гидрирование непредельных веществ:

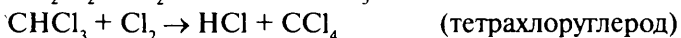
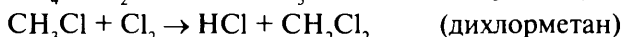
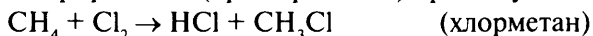


6. Химические свойства

Алканы содержат только σ -связи и вступают в реакции радикального замещения атома водорода (группа реакций А), окисления (горение и каталитическое окисление, группа Б) и реакции, происходящие при нагревании (группа В). Для метана наиболее важными из реакций последней группы являются получение ацетилена, сажи и этилена (группа В, 1а — 1в); для гомологов метана характерны реакции дегидрирования, крекинга (разрыв углеродной цепи молекулы) и изомеризации (группа В, 2а — 2в). Возможны также реакции циклизации и ароматизации (В, 2г — 2д). С растворами кислот, щелочей, солей и окислителей (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.) при обычных условиях алканы не взаимодействуют.

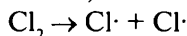
А) Реакции замещения H-атома

1. Хлорирование (бромирование) при облучении

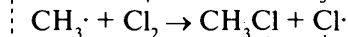
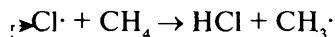


Механизм реакции хлорирования (Н. Н. Семёнов) — цепной радикальный.

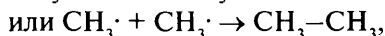
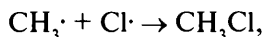
1-я стадия — инициирование, т. е. образование активных частиц (радикалов):



2-я стадия — развитие цепи:

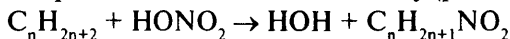


3-я стадия — обрыв цепи:



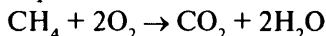
или другие превращения

2. Нитрование по М. И. Коновалову (разб. HNO_3 при 140–150 °С):

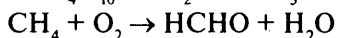
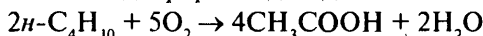


Б) Реакции окисления

1) Горение:



2) Каталитическое окисление, например бутана до уксусной кислоты и метана до формальдегида:

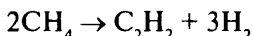


3) С растворами окислителей (KMnO_4 и др.), а также кислот, щелочей и солей при обычных условиях не взаимодействуют.

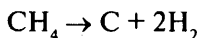
В) Реакции при нагревании

1) Для метана CH_4

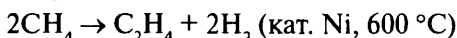
а) получение ацетилен из метана при 1200–1500 °С:



б) пиролиз (получение сажи при 1000 °С):

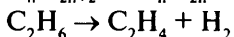
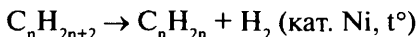


в) получение этилена:

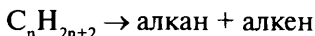


2) Гомологи метана

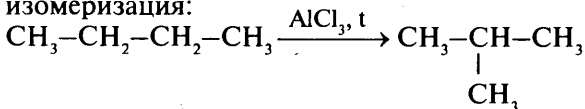
а) получение алкенов (дегидрирование):



б) крекинг:



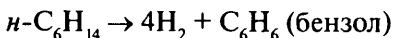
в) изомеризация:

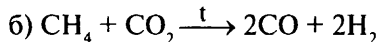
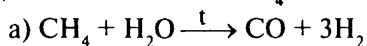


г) дегидроциклизация:



д) ароматизация (t°, Pt):



Г) Особые свойства CH_4 

7. Применение

Предельные углеводороды используются в качестве топлива, как растворители и как сырьё для получения разнообразных органических веществ.

Циклоалканы (циклопарафины)

1. Определение класса

Циклоалканами называются углеводороды, в молекулах которых все атомы углерода соединены одинарными связями и несколько атомов углерода образуют замкнутый цикл, а остальные валентности насыщены атомами водорода.

Общая формула C_nH_{2n} ($n \geq 3$).

2. Некоторые представители, номенклатура и изомерия

Брутто-формула	Название	Структурная формула
C_3H_6	циклопропан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \\ \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \end{array}$
C_4H_8	циклобутан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$
	метилциклопропан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \\ \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$
C_5H_{10}	циклопентан	$\begin{array}{c} \quad \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad \backslash \quad / \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$

Брутто-формула	Название	Структурная формула
	метилциклобутан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$
	этилциклопропан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \\ \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$
	1,1-диметилциклопропан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \quad \backslash \quad \text{CH}_3 \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$
	1,2-диметилциклопропан	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{HC} \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \quad \quad \text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$
C_6H_{12}	циклогексан	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad \backslash \quad / \\ \text{H}_2\text{C} \quad \quad \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$
	изомеры циклогексана (10 изомеров)	

3. Физические свойства и нахождение в природе

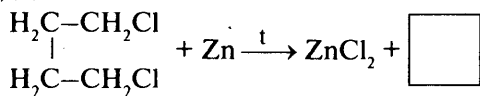
C_3H_6 и C_4H_8 — газы, C_5H_{10} и C_6H_{12} — жидкости. Все циклоалканы нерастворимы в воде. Пары взрывоопасны.

Циклопарафины (нафтены) входят в состав нефти.

4. Способы получения

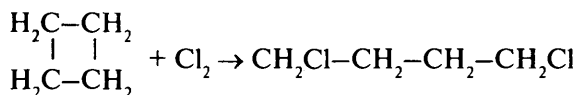
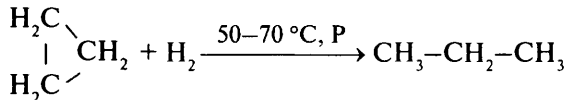
1) Выделение из нефти.

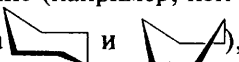
2) Действие активных металлов на дигалогеналканы:



5. Химические свойства

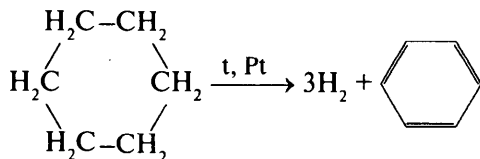
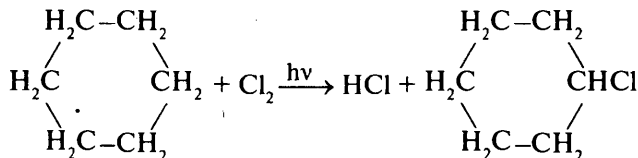
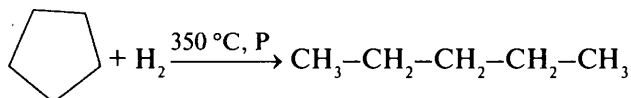
Циклопропан и циклобутан, валентные углы в молекулах которых сильно отличаются от $109^{\circ}28'$ (угол, соответствующий sp^3 -гибридизации атома углерода), относятся к напряжённым циклам, которые легко раскрываются и реагируют с H_2 (в мягких условиях), Cl_2 , Br_2^* , растворами окислителей**, присоединяя реагент по месту разрыва C—C связи.



Напротив, у циклопентана и циклогексана, которые существуют в виде конформеров, имеющих не плоское строение (например, конформации «кресла» и «ванны» для циклогексана )

валентный угол близок к тетраэдрическому.

Эти вещества с трудом присоединяют H_2 (при высоких температурах и в присутствии катализатора платины) и по свойствам похожи на алканы — вступают в реакции замещения при облучении, способны дегидрироваться и т. п.



* При облучении может происходить замещение атома водорода в цикле.

** При окислении циклоалканов образуются дикарбоновые кислоты.

6. Применение

В процессе риформинга (ароматизации) фракций перегонки нефти получают бензол, толуол и другие вещества, которые используются в органическом синтезе и промышленности.

Ненасыщенные углеводороды

В ненасыщенных соединениях содержатся атомы углерода, затрачивающие на соединение с соседним атомом углерода две или три валентности (соединения с кратными С–С связями)

Алкены C_nH_{2n} (двойная связь)	Алкадиены C_nH_{2n-2} (две двойные связи)	Алкины C_nH_{2n-2} (тройная связь)
--	---	--

Наиболее характерными свойствами непредельных соединений являются реакции, протекающие с разрывом кратной углерод-углеродной связи — присоединение, окисление растворами окислителей и реакции полимеризации.

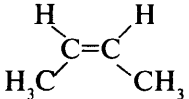
Алкены

1. Определение класса

Алкенами, или олефинами, называются углеводороды, в молекулах которых имеется одна двойная С=С связь.

Общая формула C_nH_{2n} .

2. Гомологический ряд и изомерия

n	Молекулярная формула	Структурные формулы и названия изомеров
2	C_2H_4	$CH_2=CH_2$ — этен (или этилен)
3	C_3H_6	$CH_3-CH=CH_2$ — пропен (или пропилен)
4	C_4H_8	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ — бутен-1 (или 1-бутен)
		 — <i>цис</i> -бутен-2

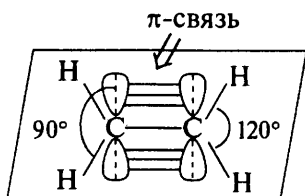
п	Молекулярная формула	Структурные формулы и названия изомеров
		$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{CH}_3 \\ \quad \diagdown \quad / \\ \quad \text{C}=\text{C} \\ \quad / \quad \quad \diagdown \\ \text{H}_3\text{C} \quad \quad \text{H} \end{array} \quad - \text{транс-бутен-2}$
		$\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \quad - \text{2-метилпропен}$

Изомерия:

- 1) углеродной цепи молекулы;
- 2) положения кратной связи;
- 3) геометрическая (*цис-транс*-изомерия);
- 4) межклассовая (с циклоалканами).

3. Структура молекулы

а) Молекула этилена C_2H_4 .



- 1) атомы углерода — в состоянии sp^2 -гибридизации;
- 2) σ -связи находятся в одной плоскости, валентный угол 120° ;
- 3) негибридизованные p -орбитали образуют π -связь;
- 4) π -связь расположена перпендикулярно плоскости, образованной σ -связями, и является плоскостью симметрии молекулы.

б) Так как π -связь является плоскостью симметрии фрагмента, содержащего $\text{C}=\text{C}$ связь, то для алкенов возможна геометрическая, или *цис-транс*-изомерия, связанная с различным расположением заместителей относительно плоскости симметрии. Если одинаковые заместители находятся по одну сторону π -связи, то такие изомеры называются *цис*-изомерами. Если одинаковые заместители находятся по разные стороны π -связи, то такие изомеры называются *транс*-изомерами.

4. Физические свойства

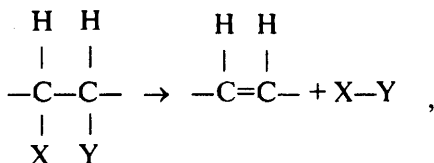
Физические свойства алкенов похожи на физические свойства алканов.

Алкены C_2-C_4 при обычных условиях газы, C_5-C_{17} — жидкости, далее — твердые вещества.

Все алкены легче воды и нерастворимы в ней, пары в смеси с воздухом взрывоопасны.

5. Способы получения

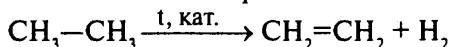
А) Получение из соединений, содержащих $C-C$ связь, заключается в отрыве двух заместителей от соседних атомов углерода:



где $X-Y$: H_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , HOH , HCl , HBr ...

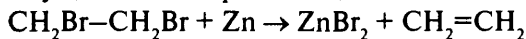
1) Дегидрирование алканов (отщепление водорода H_2).

Осуществляют нагреванием в присутствии никелевого или платинового катализаторов:



2) Дегалогенирование (отщепление галогенов).

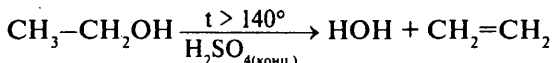
Осуществляют перегонкой дигалогеналкана с цинковой пылью:



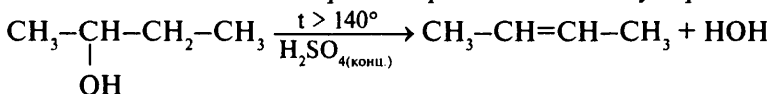
1,2-дибромэтан

3) Дегидратация (отщепление воды).

Осуществляют нагреванием спиртов при температурах выше $140^\circ C$ в присутствии катализаторов (концентрированных серной или фосфорной кислот, оксида алюминия и некоторых других):

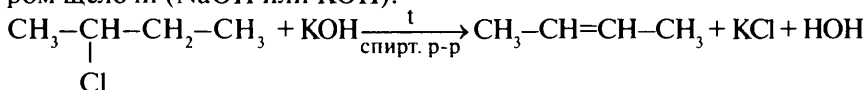


Для гомологов этилена соблюдается **правило А. М. Зайцева**: при отщеплении воды и галогеноводородов наиболее легко отщепляется водород от соседнего наименее гидрогенизированного атома углерода.



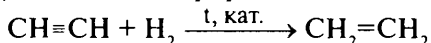
4) Дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводородов).

Осуществляют нагреванием галогеналкана со спиртовым раствором щёлочи (NaOH или KOH).



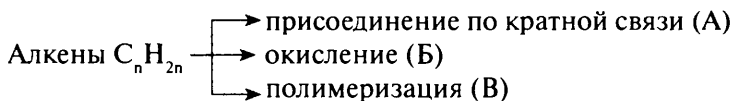
Дегидрогалогенирование происходит по правилу А. М. Зайцева.

Б) Неполное гидрирование алкинов (присоединение водорода):



6. Химические свойства

Общая схема химических свойств алкенов:

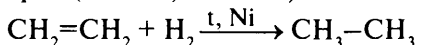


В химических реакциях π-связь легко разрывается, поэтому характерны реакции присоединения различных веществ: водорода H_2 (гидрирование), галогенов Cl_2 , Br_2 , I_2 (галогенирование), галогеноводородов HCl , HBr , HI (гидрогалогенирование) и H_2O (гидратация) (группа А). Присоединение галогеноводородов и воды к несимметричным незамещённым алкенам происходит **по правилу В. В. Марковникова**: *атом водорода преимущественно присоединяется к тому из атомов углерода, образующих кратную связь, который имеет больше атомов водорода; атом галогена или гидроксогруппа присоединяется ко второму из атомов углерода, соединённых кратной связью*. Продукты гидратации алкенов — спирты. Окисление алкенов (группа Б) разбавленным нейтральным раствором KMnO_4 или H_2O_2 приводит к образованию гликолей (диолов) (2); при использовании концентрированных растворов окислителей ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленный раствор KMnO_4) происходит окисление с разрывом углеродной цепи и образуется смесь кислот или смеси кислот и кетонов (3). При каталитическом окислении из этилена можно получить уксусный альдегид и этиленоксид (группа Б, 3). Алкены легко вступают в реакции полимеризации в присутствии инициаторов (радикальная полимеризация) или катализаторов (ионная полимеризация) (группа В).

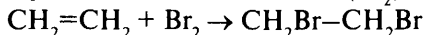
Качественные реакции на кратные $\text{C}=\text{C}$ связи — обесцвечивание раствора брома (бромной воды) или йода и раствора KMnO_4 .

А) Реакции присоединения

1) Присоединение водорода (гидрирование) в присутствии катализаторов (никель, платина):

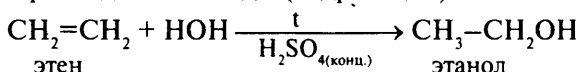


2) Присоединение галогенов (Cl_2 , Br_2 , I_2):



Исчезновение окраски при взаимодействии с Br_2 или I_2 (обесцвечивание) является качественной реакцией на кратную ($\text{C}=\text{C}$ или $\text{C}\equiv\text{C}$) связь.*

3) Присоединение воды (гидратация):

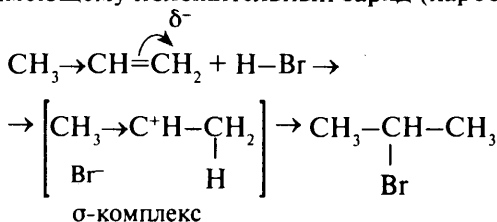


Присоединение воды (HOH) и галогеноводородов (HCl , HBr) происходит преимущественно по правилу В. В. Марковникова.

Механизм реакций электрофильного присоединения

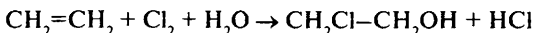
Группа CH_3 является электронодонором ($\text{CH}_3 \rightarrow$), изменяет рас-

пределение электронов в π -связи ($\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}=\overset{\delta^-}{\text{CH}_2}$) и увеличивает электронную плотность на атоме ^1C . Катион H^+ будет присоединяться к атому ^1C , имеющему наибольший частичный избыточный отрицательный заряд, после чего ион Br^- быстро присоединяется к атому ^2C , имеющему положительный заряд (карбокатион).

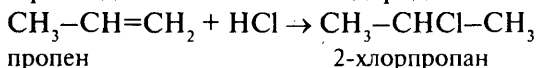


Очевидно, что правило В. В. Марковникова будет соблюдаться для электронодонорных заместителей и не будет — для веществ, содержащих электроноакцепторные заместители в молекулах.

* При использовании водных растворов может происходить присоединение гипогалогенитных кислот:

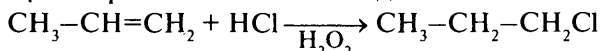


4) Присоединение галогеноводородов:



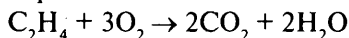
Присоединение происходит по правилу В. В. Марковникова.

Если реакцию осуществляют в присутствии H_2O_2 или двойная связь сопряжена с электроноакцепторными заместителями, то правило В. В. Марковникова не соблюдается.



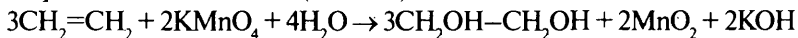
Б) Реакции окисления

1) Горение:

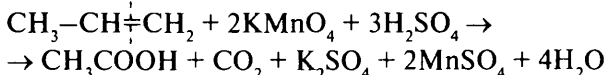


2) Взаимодействие с растворами окислителей (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2O_2 и др.):

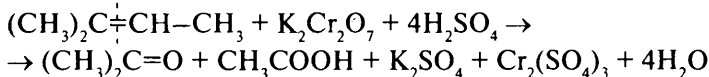
а) образование гликолей (диолюв):



б) если использовать более сильные окислители (подкисленные растворы KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), то окисление будет происходить с разрывом $\text{C}=\text{C}$ связи (место разрыва показано пунктиром) и образованием смеси кислот или кетонов и кислот. При окислении пропена образуются уксусная и угольная кислоты:



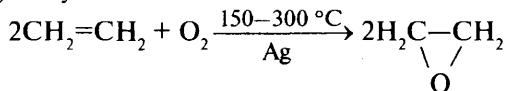
При окислении 2-метилбутена-2 образуются ацетон (диметилкетон) и уксусная кислота:



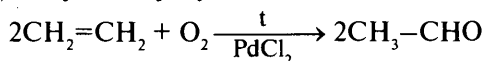
Исчезновение окраски раствора KMnO_4 (обесцвечивание раствора) является качественной реакцией на кратные ($\text{C}=\text{C}$ или $\text{C}\equiv\text{C}$) связи.

3) Каталитическое окисление:

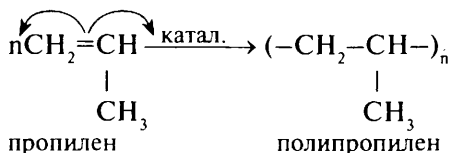
а) получение окиси этилена:



б) получение уксусного альдегида:



В) Реакции полимеризации



Полимерами, или *высокомолекулярными соединениями*, называются вещества, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся группировок атомов.

Повторяющаяся группировка атомов называется *структурным звеном* (или элементарным звеном), а их число — степенью полимеризации (показывает индекс «n» в формуле полимера).

7. Применение

Алкены применяют в качестве исходных веществ в органическом синтезе (получение полимеров, фенола, ацетона, ацетальдегида, растворителей...), для улучшения детонационных свойств топлива, этилен — для ускорения созревания плодов растений.

Алкины

1. Определение класса

Алкинами, или ацетиленовыми углеводородами, называются углеводороды, в молекулах которых имеется одна тройная $\text{C}\equiv\text{C}$ связь.

Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

2. Гомологический ряд и изомерия

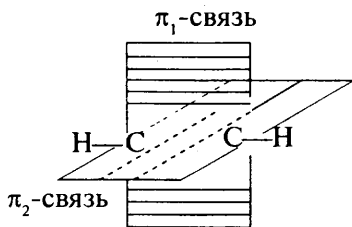
n	Молекулярная формула	Структурные формулы и названия изомеров
2	C_2H_2	$\text{CH}\equiv\text{CH}$ — этин (или ацетилен)
3	C_3H_4	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$ — пропин (или метилацетилен)
4	C_4H_6	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — бутин-1 (или этилацетилен)
		$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ — бутин-2 (или диметилацетилен)

Изомерия:

- 1) углеродной цепи молекулы;
- 2) положения кратной связи;
- 3) межклассовая.

3. Строение молекулы

Молекула ацетилен C_2H_2 .



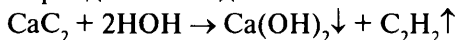
- 1) атомы углерода — в состоянии *sp*-гибридизации;
- 2) σ -связи находятся на одной линии, валентный угол 180° ;
- 3) негибридизованные *p*-орбитали образуют 2 π -связи;
- 4) π -связи расположены взаимно перпендикулярно.

4. Физические свойства

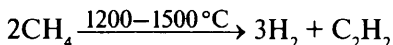
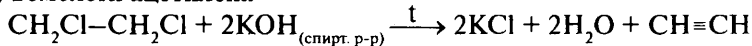
Ацетилен C_2H_2 — газ без цвета, почти без запаха, мало растворим в воде, взрывоопасен.

5. Способы получения**А) Получение ацетилен**

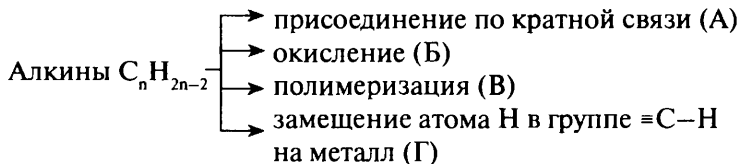
1) Карбидный метод:



2) Из метана:

**Б) Гомологи ацетилен****6. Химические свойства**

Общая схема химических свойств алкинов:

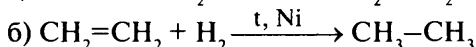
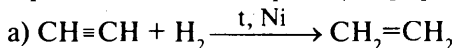


В химических реакциях π -связь легко разрывается, поэтому характерны реакции присоединения различных веществ: H_2 (гидриро-

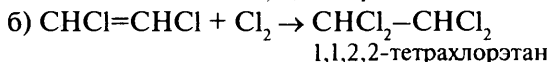
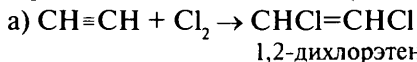
вание), галогенов Cl_2 , Br_2 , I_2 (галогенирование), галогеноводородов HCl , HBr , HI (гидрогалогенирование) и H_2O (гидратация, реакция М. Г. Кучерова) (группа А). Присоединение галогеноводородов и воды к алкинам происходит в две стадии по правилу В. В. Марковникова. Продукты гидратации: ацетилен — ацетальдегид, гомологов — кетоны. Окисление ацетилен (группа Б) разбавленным нейтральным раствором KMnO_4 или H_2O_2 приводит к образованию щавелевой кислоты или её солей (2); гомологи окисляются с разрывом углеродной цепи и образованием смеси кислот. Алкины вступают в реакции полимеризации; практическое значение имеют реакции димеризации ацетилен в винилбензол и тримеризации алкинов с образованием аренов (группа В). Атом водорода в группе $\equiv\text{C}-\text{H}$ может замещаться на атомы некоторых металлов (группа Г). **Качественные реакции на кратные $\text{C}=\text{C}$ связи** — обесцвечивание раствора брома или йода (бромной или йодной воды) и раствора KMnO_4 .

А) Реакции присоединения (происходят в 2 стадии)

1) Присоединение водорода (гидрирование):

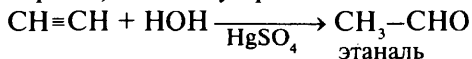


2) Присоединение галогенов (галогенирование) (Cl_2 , Br_2 , I_2):



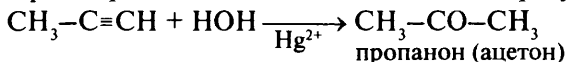
Исчезновение окраски при взаимодействии с Br_2 или I_2 (обесцвечивание растворов) является качественной реакцией на кратную ($\text{C}=\text{C}$ или $\text{C}\equiv\text{C}$) связь.

3) Присоединение воды — гидратация в присутствии солей Hg^{2+} — реакция М. Г. Кучерова:

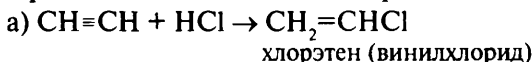


(ацетальдегид, уксусный альдегид)

При гидратации гомологов ацетилен образуются кетоны:

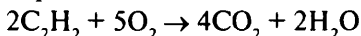


4) Присоединение галогеноводородов:



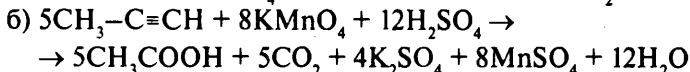
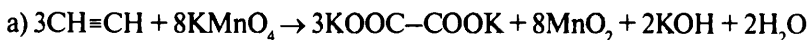
Б) Реакции окисления

1) Горение:



Ацетилен на воздухе горит жёлтым коптящим (в результате образования сажи при неполном сгорании или разложении вещества) пламенем с выделением большого количества теплоты. Реакция горения ацетилена в кислороде используется для сварки и резки металлов.

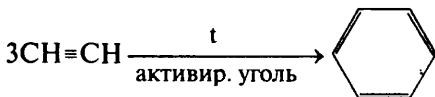
2) Взаимодействие с растворами сильных окислителей (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.). Ацетилен окисляется до щавелевой кислоты или её солей (а), гомологи окисляются с разрывом $\text{C}\equiv\text{C}$ связи (б):



Исчезновение окраски раствора KMnO_4 (обесцвечивание раствора) является качественной реакцией на кратные ($\text{C}=\text{C}$ или $\text{C}\equiv\text{C}$) связи.

В) Реакции полимеризации

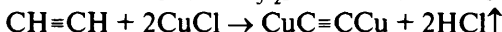
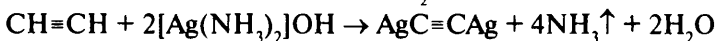
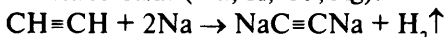
а) тримеризация в бензол:



б) димеризация в винацетилен:



Г) Образование ацетиленидов — замещение атома водорода группы $\equiv\text{CH}$ на металл (Na, K, Cu, Ag):



7. Применение

Ацетилен используется для резки и сварки металлов и широко применяется в органическом синтезе — в производстве синтетических каучуков, поливинилхлорида, уксусной кислоты и растворителей.

Диеновые углеводороды

1. Определение класса

Диеновыми называются углеводороды, в молекулах которых имеется две двойные С=С связи.

Общая формула $C_n H_{2n-2}$.

2. Некоторые диеновые углеводороды

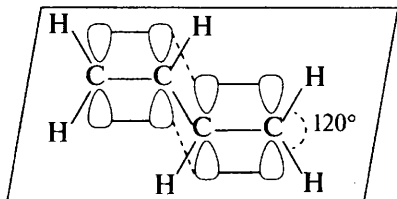
п	Молекулярная формула	Структурные формулы и названия изомеров
3	C_3H_4	$CH_2=C=CH_2$ — пропadiен (аллен)
4	C_4H_6	$CH_2=C=CH-CH_3$ — бутadiен-1,2
		$CH_2=CH-CH=CH_2$ — бутadiен-1,3, или дивинил
5	C_5H_8	$CH_2=C=CH-CH_2-CH_3$ — пентадиен-1,2
		$CH_3-CH=C=CH-CH_3$ — пентадиен-2,3
		$CH_2=CH-CH=CH-CH_3$ — пентадиен-1,3
		$CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ — пентадиен-1,4
		$CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$ — 2-метилбутadiен-1,3, или изопрен
4	C_4H_5Cl	$CH_2=C(Cl)-CH=CH_2$ — 2-хлорбутadiен-1,3, или хлоропрен

Изомерия:

- 1) углеродной цепи молекулы;
- 2) положения кратной связи;
- 3) межклассовая.

Классификация (по взаимному расположению кратных связей):

- 1) с изолированными связями (пентадиен-1,4);
- 2) с сопряжёнными связями (бутадиен-1,3, изопрен, хлоропрен);
- 3) с кумулированными связями (пропадиен, бутадиен-1,2).

3. Структура молекулы бутадиена-1,3

- 1) атомы углерода — в состоянии sp^2 -гибридизации;
- 2) молекула — плоская, валентный угол 120° ;
- 3) образуется единая система π -связей — система сопряжённых связей.

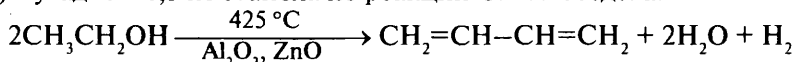
Длина связи между атомами C_2 и C_3 — 0,145 нм, т.е. меньше, чем длина одинарной связи в молекуле этана (0,154 нм). Длина связи между атомами C_1-C_2 и C_3-C_4 составляет 0,137 нм (в этилене — 0,134 нм).

4. Физические свойства

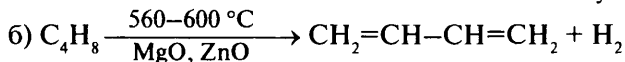
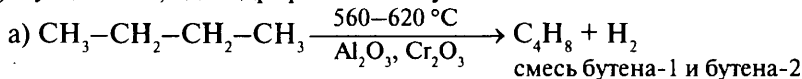
Бутадиен-1,3 — газ (темп. кип. $-4,5^\circ\text{C}$), изопрен (темп. кип. $34,1^\circ\text{C}$) и хлоропрен (темп. кип. $+59,4^\circ\text{C}$) — жидкости.

5. Способы получения

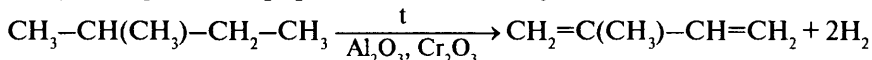
- 1) Бутадиен-1,3 из этанола по реакции С. В. Лебедева:



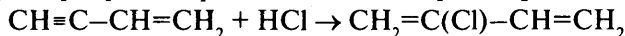
- 2) Бутадиен-1,3 дегидрированием бутана:



- 3) Изопрен дегидрированием 2-метилбутана:



- 4) Хлоропрен — присоединением хлороводорода к винилацетилену:



6. Химические свойства

В химических реакциях π -связь легко разрывается, поэтому характерны реакции присоединения различных веществ: H_2 (гидрирование), галогенов Cl_2 , Br_2 , I_2 (галогенирование), галогеноводородов HCl , HBr , HI (гидрогалогенирование) (группа А).

Присоединение происходит преимущественно в 1,4-положения.

Алкадиены вступают в реакции полимеризации с образованием каучуков в присутствии катализаторов или инициаторов (группа Б).

А) Присоединение по кратной связи

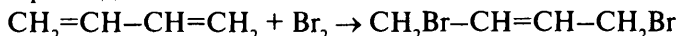
Реакции присоединения происходят в две стадии.

Присоединение на первой стадии происходит преимущественно в 1,4-положения, в избытке реагента будет происходить присоединение и по кратной связи в положении 2,3.

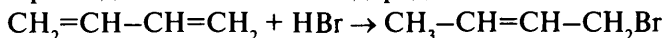
1) Гидрирование:



2) Присоединение галогенов:

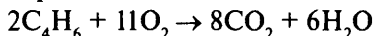


3) Присоединение галогеноводородов:



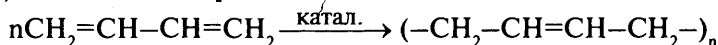
Б) Реакции окисления

1) Горение:



2) Взаимодействие с растворами окислителей.

В) Реакции полимеризации



Бутадиеновый каучук (нестереорегулярный) образуется при полимеризации в присутствии металлического натрия. Дивиниловый каучук (стереорегулярный) получают с использованием стереоспецифических катализаторов.

7. Применение

Основное применение — получение каучуков.

Каучуки

Эластичные вещества, водо- и газонепроницаемые, изоляторы. При понижении температуры становятся хрупкими, при повышении — размягчаются и становятся липкими. В воде не растворяются. В органических растворителях способны набухать и/или растворяться.

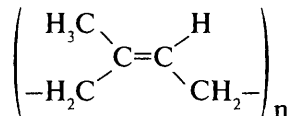
Каучуки — полимерные вещества, в молекулах которых сохраняются С=С связи.

Каучуки подразделяют на стереорегулярные, имеющие *цис*-строение фрагментов при С=С связи, и нестереорегулярные, имеющие *транс*-строение, или смешанное строение. Первое в мире промышленное производство искусственного каучука — бутадиенового каучука — было осуществлено С. В. Лебедевым путём полимеризации бутадиена-1,3 в присутствии металлического натрия в 1932 г.

Природный каучук

Содержится в млечном соке дерева гевея.

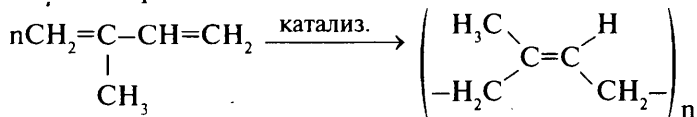
Является *цис*-полиизопреном, молекулярная масса находится в пределах 15 000—500 000.



В природе встречается также *транс*-полимер изопрена в виде гуттаперчи.

Получение каучуков

Полимеризация диеновых углеводородов в присутствии различных катализаторов.



Катализаторы подразделяются на стереоспецифические (или катализаторы Циглера — Натта) и нестереоспецифические (Na, H₂SO₄...).

Применение каучуков

Получение резины при нагревании (130—140 °С) с серой (вулканизация каучука) — при этом часть двойных связей в макромолеку-

лах разрывается и происходит «сшивание» макроцепей друг с другом с помощью дисульфидных мостиков, в результате уменьшается эластичность материала и увеличивается его механическая прочность.

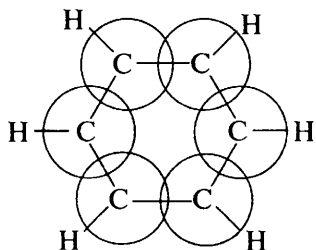
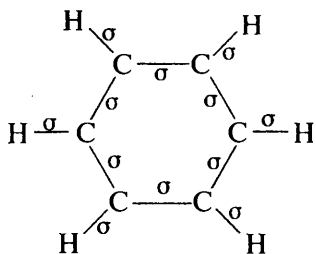
Ароматические углеводороды

1. Определение класса

Аренами (ароматическими углеводородами) называют углеводороды, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец.

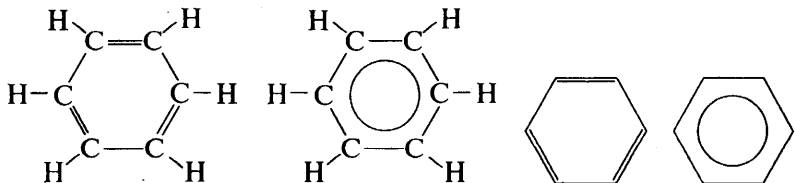
Общая формула ароматических углеводородов гомологического ряда бензола — C_nH_{2n-6} ($n \geq 6$).

2. Строение молекулы бензола



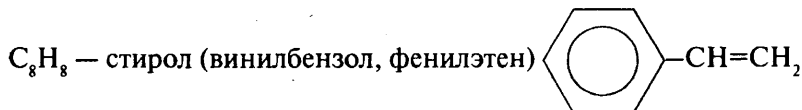
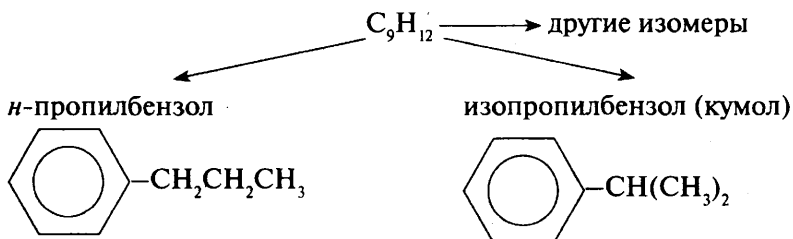
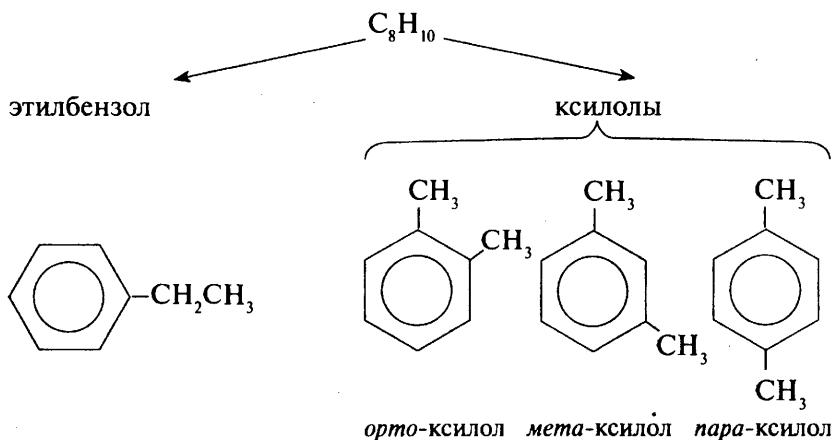
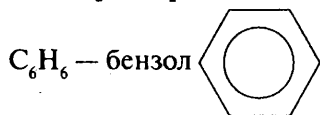
- 1) атомы углерода — в состоянии sp^2 -гибридизации;
- 2) атомы углерода друг с другом и с атомами водорода соединены σ -связями, образованными перекрыванием гибридных орбиталей;
- 3) молекула — плоская, валентный угол 120° ;
- 4) негибридизованные орбитали атомов углерода образуют единую замкнутую π -систему, которую называют ароматической системой.

Способы изображения молекулы бензола:



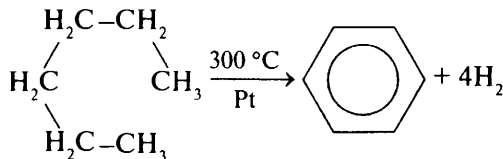
Не забудьте! В каждой из вершин в скелетной формуле находится группа C—H.

3. Некоторые ароматические углеводороды



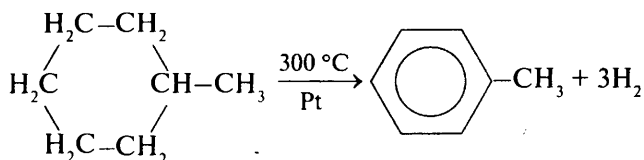
4. Способы получения

1. Выделение из продуктов коксования угля (каменноугольная смола и коксовые газы) и продуктов переработки нефти.
2. Ароматизация алканов ($n \geq 6$) и циклоалканов (риформинг).



n-гексан

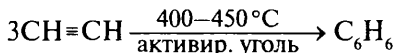
бензол



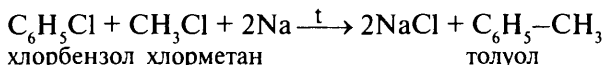
метилциклогексан

толуол

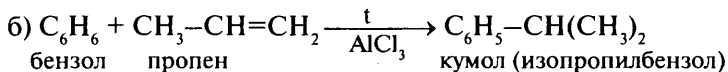
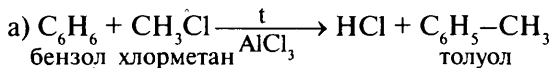
3. Тримеризация ацетилена и его гомологов:



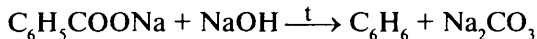
4. Реакция Вюрца — Фиттига:



5. Алкилирование аренов (реакция Фриделя — Крафтса) галогеналканами или алкенами:



6. Сплавление солей бензойной кислоты с гидроксидом натрия:

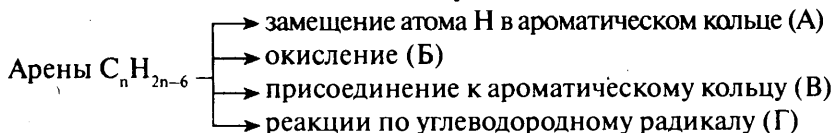


5. Физические свойства

Бензол — бесцветная нерастворимая в воде жидкость с приятным запахом, темп. кип. 80,1 °С, темп. плавл. 5,5 °С. Ядовит!

6. Химические свойства аренов

Общая схема химических свойств аренов



Для ароматических углеводородов ряда бензола наиболее характерными являются реакции электрофильного замещения атома водорода в ароматическом кольце в присутствии катализаторов: галогенирование хлором или бромом (катализаторы $FeCl_3$ или $AlCl_3$), нитрование азотной кислотой (в присутствии $H_2SO_{4(конц.)}$), сульфирование $H_2SO_{4(конц.)}$, алкилирование по Фриделю — Крафтсу галоидалканами или алкенами, взаимодействие с галогенангидридами кислот (катализатор $AlCl_3$) (группа А).

Бензол на воздухе горит коптящим пламенем. Бензол не окисляется растворами окислителей ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$). Производные бензола, содержащие углеводородные заместители, окисляются по боковой цепи до производных бензойной кислоты (группа Б).

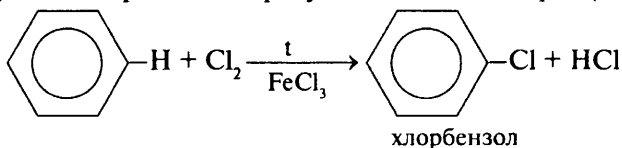
Реакции присоединения (H_2 или Cl_2) к ароматическому кольцу протекают в жёстких условиях и приводят к циклогексану или его производным (группа В).

Хлорирование и бромирование при облучении производных бензола по боковой цепи происходит преимущественно по атому углерода, соединённому с ароматическим кольцом (группа Г).

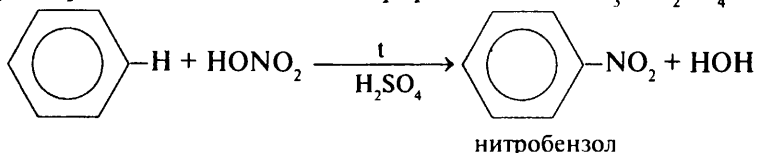
Стирол вступает в большинство реакций, характерных для алкенов.

А) Замещение атома водорода в кольце (в присутствии катализаторов!) — **реакции электрофильного замещения:**

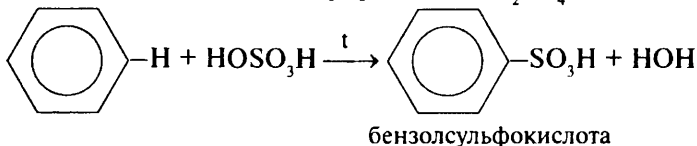
1) Галогенирование в присутствии катализаторов ($FeCl_3$, $AlCl_3$,...):



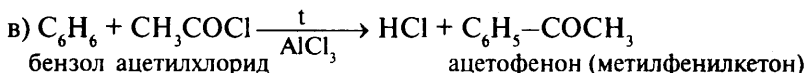
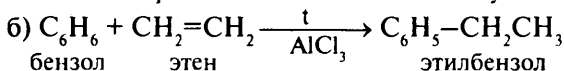
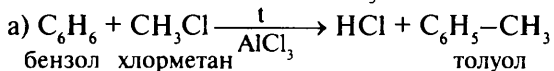
2) Нитрование смесью концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 :



3) Сульфирование концентрированной H_2SO_4 :



4) Реакция Фриделя — Крафтса — алкилирование (а, б) или ацилирование (в) в присутствии AlCl_3 :



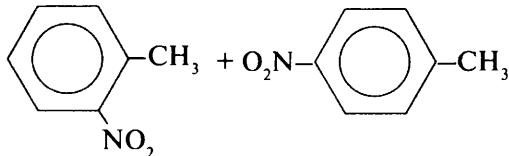
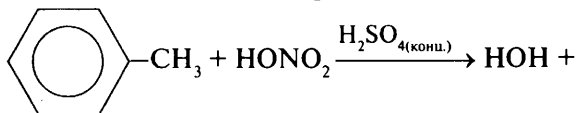
Правила ориентации (направления вступающих заместителей) в ароматическом ряду

В реакциях электрофильного замещения атакующая частица имеет положительный (полный или частичный) заряд и атакует атом углерода, имеющий избыточный отрицательный заряд.

Заместители изменяют как общую электронную плотность на ароматической π -системе, так и её распределение на каждом из атомов углерода.

Заместители I рода. *Орто*- и *пара*-ориентирующие (электронодонорные) заместители — $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{Cl}$, $-\text{Br}$, $-\text{OCH}_3$ и др., имеющие неподелённые электронные пары, вступающие во взаимодействие (сопряжение) с ароматической π -системой, увеличивают электронную плотность на атомах, находящихся в *орто*- и *пара*-положениях по отношению к имеющемуся заместителю.

Реагент будет атаковать *пара*- и *орто*-положения.

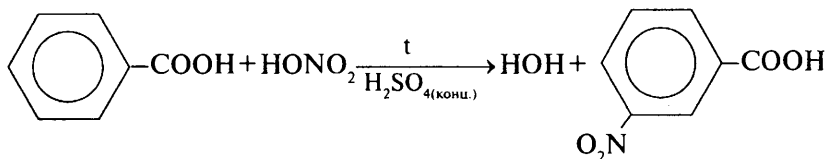


о-нитротолуол

п-нитротолуол

образуется смесь изомеров общим количеством 1 моль

Заместители II рода. *Мета*-ориентирующие (электроноакцепторные) заместители — $-\text{NO}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{CN}$, $-\text{CHO}$ — уменьшают электронную плотность в ароматической π -системе в целом и в меньшей степени на атомах, находящихся в *мета*-положении по отношению к имеющемуся заместителю. Реакция замещения протекает труднее, чем для незамещённых соединений, и преимущественно в *мета*-положении.

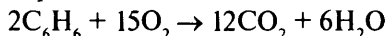


бензойная кислота

м-нитробензойная кислота

Б) Реакции окисления

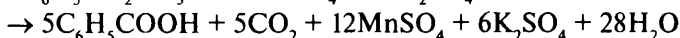
1) Горение:

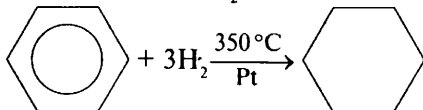
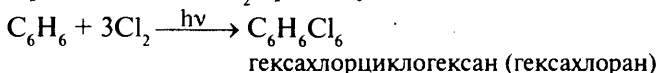


2) Раствор KMnO_4 (и растворы других окислителей):

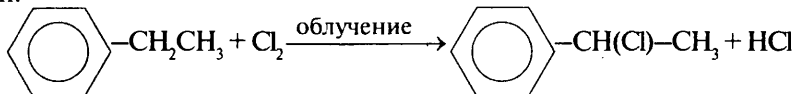
а) $\text{C}_6\text{H}_6 + [\text{O}] \rightarrow$ не реагирует (при о. у.)

б) у гомологов бензола окисляется боковая цепь и образуются ароматические кислоты и их производные:



В) Реакции присоединения (протекают с трудом)1) Присоединение H_2 в присутствии Pt-катализатора:2) Присоединение Cl_2 при облучении:**Г) Реакции по углеводородным радикалам**

1) Хлорирование гомологов бензола в боковую цепь при облучении:



2) Стирол проявляет общие свойства алкенов, например вступает в реакции присоединения, окисления, полимеризации, обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия.

7. Применение

Бензол и его производные используются для получения красителей, лекарственных веществ, взрывчатых веществ, ядохимикатов, пластмасс и синтетических волокон; используются в качестве растворителей; добавляются в бензины, повышая их октановое число.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 2: УГЛЕВОДОРОДЫ**2.1.** Составьте уравнения возможных реакций с участием метана:

- 1) метана с хлором при облучении;
- 2) метана с разбавленной азотной кислотой;
- 3) горения метана;
- 4) метана с раствором перманганата калия;
- 5) разложения метана при $1200\text{--}1500^\circ\text{C}$;
- 6) разложения метана при 1000°C ;
- 7) разложения метана при 700°C в присутствии никеля;
- 8) метана с водяным паром (при высоких температурах);
- 9) метана с углекислым газом (при высоких температурах).

Для органических веществ записывайте структурные формулы.

2.2. Составьте уравнения реакций получения метана и его гомологов:

- 1) взаимодействием углерода с водородом;
- 2) гидролизом карбида алюминия;
- 3) сплавлением ацетата натрия с гидроксидом натрия;
- 4) нагреванием хлорметана с натрием.

2.3. Какой механизм имеет реакция хлорирования алканов при облучении?

2.4. Составьте уравнения реакций с участием алканов:

- 1) этана с бромом при облучении;
- 2) 2-метилпропана с хлором при облучении;
- 3) дегидрирования пропана;
- 4) изомеризации пентана;
- 5) крекинга декана;
- 6) каталитического окисления бутана;
- 7) горения этана;
- 8) хлорметана и хлорэтана с натрием;
- 9) 1,3-дибромпропана с цинком.

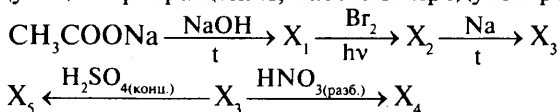
Для органических веществ записывайте структурные формулы.

2.5. Напишите уравнения реакций термических превращений *n*-гексана, которые происходят при крекинге, дегидрировании, дегидроциклизации, изомеризации.

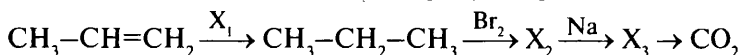
2.6. Составьте уравнения реакций с участием циклоалканов:

- 1) циклопропана с водородом, хлором и хлороводородом;
- 2) циклобутана с водородом, хлором и бромоводородом;
- 3) циклогексана с хлором.

2.7. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения, назовите продукты реакции.



2.8. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения, назовите продукты реакции.



2.9. Составьте уравнения реакций взаимодействия:

- 1) этилена с водородом;
- 2) этилена с бромом;
- 3) этилена с хлороводородом;
- 4) этилена с водой;
- 5) горения этилена;
- 6) этилена с водным раствором перманганата калия;
- 7) каталитического окисления этилена;
- 8) полимеризации этилена.

2.10. Составьте уравнения реакций получения этилена, укажите условия проведения процессов:

- 1) отщеплением водорода от этана (дегидрирование);
- 2) отщеплением HCl от хлорэтана (дегидрогалогенирование);
- 3) отщеплением HON от этилового спирта (дегидратация);
- 4) отщеплением брома от 1,2-дибромэтана (дегалогенирование);
- 5) присоединением водорода к ацетилену (гидрирование).

2.11. Напишите уравнения следующих реакций:

- 1) пропена с хлороводородом;
- 2) 2-метилпропена с бромоводородом;
- 3) бутена-1 с йодоводородом;
- 4) 3-метилпентена-2 с водой (в присутствии серной кислоты).

Назовите продукты реакции. Напишите уравнения реакций окисления разбавленным водным раствором перманганата калия 2-метилпентена-1 и 2-метилбутена-2.

2.12. Напишите уравнения реакций получения алкенов из следующих соединений:

- | | |
|----------------------------------|----------------------|
| 1) <i>n</i> -пропилового спирта; | 4) 1,2-дихлорбутана; |
| 2) <i>n</i> -пропилбромида; | 5) пропана; |
| 3) 2-хлорбутана; | 6) пропиена. |

2.13. Напишите уравнения реакций окисления бутена-1 и бутена-2 разбавленным водным и подкисленным растворами перманганата калия и бутена-2 концентрированным раствором перманганата калия при нагревании.

2.14. Напишите уравнения реакций полимеризации пропилена, винилхлорида, стирола, этилена, димеризации ацетилена, тримеризации ацетилена.

- 2.15.** Напишите уравнения реакций присоединения бромоводорода к пропену и 3,3,3-трифторпропену-1.
- 2.16.** Объясните механизм реакций присоединения к алкенам на примере присоединения HBr к пропену (электрофильное присоединение).
- 2.17.** Напишите уравнения реакций взаимодействия, укажите условия проведения следующих процессов:
- 1) пропена и ацетилена с водородом;
 - 2) бутена-1 с хлором и ацетилена с бромной водой;
 - 3) ацетилена с хлороводородом;
 - 4) бутена-1 с водой;
 - 5) ацетилена с водой;
 - 6) бутина-1 и бутина-2 с водой;
 - 7) этилена с раствором пероксида водорода;
 - 8) пропилена и ацетилена с натрием, аммиачным раствором оксида серебра, хлоридом меди(I);
 - 9) бутина-2 и бутина-1 с натрием и аммиачным раствором оксида серебра;
 - 10) винилацетилена с хлороводородом.
- 2.18.** Какие вещества образуются при нагревании 1) 2-хлорбутана со спиртовым раствором щёлочи и 2) бутанола-2 в присутствии концентрированной серной кислоты?
- 2.19.** Какие вещества образуются при взаимодействии избытка спиртового раствора гидроксида натрия с 1) 1,2-дихлорбутаном, 2) 1,1-дихлорбутаном, 3) 2,3-дихлорбутаном?
- 2.20.** Составьте уравнения реакций:
- 1) 2-метилбутадиена-1,3 с водородом;
 - 2) бутадиена-1,3 с хлороводородом;
 - 3) изопрена с бромом;
 - 4) полимеризации хлоропрена;
 - 5) полимеризации изопрена;
 - 6) получения бутадиена-1,3 из этилового спирта.
- 2.21.** С помощью каких реакций можно определить непредельные соединения?
- 2.22.** Каким образом можно различить бутин-1 и бутин-2?

2.23. Напишите уравнения реакций, укажите условия проведения следующих процессов:

- 1) бензола с хлором в присутствии катализатора;
- 2) бензола со смесью концентрированных азотной и серной кислот;
- 3) бензола с концентрированной серной кислотой;
- 4) бензола с хлорметаном;
- 5) бензола с этиленом;
- 6) бензола с пропиленом;
- 7) горения бензола;
- 8) бензола с раствором перманганата калия;
- 9) бензола с хлором при облучении;
- 10) бензола с водородом.

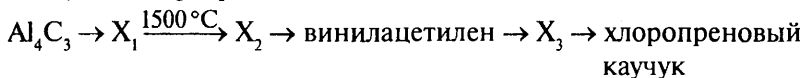
2.24. Составьте уравнения реакций получения бензола и его производных, используя следующие вещества:

- | | |
|----------------------------|------------------------|
| 1) <i>n</i> -гексан; | 5) бензол и этилен; |
| 2) гептан; | 6) циклогексан; |
| 3) ацетилен; | 7) бензол и хлорметан; |
| 4) хлорбензол и хлорметан; | 8) бензол и пропилен. |

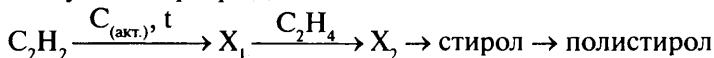
2.25. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения:

- 1) толуола с хлором в присутствии катализатора;
- 2) толуола с нитрующей смесью;
- 3) толуола с хлором при облучении;
- 4) хлорирования этилбензола при облучении и в присутствии катализатора;
- 5) бензойной кислоты со смесью азотной и серной кислот;
- 6) этилбензола с подкисленным раствором перманганата калия.

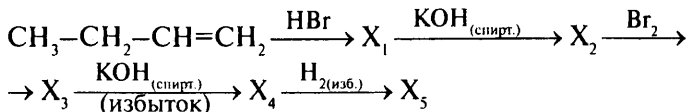
2.26. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



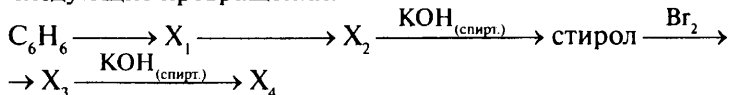
2.27. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



- 2.28. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



- 2.29. Составьте уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



ФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ ПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ

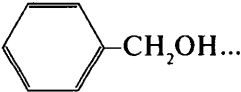
3 | Спирты

1. Определение класса

Спирты — производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами —ОН.*

2. Классификации спиртов

1) По природе углеводородного радикала:

предельные	непредельные	ароматические
$\text{CH}_3\text{OH},$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}...$	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}...$	

* Вещества, в молекулах которых гидроксильная группа непосредственно связана с атомом углерода в ароматическом кольце, относят к классу фенолов (см. с. 402).

2) По числу гидроксильных групп $-\text{OH}$:

а) одноатомные: CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$...

б) многоатомные: $\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & , & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & \dots \\ | & & | & & | & & | & & | & \\ \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} & \end{array}$

Соединения, имеющие две или три гидроксильные группы $-\text{OH}$ у одного атома углерода, неустойчивы и стабилизируются, отщепляя молекулу H_2O , поэтому группы $-\text{OH}$ у стабильных спиртов находятся у разных атомов углерода.

3) По положению гидроксильной группы:

первичные	вторичные	третичные
$\text{R}-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{'R} \\ \diagdown \\ \text{CH}-\text{OH} \\ \diagup \\ \text{"R} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{'R} \\ \diagdown \\ \text{"R}-\text{C}-\text{OH} \\ \diagup \\ \text{""R} \end{array}$

Предельные одноатомные спирты

1. Определение класса

Предельные одноатомные спирты являются производными предельных углеводородов (алканов) и содержат в молекуле одну группу $-\text{OH}$.

Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

2. Гомологический ряд, номенклатура и изомерия

Названия спиртов:

1) систематические названия: к названию углеводорода добавляется суффикс **-ол** и указывается цифрой местонахождение гидроксильной группы;

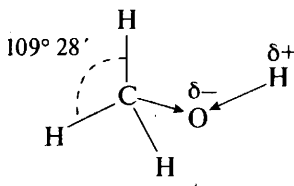
2) тривиальные или устаревшие названия.

Некоторые одноатомные предельные спирты

п	Молекулярная формула	Структурные формулы и названия изомеров
1	CH ₃ OH	CH ₃ -O-H метанол (метиловый спирт, древесный спирт, карбинол)
2	C ₂ H ₅ OH	CH ₃ -CH ₂ -O-H этанол (этиловый спирт)
3	C ₃ H ₇ OH	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -OH пропанол-1 (1-пропанол, пропиловый спирт)
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ пропанол-2 (2-пропанол, изопропиловый спирт)
4	C ₄ H ₉ OH	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -OH бутанол-1 (1-бутанол, бутиловый спирт)
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ бутанол-2 (2-бутанол, <i>втор</i> -бутиловый спирт)
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-метилпропанол-1 (2-метил-1-пропанол, <i>изобутиловый</i> спирт)
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-метилпропанол-2 (2-метил-2-пропанол, <i>трет</i> -бутиловый спирт)

Изомерия:

- 1) углеродной цепи молекулы;
- 2) положения гидроксильной группы;
- 3) межклассовая изомерия с простыми эфирами
(C_2H_6O : CH_3-CH_2-OH и CH_3-O-CH_3).

3. Структура молекулы (на примере метанола)

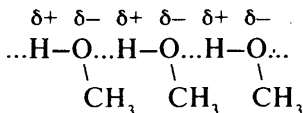
- 1) атом углерода — в состоянии sp^3 -гибридизации;
- 2) валентный угол равен $109^\circ 28'$;
- 3) связи $C \rightarrow O$ и $O \leftarrow H$ полярны (т.к. атом кислорода более электроотрицателен), на атоме O — частичный избыточный отрицательный заряд δ^- , на H — δ^+ ;

- 4) связи $O-H$ и $C-O$ разрываются более легко, чем связи $C-H$ и $C-C$;
- 5) группа $-OH$ участвует в образовании водородных связей.

4. Физические свойства

Все спирты ядовиты. Низшие спирты имеют характерный «спиртовой» запах.

Спирты C_1-C_{10} при обычных условиях — жидкости, C_{11} и далее — твёрдые вещества. Низшие спирты (CH_3OH , C_2H_5OH , C_3H_7OH) хорошо растворимы в воде; растворимость уменьшается с увеличением числа атомов углерода и $C_8H_{17}OH$ уже не смешивается с водой. Более высокие температуры кипения и растворимость в воде (по сравнению с соответствующими углеводородами) объясняются образованием водородных связей между молекулами спиртов или между молекулами спиртов и молекулами воды.

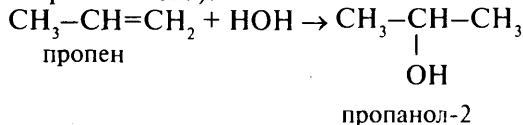


5. Способы получения

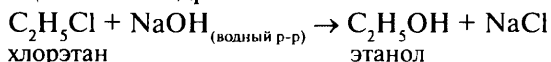
А) Общие способы получения

1) Гидратация алкенов (происходит в соответствии с правилом

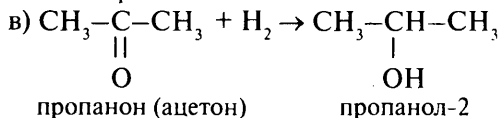
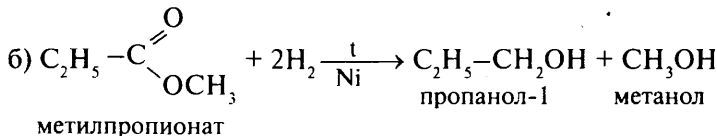
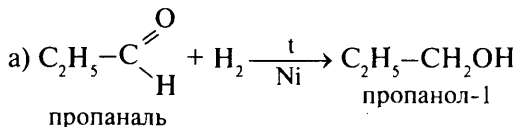
В. В. Марковникова):



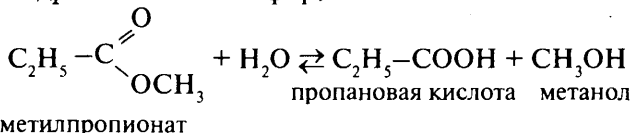
2) Щелочной гидролиз галогеналканов:



3) Восстановление альдегидов (а) и сложных эфиров (б) до первичных спиртов и кетонов (в) до вторичных спиртов.

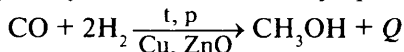


4) Гидролиз сложных эфиров:

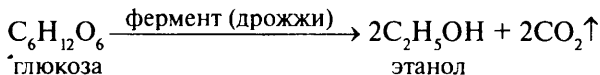


Б) Специфические методы

1) Получение метанола из угарного газа:

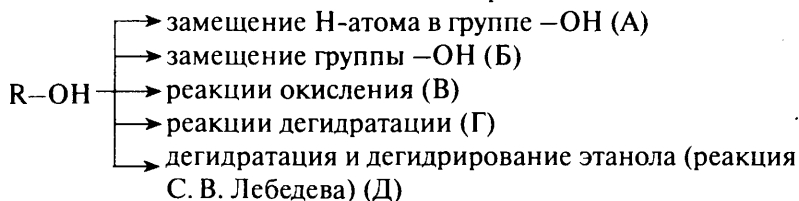


2) Получение этанола брожением сахаристых веществ (сахар, крахмал):



6. Химические свойства

Общая схема химических свойств спиртов:



Для спиртов характерны реакции замещения атома водорода группы -OH при взаимодействии со щелочными металлами с образованием алкоголятов и образование сложных эфиров при взаимодействии с кислородсодержащими кислотами (группа А). *Со щелочными спирты не реагируют.*

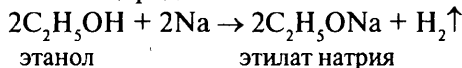
При взаимодействии с HCl , HBr , PCl_5 или SOCl_2 происходит замещение группы -OH на галоген (группа Б).

При окислении первичных спиртов сильными окислителями или дегидрировании спиртов образуются альдегиды, вторичных спиртов — кетоны (группа В).

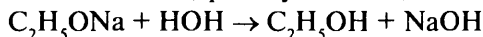
Спирты вступают в реакции внутримолекулярной и межмолекулярной дегидратации с образованием, соответственно, алкенов или простых эфиров в зависимости от условий проведения реакции (группа Г). Этиловый спирт используется для получения бутадиена-1,3 по реакции С. В. Лебедева (группа Д).

А) Замещение атома водорода в группе -OH

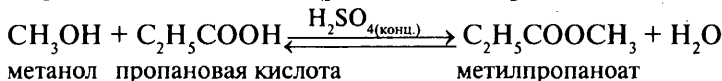
1) Взаимодействие со щелочными металлами с образованием алкоголята и водорода:



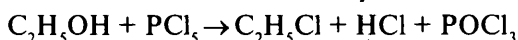
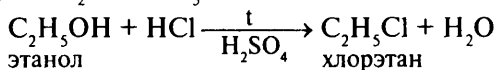
Алкоголяты гидролизуются водой:



2) Образование сложных эфиров при взаимодействии с кислородсодержащими кислотами (реакция этерификации):

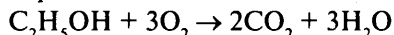


Б) Замещение группы $-\text{OH}$ на галоген при взаимодействии с HCl , HBr , SOCl_2 или PCl_5 :



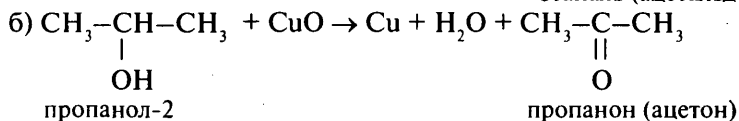
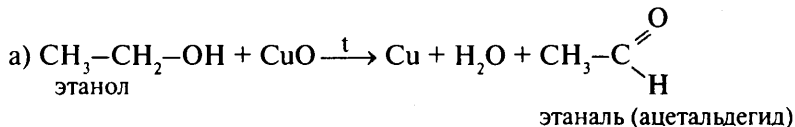
В) Реакции окисления

1) Горение:

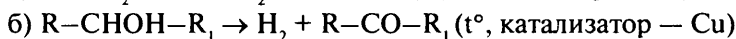
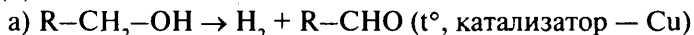


2) Окисление первичных спиртов до альдегидов или вторичных — до кетонов.

Окислители: CuO , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, O_2 (Cu — катализатор).

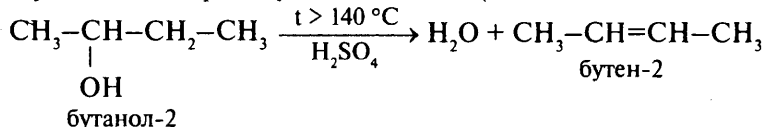


3) Каталитическое дегидрирование первичных спиртов с образованием альдегидов (а) и вторичных спиртов с образованием кетонов (б).

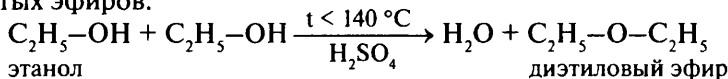


Г) Реакции дегидратации

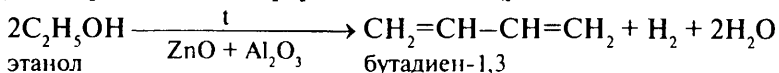
1) Внутримолекулярная дегидратация ($t > 140^\circ\text{C}$, отщепление воды протекает по правилу А. М. Зайцева (см. «Алкены» на с. 363)):



2) Межмолекулярная дегидратация ($t < 140^\circ\text{C}$) с образованием простых эфиров:



Д) Дегидратация и дегидрирование этанола (реакция С. В. Лебедева)



7. Применение

Спирты применяют в качестве растворителей и в органическом синтезе.

Этанол применяется для изготовления спиртных напитков, в медицине как дезинфицирующее средство, в качестве топлива.

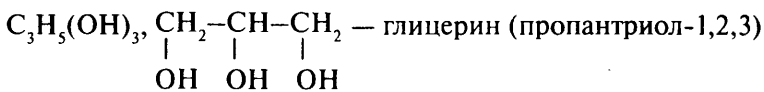
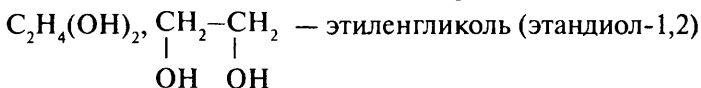
В промышленности — исходное вещество или растворитель в производстве каучука, сложных эфиров, лаков, медикаментов, душистых веществ.

Метанол применяют как исходное вещество для получения формальдегида, растворителей, в органическом синтезе.

Многоатомные спирты

Многоатомные спирты — органические вещества, в молекулах которых содержится несколько гидроксильных групп —ОН, соединённых с углеводородным радикалом.

Наиболее важные многоатомные спирты:

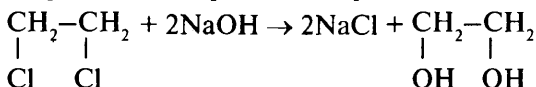


1. Физические свойства

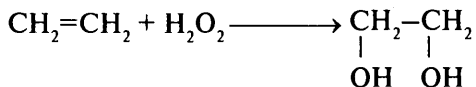
Этиленгликоль (ЯДОВИТ!) и глицерин — бесцветные, вязкие, сладкие на вкус жидкости, хорошо растворимые в воде.

2. Получение

1. Гидролиз ди- и тригалогенпроизводных:

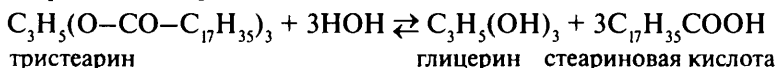


2. Этиленгликоль получают окислением этилена (водным раствором перманганата калия или пероксида водорода):

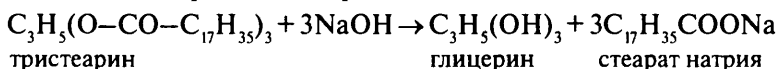


3. Глицерин получают:

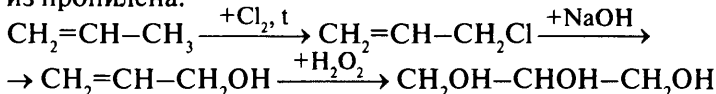
а) гидролизом жиров:



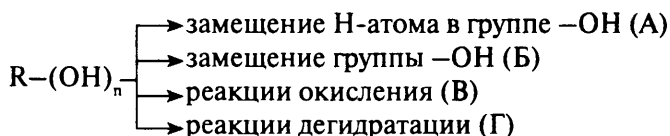
б) щелочным гидролизом жиров:



в) из пропилена:



3. Химические свойства

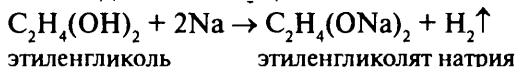


Для многоатомных спиртов характерны все свойства одноатомных спиртов: реакции замещения атома водорода группы $-\text{OH}$ при взаимодействии со щелочными металлами с образованием алкоголятов и образование сложных эфиров при взаимодействии с кислородсодержащими кислотами (группа А). При взаимодействии с HCl , HBr , PCl_5 или SOCl_2 происходит замещение группы $-\text{OH}$ на галоген (группа Б).

Особенность многоатомных спиртов, отличающая их от спиртов одноатомных, — растворение свежеполученного гидроксида меди(II) с образованием растворимого комплексного соединения яркого-синего цвета (качественная реакция на многоатомные спирты).

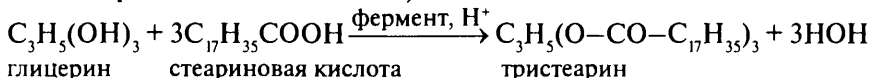
А) Замещение H-атома в группах $-\text{OH}$

1) Взаимодействие со щелочными металлами (Li, Na, K):



2) Образование сложных эфиров при взаимодействии с кислородсодержащими кислотами:

а) образование жиров (при взаимодействии глицерина с высшими карбоновыми кислотами):



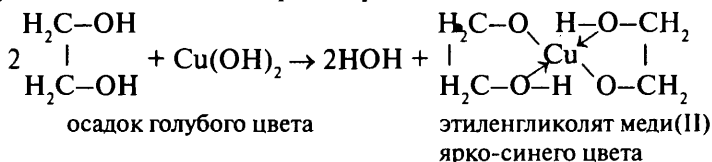
б) получение эфиров азотной кислоты:



в) получение полиэфира лавсана (полиэтилентерефталата) реакцией поликонденсации:

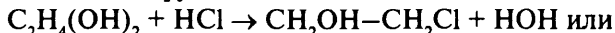


3) Взаимодействие с нерастворимыми в воде основаниями:



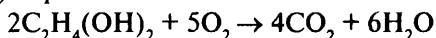
Растворение $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с образованием раствора ярко-синего цвета — качественная реакция на многоатомные спирты.

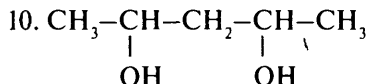
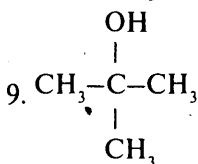
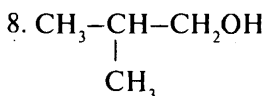
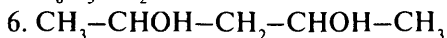
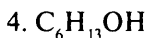
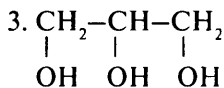
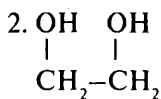
Б) Замещение группы —ОН



В) Реакции окисления

1) Горение:





- 3.4.** Для веществ, имеющих состав $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ и $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, составьте структурные формулы и приведите названия всех возможных изомеров.
- 3.5.** Какими физическими свойствами обладают метиловый и этиловый спирты?
- 3.6.** Напишите уравнения реакций:
- 1) этанола с натрием;
 - 2) этанола с уксусной кислотой;
 - 3) этанола с хлороводородом;
 - 4) нагревания этанола в присутствии концентрированной серной кислоты;
 - 5) получения бутадиена-1,3 из этанола;
 - 6) горения этанола;
 - 7) дегидрирования этанола;
 - 8) этанола с оксидом меди(II);
 - 9) этилат калия с водой.
- 3.7.** Напишите уравнения реакций получения этанола:
- 1) гидратацией этилена;
 - 2) гидролизом хлорэтана;
 - 3) гидролизом этилацетата (уксусноэтилового эфира);
 - 4) восстановлением этанала (взаимодействием этанала с водородом);
 - 5) брожением глюкозы;

б) восстановлением метилацетата (взаимодействием с водородом уксуснометилового эфира).

3.8. Напишите уравнения реакций:

- 1) пропанола-2 с натрием;
- 2) пропанола-1 с бромоводородом;
- 3) пропанола-2 с уксусной кислотой;
- 4) дегидрирования пропанола-2;
- 5) дегидрирования бутанола-1;
- 6) пропанола-1 с оксидом меди(II);
- 7) бутанола-2 с оксидом меди(II);
- 8) внутри- и межмолекулярной дегидратации бутанола-2.

3.9. Напишите уравнения реакций:

- 1) межмолекулярной дегидратации пропанола-2;
- 2) получения метилэтилового эфира;
- 3) получения этилпропилового эфира.

3.10. Напишите уравнения реакций каталитического дегидрирования 1) *n*-пропанола; 2) 2,2-диметилпропанола-1; 3) 2-метилпентанола-3. Назовите продукты реакции.

3.11. Какие вещества образуются при окислении оксидом меди(II) 1) 2-метилпропанола-1; 2) 3-метилбутанола-1; 3) *n*-пропилового спирта, 4) 3-метилбутанола-2?

3.12. Напишите уравнения реакций получения метилового спирта:

- 1) из хлорметана;
- 2) из угарного газа и водорода;
- 3) при взаимодействии формальдегида с водородом;
- 4) при взаимодействии этилформиата (муравьиноэтилового эфира) с водородом.

3.13. Напишите реакции получения следующих спиртов путём гидратации соответствующих алкенов: 1) бутанол-2; 2) 3,3-диметилбутанол-2; 3) 2-метилпентанол-3; 4) 3-метилпентанол-3.

3.14. Охарактеризуйте физические свойства этиленгликоля и глицерина.

3.15. Напишите уравнения реакций получения:

- 1) этиленгликоля щелочным гидролизом дихлорпроизводного;

- 2) этиленгликоля окислением алкена перекисью водорода и нейтральным раствором перманганата калия;
- 3) глицерина водным гидролизом галогенпроизводного;
- 4) глицерина щелочным гидролизом тристеина (жир).

3.16. Какая реакция является качественной на многоатомные спирты?

3.17. Напишите уравнения реакций:

- 1) этиленгликоля с натрием;
- 2) этиленгликоля с азотной кислотой;
- 3) глицерина с избытком хлороводорода;
- 4) глицерина с азотной кислотой.

Какое применение находит вещество, образующееся в последней реакции?

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

- 1) пропанол-1 \rightarrow пропен $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$ X;
- 2) 2-метилпропанол-1 \rightarrow X \rightarrow 2-метилпропанол-2.

3.19. В каких реакциях происходит замещение атомов водорода гидроксильной группы в молекулах алканолов? Приведите примеры.

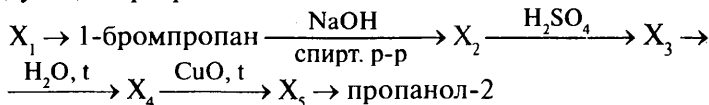
3.20. Взаимодействие каких веществ называется реакцией этерификации?

3.21. В каких реакциях происходит замещение гидроксильной группы в молекулах спиртов? Приведите примеры.

3.22. Какие вещества образуются при 1) внутримолекулярной дегидратации; 2) межмолекулярной дегидратации; 3) дегидрировании спиртов?

3.23. Какие продукты могут образовываться в результате реакций окисления спиртов? Приведите примеры.

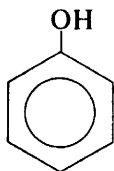
3.24. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



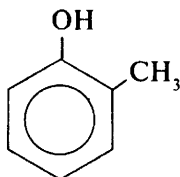
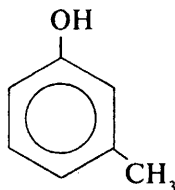
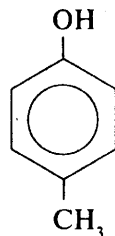
4 | Фенолы

Фенолами называются производные ароматических углеводородов, в молекулах которых одна или несколько гидроксильных групп $-OH$ связаны с ароматическим кольцом.

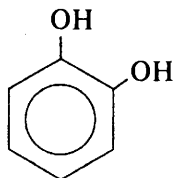
Одноатомные фенолы:



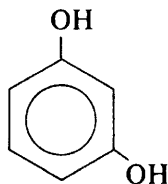
фенол

*o*-крезол*m*-крезол*p*-крезол

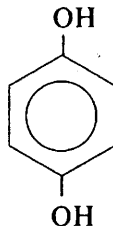
Многоатомные фенолы:



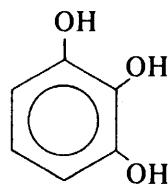
пирокатехин



резорцин

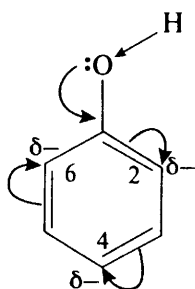


гидрохинон



пирогаллол

1. Структура молекулы



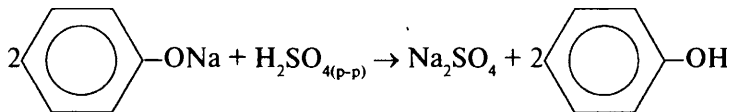
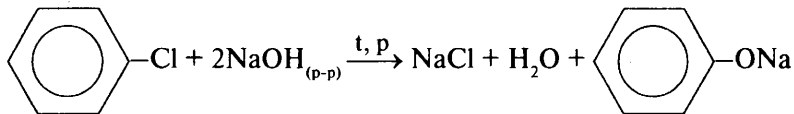
Неподелённая электронная пара атома кислорода взаимодействует (вступает в сопряжение) с ароматической π -системой, в результате:

- 1) увеличивается электронная плотность на ароматической системе, происходит её перераспределение, и на атомах 2, 4, 6 появляется избыточный отрицательный заряд;
- 2) электронная пара связи O—H смещается к атому кислорода и связь становится менее прочной по сравнению со спиртами;
- 3) увеличивается прочность связи атома кислорода с атомом углерода, входящим в ароматическое кольцо, и группа —ОН не способна к реакциям замещения.

2. Получение

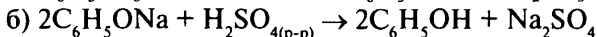
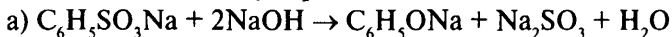
1) Выделение из каменноугольной смолы, образующейся при коксовании угля.

2) Гидролиз галогенпроизводных:



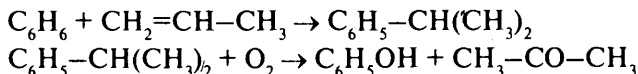
Фенол выделяют из полученной при гидролизе смеси, содержащей фенолят натрия, обработкой раствором сильной кислоты.

3) Сплавление солей сульфокислот со щелочами:



4) Кумольный способ.

Кумол (изопропилбензол) получают при взаимодействии бензола и пропилена в присутствии AlCl_3 . В результате каталитического окисления кумола кислородом воздуха с последующей обработкой раствором H_2SO_4 образуются фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ и ацетон CH_3COCH_3 .

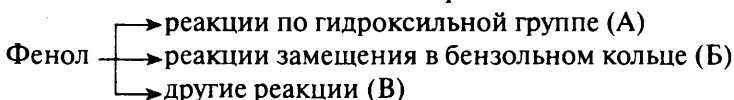


3. Физические свойства

Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ (ЯДОВИТ!) — бесцветное легкоплавкое (темпл. плавл. 41°C) кристаллическое вещество, обладающее характерным запахом, легко окисляется кислородом воздуха (и при хранении темнеет), мало растворим в холодной воде, хорошо — в горячей.

4. Химические свойства

Общая схема химических свойств фенола

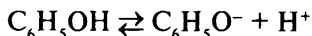


Фенол проявляет свойства очень слабой кислоты (группа А). Реакции замещения группы $-\text{OH}$ и образования эфиров для фенола нехарактерны; эфиры получают с использованием фенолятов (группа А). Фенол легко вступает в реакции электрофильного замещения в ароматическом кольце (группа Б). Фенолы очень легко окисляются. *Качественные реакции* — образование осадка 2,4,6-трибромфенола с бромной водой и появление фиолетовой окраски с раствором FeCl_3 .

А) Реакции с участием гидроксильной группы

1) Кислотные свойства фенола:

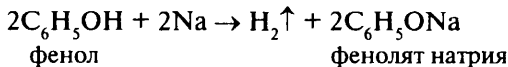
а) диссоциация:



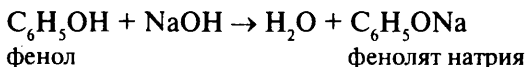
Фенол — очень слабая кислота (слабее, чем угольная кислота H_2CO_3), водный раствор не окрашивает индикаторы.

Электронодонорные заместители (CH_3 , NH_2 и др.) в бензольном кольце ослабляют кислотные свойства фенола, электроноакцепторные (NO_2 , CHO и др.) — усиливают;

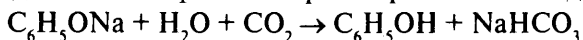
б) взаимодействие со щелочными металлами:



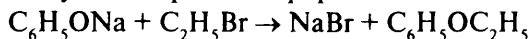
в) взаимодействие со щелочами:



При действии на феноляты растворов кислот выделяется фенол:

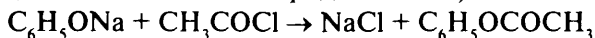


2) Получение простых эфиров:



этилфениловый эфир (фенетол)

3) Получение сложных эфиров (при действии на феноляты ангидридов или галогенангидридов кислот):



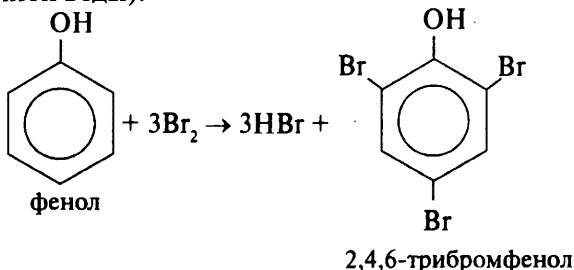
ацетилхлорид

фенилацетат (фениловый
эфир уксусной кислоты)

Б) Реакции замещения атома водорода в ароматическом кольце

Гидроксильная группа увеличивает реакционную способность ароматического кольца и ориентирует вступающие заместители в *орто*- и *пара*-положения.

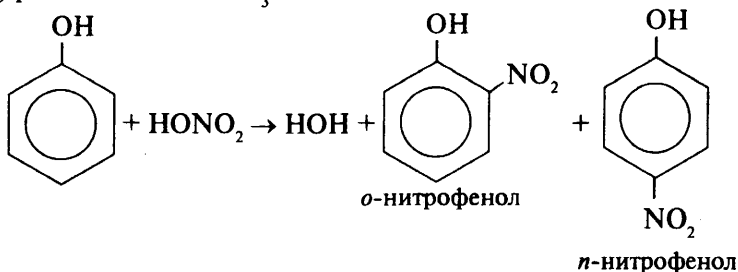
1) Галогенирование, например бромирование (даже при действии бромной воды):



2,4,6-трибромфенол — нерастворимое в воде вещество белого цвета; реакция используется как одна из качественных реакций для определения фенола.

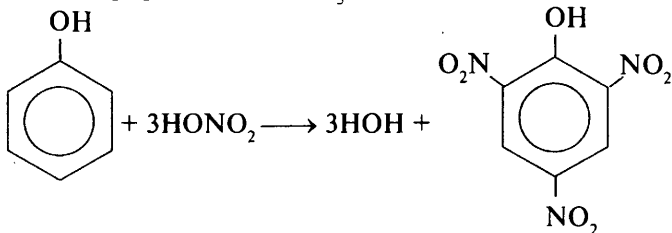
2) Нитрование:

а) разбавленная HNO_3 :



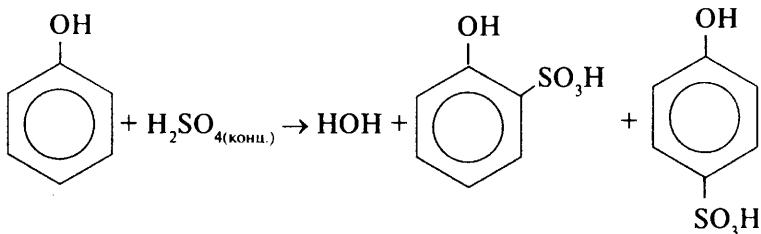
Образуется смесь изомеров общим количеством вещества 1 моль, считая на 1 моль исходного фенола;

б) концентрированная HNO_3 :



2,4,6-тринитрофенол
(пикриновая кислота)

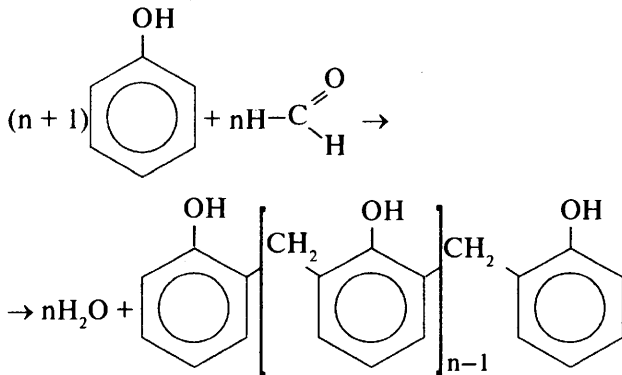
3) Сульфирование фенолов:



o-фенолсульфоукислота *p*-фенолсульфоукислота

При комнатной температуре преобладает *орто*-изомер, при 100°C — *пара*-фенолсульфоукислота.

4) Образование фенолоформальдегидной смолы:



В) Некоторые другие свойства

- 1) Фенол легко окисляется с образованием различных продуктов.
- 2) При действии на фенол раствора FeCl_3 появляется фиолетовое окрашивание — это качественная реакция на фенолы.

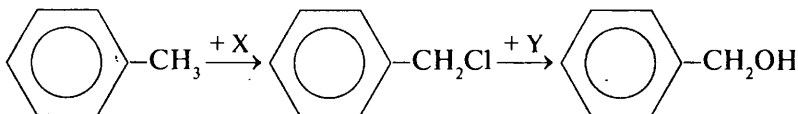
5. Применение фенолов

Фенол применяют для получения фенолоформальдегидной смолы, взрывчатых веществ, красителей, лекарственных препаратов, капрона; для дезинфекции («карболка»).

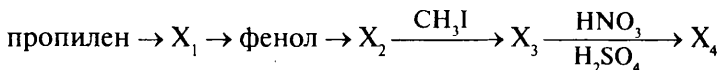
УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 4: ФЕНОЛЫ

- 4.1.** Какие органические соединения относятся к фенолам? Приведите определение и примеры.
- 4.2.** Напишите структурные формулы следующих веществ:
 - 1) *m*-нитрофенол; 2) *o*-крезол; 3) 2,6-диметилфенол; 4) *o*-нитрофенол; 5) пикриновая кислота; 6) бензиловый спирт.
- 4.3.** Напишите уравнения реакций:
 - 1) фенола с натрием;
 - 2) фенола с гидроксидом натрия;
 - 3) раствора фенолята калия с углекислым газом;
 - 4) раствора фенолята натрия с соляной кислотой;
 - 5) фенола с бромной водой;
 - 6) нитрования фенола;
 - 7) фенола с концентрированной серной кислотой;
 - 8) фенолята натрия с бромэтаном;
 - 9) фенолята натрия с хлорангидридом уксусной кислоты;
 - 10) фенола с формальдегидом.
- 4.4.** Напишите уравнения реакций получения фенола:
 - 1) гидролизом хлорбензола;
 - 2) щелочным гидролизом хлорбензола;
 - 3) из бензола и пропилена (кумулятивный способ);
 - 4) щелочным плавлением солей бензолсульфокислоты.
- 4.5.** Напишите уравнения реакций щелочного гидролиза 1) *o*-нитрохлорбензола, 2) 2,4,6-тринитрохлорбензола. Назовите продукты реакции.

- 4.6. Какими физическими свойствами обладает фенол?
- 4.7. Каким образом, используя химические реакции, доказать присутствие фенола в анализируемой пробе?
- 4.8. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:
пропанол-1 \rightarrow 1-бромпропан \rightarrow *n*-гексан \rightarrow бензол \rightarrow
 \rightarrow изопропилбензол \rightarrow фенол
- 4.9. Составьте уравнения реакций получения из бензола *o*-крезола.
- 4.10. Составьте уравнения реакций получения из бензола *m*-нитрофенола.
- 4.11. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



- 4.12. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:
 $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
- 4.13. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H} \rightarrow \text{фенол} \xrightarrow{\text{Br}_2(\text{изб.})} \text{X}$
- 4.14. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

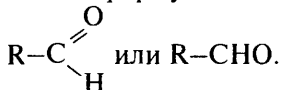


5 | Альдегиды и кетоны

Оксосоединения — органические вещества, в молекулах которых имеется карбонильная, или оксо-, группа >C=O .

Альдегидами называются органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу, соединённую с атомом водорода и углеводородным радикалом.

Общая формула*:



Общая формула альдегидов предельного ряда $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

Кетонами называются органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу, соединённую с двумя углеводородными радикалами.

Общая формула $\text{R}-\text{CO}-\text{R}'$. Для кетонов предельного ряда общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

1. Номенклатура и изомерия

Систематические названия альдегидов: к названию углеводорода добавляют суффикс **-аль**.

Тривиальные названия: по кислоте, в которую окисляется альдегид.

Систематические названия кетонов: к названию углеводорода добавляют суффикс **-он** и указывают цифрой местонахождение оксогруппы.

Некоторые альдегиды и кетоны

Формула	Структурные формулы и названия
CH_2O	$\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$ <p>метаналь, формальдегид, муравьиный альдегид</p>
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$ <p>этаналь, ацетальдегид, уксусный альдегид</p>

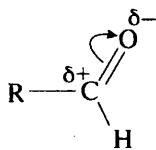
* В некоторых пособиях формулу альдегидов записывают в виде RCON , что не соответствует представлению о четырёхвалентности углерода и обозначению строения альдегидов в справочнике IUPAC.

Формула	Структурные формулы и названия
C_3H_6O	$CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$ пропаналь, пропионовый альдегид
	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-CH_3$ пропанон, ацетон, диметилкетон
C_4H_8O	$CH_3-CH_2-CH_2-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$ бутаналь, масляный альдегид
	$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{ }}{CH}-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$ 2-метилпропаналь, изомасляный альдегид
	$CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-CH_3$ бутанон, метилэтилкетон
C_7H_6O	$C_6H_5-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$ бензальдегид
C_8H_8O	$C_6H_5-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-CH_3$ ацетофенон, метилфенилкетон

Изомерия:

- 1) углеродной цепи молекулы;
- 2) изомерия альдегидов и кетонов (начиная с C_3);
- 3) положения оксогруппы в кетонах (начиная с C_5).

2. Строение молекулы альдегидов



- 1) атом углерода находится в состоянии sp^2 -гибридизации;
- 2) σ -связи C—H, C—C и C—O находятся в одной плоскости;
- 3) негибридизованные p -орбитали атомов углерода и кислорода образуют π -связь, которая расположена перпендикулярно плоскости, образованной σ -связями;
- 4) связь C=O сильно поляризована, и на атоме C имеется частичный положительный заряд.

3. Физические свойства

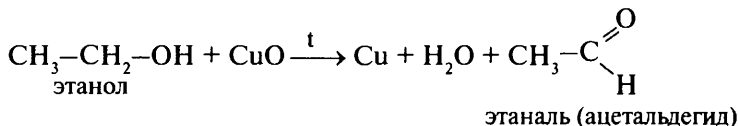
Низшие альдегиды имеют резкий запах, альдегиды C_4 — C_6 — приятный запах, высшие альдегиды обладают цветочным запахом.

При обычных условиях метаналь — хорошо растворимый в воде газ (40%-ный водный раствор называется формалином); этаналь — легко кипящая растворимая в воде жидкость; высшие альдегиды — твёрдые вещества.

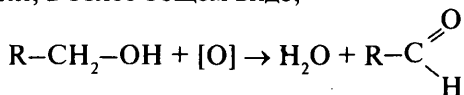
Так как молекулы альдегидов не связаны друг с другом водородными связями, то температуры кипения альдегидов ниже, чем соответствующих спиртов и кислот.

4. Способы получения альдегидов и кетонов

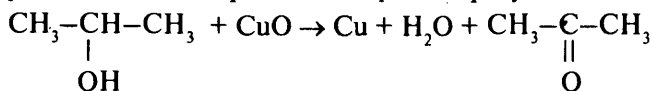
1) Окисление первичных спиртов (окислители CuO , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2 , O_2 в присутствии катализатора и некоторые другие):



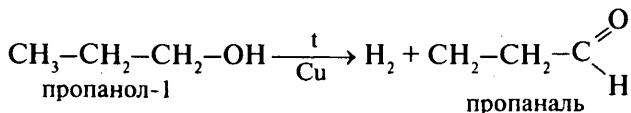
или, в более общем виде,



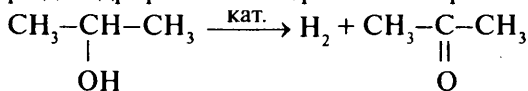
При окислении вторичных спиртов образуются кетоны:



2) Каталитическое дегидрирование первичных спиртов с образованием альдегидов:

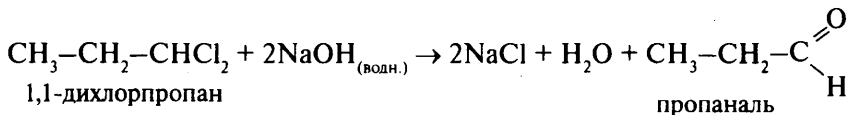


При дегидрировании вторичных спиртов образуются кетоны:

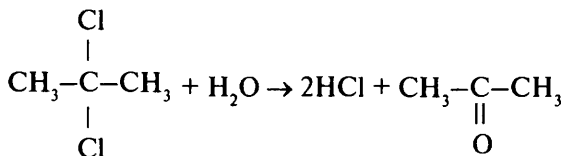


3) Щелочной гидролиз дигалогенпроизводных.

При гидролизе 1,1-дизамещённых углеводородов образуются альдегиды:

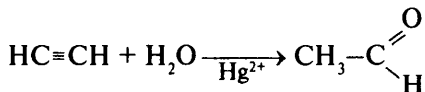


При гидролизе 2,2-дигалогенпроизводных образуются кетоны:

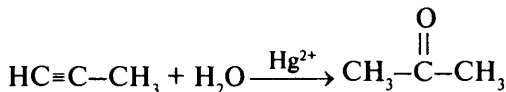


4) Гидратация алкинов (реакция М. Г. Кучерова).

При гидратации ацетилена образуется ацетальдегид:

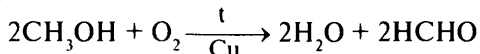


При гидратации гомологов ацетилена образуются кетоны:

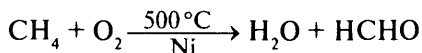


5) Получение формальдегида (метаналь):

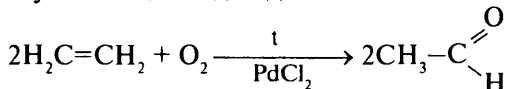
а) каталитическое окисление метанола:



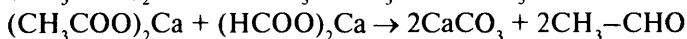
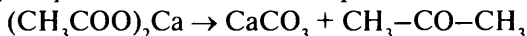
б) каталитическое окисление метана:



6) Получение ацетальдегида каталитическим окислением этилена:

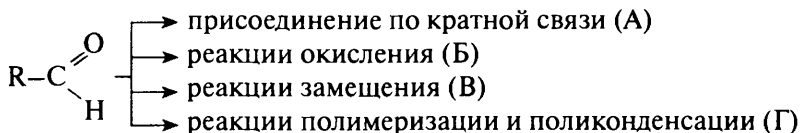


7) Пиролиз кальциевых и бариевых солей карбоновых кислот:



5. Химические свойства

Общая схема химических свойств альдегидов:



Для альдегидов и кетонов характерны реакции присоединения по связи $\text{C}=\text{O}$ — восстановление водородом, присоединение нуклеофильных реагентов (NH_3 , H_2O , спиртов, HCN) (группа А). Альдегиды легко окисляются, кетоны окисляются с разрывом углеродного скелета (группа Б). Атом кислорода может замещаться на атомы галогена при взаимодействии с PCl_5 и азота при взаимодействии с азотсодержащими нуклеофилами (группа В). Формальдегид вступает в реакцию поликонденсации с фенолом с образованием фенолоформальдегидной смолы.

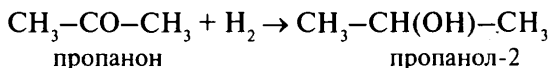
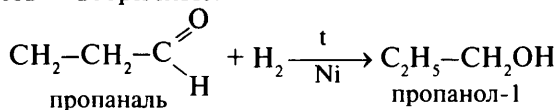
Качественные реакции на альдегиды — реакция серебряного зеркала и окисление с помощью $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с образованием осадка Cu_2O красного цвета.*

А) Присоединение по кратной связи $\text{C}=\text{O}$

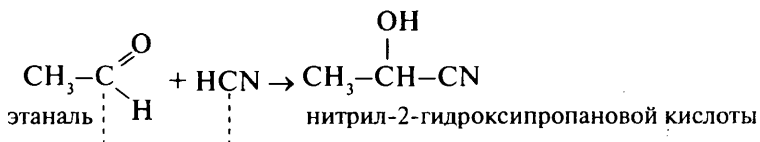
1) Восстановление (присоединение H_2).

* Возможно образование свободной меди; образование медного зеркала более характерно для формальдегида.

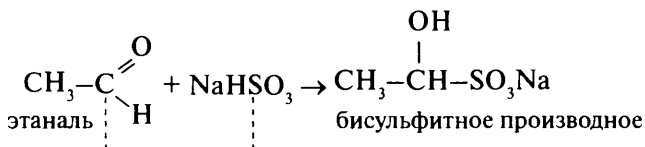
При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, кетонов — вторичные:



- 2) Реакции нуклеофильного присоединения:
а) присоединение HCN (синильная кислота):

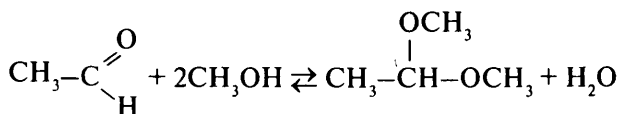
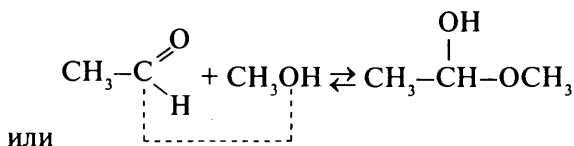


- б) присоединение гидросульфита натрия:

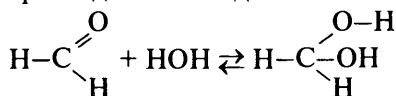


Бисульфитные производные легко разлагаются в растворе соды с образованием сульфита натрия и регенерацией альдегида;

- в) присоединение спиртов (образование полуацеталей и ацеталей):



- г) присоединение воды:

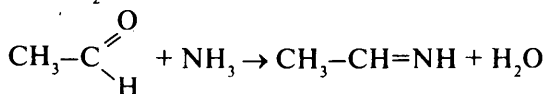


метаналь

гидратная форма метанала

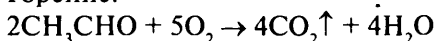
Гидраты альдегидов неустойчивы и могут существовать только в водных растворах. Для формальдегида равновесие в растворе смещено вправо, для высших альдегидов — влево;

д) присоединение аммиака и NH_2 -содержащих веществ (NH_2OH , N_2H_4 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH-NH}_2$) — промежуточно образующийся продукт присоединения неустойчив и стабилизируется, отщепляя молекулу H_2O :

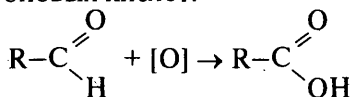


Б) Реакции окисления

1) Горение:



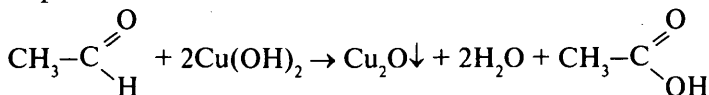
2) Взаимодействие альдегидов с окислителями ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, растворы KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, O_2 воздуха и др.) с образованием карбоновых кислот:



а) взаимодействие альдегидов с аммиачным раствором оксида серебра(I) — реакция серебряного зеркала:



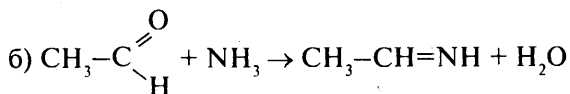
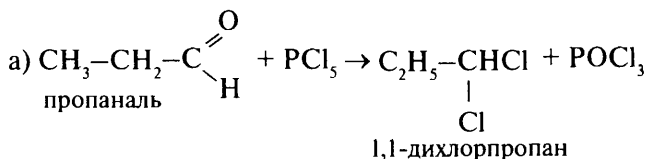
б) взаимодействие альдегидов со свежееосаждённым $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании:



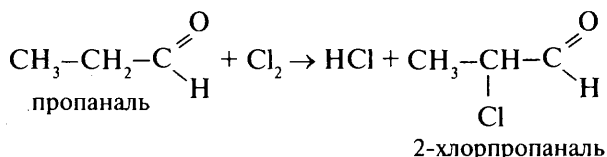
Образование осадка серебра в реакции серебряного зеркала или осадка Cu_2O красного цвета при взаимодействии с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ являются качественными реакциями на альдегиды.

В) Реакции замещения

1) Замещение карбонильного кислорода при взаимодействии с PCl_5 , NH_3 , NH_2OH , N_2H_4 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH-NH}_2$:



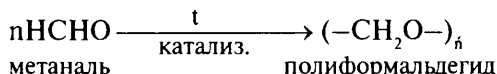
2) Реакции по углеводородному радикалу:



Г) Реакции полимеризации и поликонденсации

1) Полимеризация альдегидов:

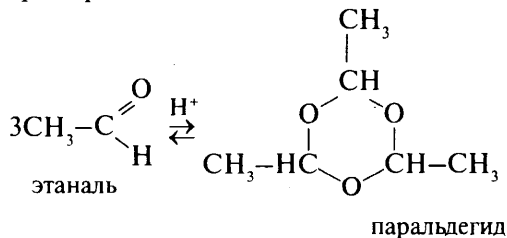
а) полимеризация сухого формальдегида в присутствии специфических катализаторов:



Полиформальдегид используется для изготовления волокон.

В водных растворах формальдегида (формалин) образуется нерастворимое в воде вещество белого цвета — параформальдегид (параформ); при нагревании с разбавленной серной кислотой параформ превращается в формальдегид.

б) тримеризация ацетальдегида:



2) Реакция поликонденсации формальдегида с фенолом с образованием фенолоформальдегидной смолы (см. с. 406).

6. Применение альдегидов

Метаналь (формальдегид) используется для получения фенолоформальдегидной и карбамидной смол, в органическом синтезе; 40%-ный раствор (формалин) применяется в медицине, для консервирования биологических препаратов, в кожевенной промышленности и для протравливания семян.

Ацетальдегид применяется для получения уксусной кислоты и для синтеза различных органических веществ.

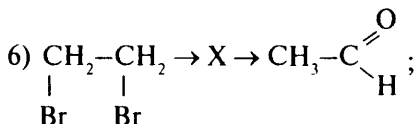
Ацетон применяется в качестве растворителя лаков, красок.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 5: АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ

- 5.1. Какие вещества относят к карбонильным соединениям (оксо-соединениям)? Какую общую формулу имеют альдегиды и кетоны насыщенного ряда? Какие виды изомерии возможны для альдегидов и кетонов?
- 5.2. Опишите строение альдегидной группы. Чем отличается двойная связь карбонильной группы от двойной связи в алкенах?
- 5.3. Напишите структурные формулы альдегидов и кетонов по названию: 1) ацетальдегид, 2) формальдегид, 3) ацетон, 4) 2-метилпентаналь, 5) масляный альдегид, 6) 2,3-диметилбутаналь, 7) валериановый альдегид, 8) 2-метилпропаналь, 9) 4-метилпентанон-2, 10) метилэтилкетон, 11) бензальдегид, 12) пропеналь, 13) метилизопропилкетон, 14) диэтилкетон. Какие из этих веществ являются изомерами?
- 5.4. Напишите структурные формулы изомерных альдегидов и кетонов, имеющих формулу C_4H_8O , и приведите их названия.
- 5.5. Какие вещества образуются при восстановлении (гидрировании) альдегидов и кетонов? Напишите уравнения реакций взаимодействия с водородом муравьиного и уксусного альдегидов, пропанона и метилэтилкетона.
- 5.6. Какие вещества образуются при окислении и горении альдегидов? Напишите уравнения реакций горения и взаимодействия с аммиачным раствором оксида серебра(I) и с гидроксидом меди(II) ацетальдегида, 2-метилпропанала, формальдегида.

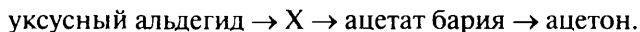
- 5.7.** Какие вещества образуются при взаимодействии кетонов с сильными окислителями (раствор дихромата калия в серной кислоте, подкисленный концентрированный раствор перманганата калия)? Напишите уравнения реакций окисления этими окислителями ацетона и пентанона-3.
- 5.8.** Напишите уравнения реакций взаимодействия:
- 1) уксусного альдегида с метанолом в присутствии сухого хлороводорода;
 - 2) уксусного альдегида с аммиаком;
 - 3) трихлоруксусного альдегида с водой;
 - 4) уксусного альдегида с цианистым водородом;
 - 5) пропионового альдегида с хлоридом фосфора(V).
- 5.9.** Напишите уравнения реакций получения карбонильных соединений:
- 1) взаимодействием этанола с оксидом меди(II);
 - 2) присоединением воды к ацетилену;
 - 3) гидролизом 1,1-дихлорэтана;
 - 4) каталитическим окислением этилена в присутствии PdCl_2 ;
 - 5) гидролизом 2,2-дихлорпропана;
 - 6) присоединением воды к пропиону;
 - 7) каталитическим дегидрированием этанола;
 - 8) каталитическим дегидрированием изопропилового спирта;
 - 9) разложением ацетата кальция.
- 5.10.** Какие вещества образуются в результате окисления (или каталитического дегидрирования) 1) бутанола-1; 2) бутанола-2; 3) 2-метилбутанола-1; 4) 2-метилпентанола-3?
- 5.11.** Напишите уравнения реакций получения 3-метилбутанала, 2,3-диметилпентанала, 3-метилпентанола-2 и бензальдегида окислением соответствующих спиртов и гидролизом дигалогенпроизводных.
- 5.12.** Используя какие реакции, можно отличить пропаналь от пропанола?
- 5.13.** Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:

- 1) этен $\rightarrow X \rightarrow$ этаналь;
- 2) этанол $\rightarrow X \rightarrow$ уксусная кислота;
- 3) $C_6H_5CH_3 \rightarrow X \rightarrow C_6H_5CHO$;
- 4) ацетальдегид $\rightarrow X \rightarrow$ этилен;
- 5) этин $\rightarrow X \rightarrow$ уксусная кислота;

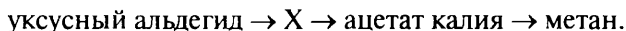


- 7) 1-хлорбутан $\rightarrow X \rightarrow$ бутаналь.

5.14. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



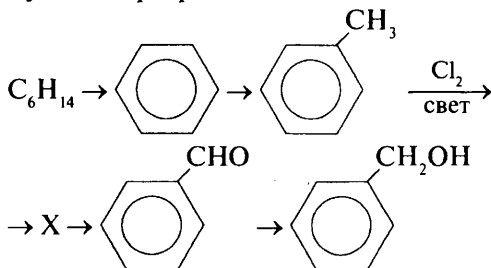
5.15. Напишите уравнения реакций, которые позволяют осуществить следующие превращения:



5.16. Предложите схему получения этилацетата из ацетальдегида.

5.17. Какие продукты образуются в результате поликонденсации формальдегида и фенола? Приведите определение реакции поликонденсации.

5.18. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



6 Карбоновые кислоты

Карбоновые кислоты — органические вещества, в молекулах которых содержится одна или несколько карбоксильных групп —COOH, соединённых с углеводородным радикалом или атомом водорода.

1. Номенклатура, классификация и изомерия

По систематической номенклатуре: к названию углеводорода добавляется **-овая кислота**. Допускается использовать тривиальные названия кислот.

Формулы и названия некоторых кислот

№	Название	Формула
1	Метановая (муравьиная)	HCOOH
2	Этановая (уксусная)	CH ₃ COOH
3	Пропановая (пропионовая)	CH ₃ CH ₂ COOH
4	Бутановая (масляная)	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH
5	Пентановая (валериановая)	CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH
6	Гексановая (капроновая)	CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH
7	Гексадекановая (пальмитиновая)	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ COOH
8	Октадекановая (стеариновая)	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ COOH
9	Пропеновая (акриловая)	CH ₂ =CHCOOH
10	Метилпропеновая (метакриловая)	CH ₂ =C(CH ₃)COOH
11	<i>цис</i> -Октадецен-9-овая (олеиновая)	C ₁₇ H ₃₃ COOH
12	Октадекадиен-9,12-овая (линолевая)	C ₁₇ H ₃₁ COOH

№	Название	Формула
13	Октадекатриен-9,12,15-овая (линоленовая)	$C_{17}H_{29}COOH$
14	Этандиовая (щавелевая)	$HOOC-COOH$
15	1,6-Гександиовая (адипиновая)	$HOOC-(CH_2)_4-COOH$
16	Бензойная	C_6H_5COOH
17	1,4-Бензолдикарбоновая (терефталевая)	$HOOC-C_6H_4-COOH$

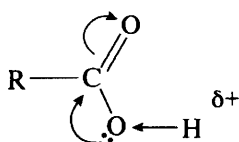
Классификация:

- 1) по числу карбоксильных групп: однооснóвные (1–13, 16) и многооснóвные (14, 15, 17);
- 2) по природе углеводородного радикала: предельные (1–8, 14–15), непредельные (9–13) и ароматические (16–17).

Изомерия:

- 1) изомерия углеродной цепи;
- 2) изомерия положения кратной связи (для ненасыщенных кислот);
- 3) межклассовая изомерия (со сложными эфирами).

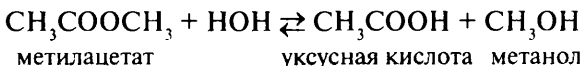
2. Строение молекулы



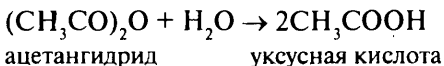
- 1) атом углерода в состоянии sp^2 -гибридизации;
- 2) связь $C=O$ поляризована, и на атоме углерода имеется частичный положительный заряд;
- 3) неподелённая пара электронов атома кислорода вступает в сопряжение с группой $C=O$, в результате связь $O-H$ дополнительно поляризуется и ослабевает;
- 4) карбоксильная группа проявляет сильный отрицательный индукционный эффект и облегчает замещение атома водорода в α -положении;
- 5) для карбоновых кислот характерно существование межмолекулярных водородных связей, поэтому температуры кипения

При гидролизе должен был бы образоваться трёхатомный спирт, у которого 3 группы —ОН находятся у одного С-атома; подобные вещества являются неустойчивыми и стабилизируются, отщепляя молекулу H_2O ;

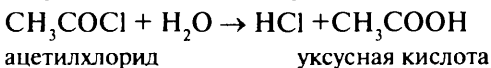
б) гидролиз сложных эфиров:



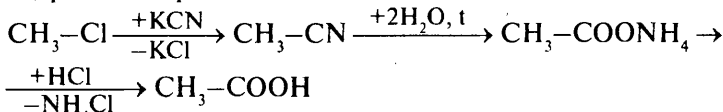
в) гидролиз ангидридов кислот:



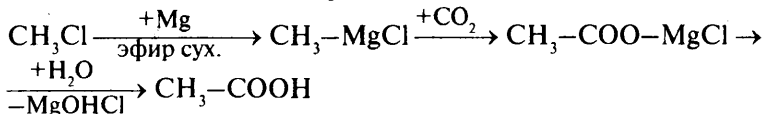
г) гидролиз галогенангидридов или амидов кислот:



д) гидролиз нитрилов:

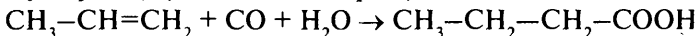


4) Использование металлоорганических соединений:



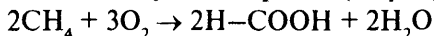
При взаимодействии реактива Гриньяра (CH_3MgCl) с углекислым газом происходит удлинение углеродной цепи и образуется соль карбоновой кислоты, из которой кислоту выделяют действием растворов сильных кислот.

5) Оксосинтез (взаимодействие этиленовых углеводородов с оксидом углерода(II) и водяным паром):

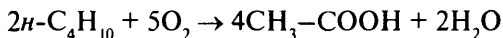


Б) Специфические способы получения некоторых кислот

1) Окисление углеводородов (в присутствии катализаторов):



метан муравьиная кислота

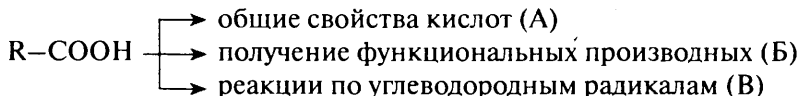


бутан этановая кислота

2) Получение муравьиной кислоты синтезом из CO и NaOH:



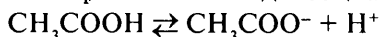
5. Химические свойства



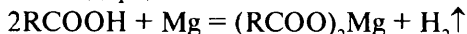
Карбоновые кислоты — электролиты, проявляют общие свойства кислот: диссоциация, окрашивание индикаторов, взаимодействие с металлами, расположенными в ряду активности левее H_2 , основными и амфотерными оксидами и гидроксидами, солями более слабых кислот (группа А). Отщепляя группу $-\text{OH}$, образуют разнообразные функциональные производные — сложные эфиры, ангидриды и галогенангидриды, амиды (группа Б). Предельные и ароматические карбоновые кислоты вступают в реакции замещения атома водорода. У предельных кислот активизируется α -углеродный атом. У ароматических кислот замещение ориентируется в *мета*-положение. Непредельные кислоты вступают в большинство реакций, характерных для непредельных соединений (группа В).

А) Общие свойства кислот

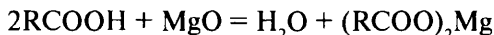
1) Электролитическая диссоциация:



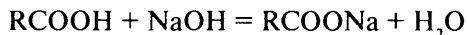
2) Взаимодействие с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода:



3) Взаимодействие с основными оксидами:



4) Взаимодействие с основаниями:

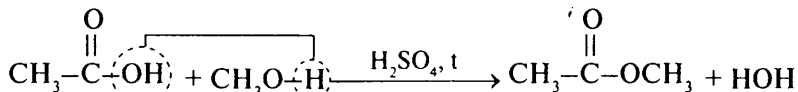


5) Взаимодействие с солями более слабых или более летучих кислот:



Б) Получение функциональных производных

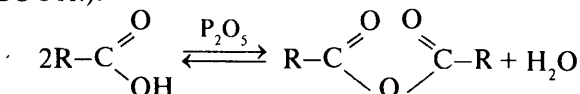
1) Образование сложных эфиров при взаимодействии со спиртами — реакция этерификации:



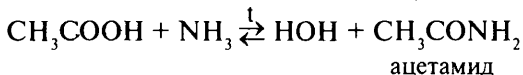
2) Образование галогенангидридов при взаимодействии с PCl_5 :



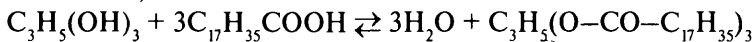
3) Образование ангидридов кислот при нагревании с водоотнимающими средствами (межмолекулярная дегидратация) (кроме HCOOH !):



4) Образование амидов при нагревании с аммиаком или аминами:

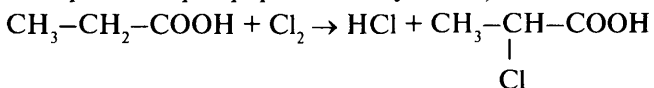


5) Образование жиров (сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот):



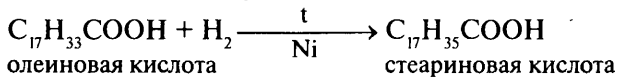
В) Реакции по углеводородным радикалам

1) Галогенирование предельных кислот по α -положению (в присутствии красного фосфора или облучении):

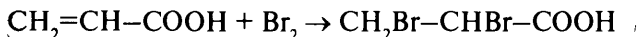


2) Присоединение по кратным связям для непредельных кислот:

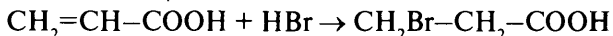
а) гидрирование непредельных кислот:



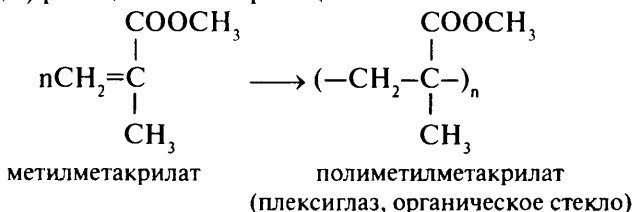
б) присоединение галогенов:



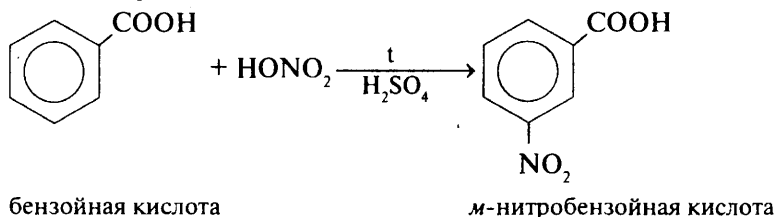
в) присоединение галогеноводородов и воды (для акриловой кислоты происходит не по правилу В. В. Марковникова):



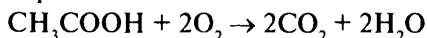
г) реакции полимеризации:



3) Электрофильное замещение в *meta*-положение ароматического кольца для ароматических кислот:

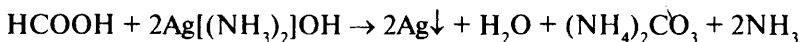


4) Горение:

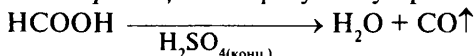


6. Отдельные представители

1) **Муравьиная кислота** — сильный восстановитель, легко окисляется при взаимодействии с $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ и $\text{Cu}(\text{OH})_2$:



При нагревании с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ или P_2O_5 происходит *внутримолекулярная дегидратация* и образуется угарный газ:



Муравьиная кислота применяется в промышленности в качестве восстановителя. 1,25%-ный спиртовой раствор (муравьиный спирт) применяется в медицине. Сложные эфиры используются в качестве растворителей и душистых веществ.

2) **Уксусная кислота** применяется в пищевой промышленности (в виде 5–8%-ного раствора уксуса). Используется в органическом синтезе при производстве красителей (индиго), лекарств (аспирин), сложных эфиров (растворители, душистые вещества), ацетатного волокна.

Соли уксусной кислоты: «свинцовый сахар» $Pb(CH_3COO)_2$ применяется в качестве примочки и для изготовления свинцовых белил; ацетаты алюминия и железа(III) — протрава при крашении тканей.

Натриевая соль 2,4-дихлорфеноксиуксусной кислоты является гербицидом.

3) **Пальмитиновая** $C_{15}H_{31}COOH$ и **стеариновая** $C_{17}H_{35}COOH$ кислоты входят в состав жиров. **Натриевая** и **калиевая** соли входят в состав мыла.

4) **Щавелевая кислота** $HOOC-COOH$ содержится в листьях щавеля, используется в кожевенной и текстильной промышленности.

5) **Ненасыщенные кислоты:**

а) эфиры акриловой и метакриловой кислот используются для получения полимеров (органического стекла); акрилонитрил применяют для получения волокна полиакрилонитрила;

б) остатки высших непредельных кислот входят в состав жиров (преимущественно растительных); линолевая и линоленовая кислоты относятся к незаменимым кислотам.

б) **Ароматические кислоты:**

а) бензойная кислота широко распространена в природе (клюква, брусника, черника...); применяется в качестве консерванта в пищевой промышленности и для получения душистых веществ и красителей;

б) терефталевая кислота используется для получения полиэтилентерефталата.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 6: КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

6.1. Какие вещества называются карбоновыми кислотами? Приведите общую формулу карбоновых кислот и предельных одноосновных кислот. Как классифицируются карбоновые кислоты? Приведите примеры.

6.2. Опишите строение карбоксильной группы и объясните, почему карбоновые кислоты имеют более высокие температуры кипения, чем соответствующие альдегиды.

6.3. Сравните кислотные свойства гидроксильной группы в феноле, метаноле, уксусной и муравьиной кислотах.

- 6.4.** Назовите следующие соединения или напишите формулы по названиям:
- | | |
|--|---------------------------------------|
| 1) стеариновая кислота; | 8) пальмитиновая кислота; |
| 2) CF_3COOH ; | 9) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$; |
| 3) масляная кислота; | 10) акриловая кислота; |
| 4) $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{—COOH}$; | 11) хлоруксусная кислота; |
| 5) олеиновая кислота; | 12) бензойная кислота; |
| 6) муравьиная кислота; | 13) оксалат калия; |
| 7) α -хлорпропионовая кислота; | 14) линолевая кислота. |
- 6.5.** Какие виды изомерии характерны для карбоновых кислот? Напишите формулы карбоновых кислот и сложных эфиров состава $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ и $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ и назовите их.
- 6.6.** Напишите формулы перечисленных ниже веществ и выберите те, которые являются изомерами масляной кислоты: 2-метилпропаналь, метилформиат, 3-гидроксипропаналь, 2-метилпропановая кислота, циклобутанол, этилацетат.
- 6.7.** Напишите структурные формулы двух ближайших гомологов щавелевой кислоты и назовите их. Какая из этих кислот будет обладать наибольшими кислотными свойствами?
- 6.8.** В каких реакциях проявляются кислотные свойства карбоксильной группы карбоновых кислот? Напишите уравнения реакций, доказывающих общие кислотные свойства уксусной кислоты и её солей:
- 1) диссоциации уксусной кислоты;
 - 2) уксусной кислоты с кальцием;
 - 3) уксусной кислоты с гидроксидом натрия;
 - 4) уксусной кислоты с оксидом магния;
 - 5) уксусной кислоты с карбонатом кальция;
 - 6) ацетата натрия с соляной кислотой;
 - 7) хлорида кальция с уксусной кислотой;
 - 8) процесса, происходящего при растворении ацетата калия в воде.
- 6.9.** Какие реакции карбоновых кислот происходят с разрывом связи C—O , замещением группы —OH и образованием функциональных производных? Напишите уравнения реакций:

- 1) этерификации уксусной кислоты метиловым спиртом;
- 2) уксусной кислоты с хлоридом фосфора(V);
- 3) нагревания уксусной кислоты в присутствии оксида фосфора(V);
- 4) нагревания уксусной кислоты с аммиаком (или нагревания ацетата аммония).

6.10. Напишите уравнения реакций этерификации уксусной кислоты пропанолом-2 и масляной кислоты пропанолом-1.

6.11. Составьте уравнение диссоциации пропионовой кислоты и возможных реакций пропионовой кислоты со следующими веществами: магнием, гидроксидом бария, медью, пищевой содой, пропиловым спиртом, пятихлористым фосфором, сульфидом меди(II), хлором.

6.12. Какие реакции карбоновых кислот протекают с участием углеродородного радикала? Напишите уравнения реакций:

- 1) уксусной кислоты с хлором;
- 2) бутановой кислоты с хлором;
- 3) олеиновой кислоты с бромом и водородом;
- 4) бензойной кислоты с нитрующей смесью.

6.13. Напишите уравнения реакций:

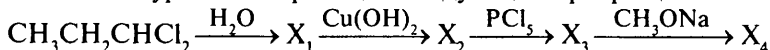
- 1) муравьиной кислоты с аммиачным раствором оксида серебра;
- 2) муравьиной кислоты с гидроксидом меди(II) при нагревании;
- 3) нагревания муравьиной кислоты с оксидом фосфора(V) или концентрированной серной кислотой;
- 4) оксида углерода(II) с гидроксидом натрия.

6.14. Напишите уравнения реакций получения уксусной кислоты:

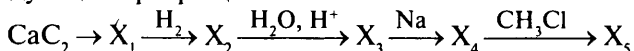
- 1) окислением уксусного альдегида;
- 2) ферментативным окислением этилового спирта;
- 3) водным и щелочным гидролизом метилацетата (уксуснометилового эфира);
- 4) гидролизом 1,1,1-трихлорэтана;
- 5) гидролизом уксусного ангидрида;
- 6) гидролизом хлорангидрида уксусной кислоты (ацетилхлорида);
- 7) взаимодействием ацетата натрия с серной кислотой;
- 8) гидролизом ацетонитрила (CH_3CN — нитрил уксусной кислоты).

- 6.15. Сколько π -связей в молекуле олеиновой кислоты? Какие реакции подтверждают, что эти вещества являются карбоновыми кислотами и какие — доказывают их непредельность?
- 6.16. В четырёх пробирках находятся пропионовая кислота, раствор формальдегида, раствор фенола в бензоле, метанол. При помощи каких реакций можно различить эти вещества?
- 6.17. Какие вещества образуются при окислении изобутилового спирта, 3-метилбутанала, пропилового спирта?

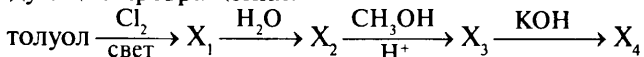
- 6.18. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



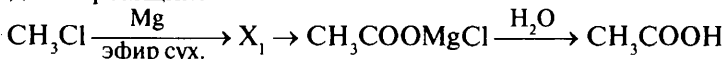
- 6.19. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



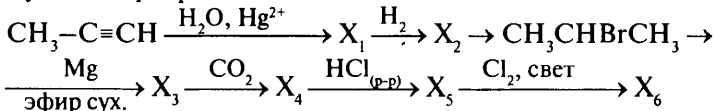
- 6.20. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



- 6.21. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения, укажите условия проведения реакций:



- 6.22. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



7 | Сложные эфиры и жиры

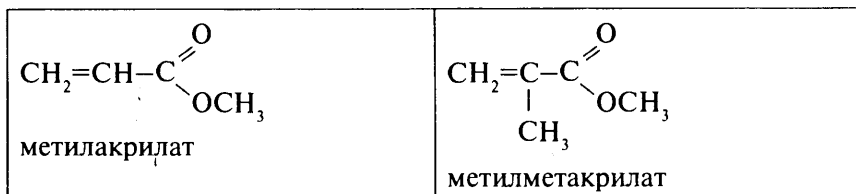
Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, у которых атом водорода карбоксильной группы замещён углеводородным радикалом.

Общая формула $R-COOR_1$.

1. Номенклатура и изомерия

Названия сложных эфиров составляют путём замены окончания **-овая кислота** в названии кислоты на **-оат** и добавлением названия углеводородного радикала, образующего спирт.

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OCH}_2\text{CH}_3 \end{array}$ <p>этилформиат (этиловый эфир муравьиной кислоты, муравьиноэтиловый эфир, этилметаноат)</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OCH}_3 \end{array}$ <p>метилацетат (метиловый эфир уксусной кислоты, уксуснометиловый эфир, метилэтанат)</p>
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$ <p><i>n</i>-пропилформиат (<i>n</i>-пропиловый эфир муравьиной кислоты, муравьинопропиловый эфир, пропилметаноат)</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OCH}(\text{CH}_3)_2 \end{array}$ <p>изопропилформиат (изопропиловый эфир муравьиной кислоты, муравьиноизопропиловый эфир)</p>
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OCH}_2\text{CH}_3 \end{array}$ <p>этилацетат (этиловый эфир уксусной кислоты, уксусноэтиловый эфир, этилэтанат)</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OCH}_3 \end{array}$ <p>метилпропаноат (метиловый эфир пропионовой кислоты, пропионометиловый эфир)</p>

**Изомерия:**

- 1) углеводородных радикалов;
- 2) положения сложноэфирной группы $-\text{COO}-$;
- 3) межклассовая (с карбоновыми кислотами).

2. Физические свойства

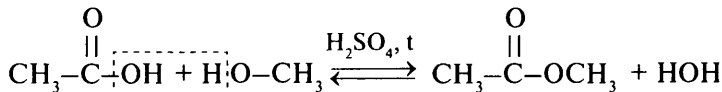
Сложные эфиры низших карбоновых кислот и низших спиртов — летучие, нерастворимые в воде жидкости, многие обладают приятным фруктовым запахом, например: изоамилацетат (запах груши), бутилбутаноат, или бутилбутират (запах ананаса).

Температуры кипения сложных эфиров ниже, чем изомерных им карбоновых кислот, потому что между молекулами эфиров отсутствуют водородные связи.

Сложные эфиры высших карбоновых кислот и спиртов — воскообразные, нерастворимые в воде вещества, не имеющие запаха, растворяются в органических растворителях.

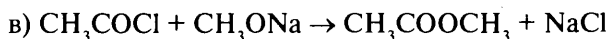
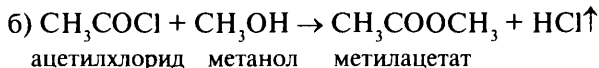
3. Получение

1) Реакция этерификации — взаимодействие спиртов с кислотами (в присутствии катализатора — H^+ , H_2SO_4):



Группа $-\text{OH}$ отрывается от кислоты.

2) Взаимодействие ангидридов (а) или галогенангидридов (б) кислот со спиртами или галогенангидридов с алкоголятами (в):



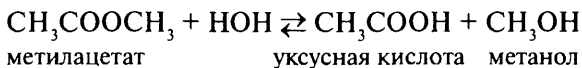
- 3) Взаимодействие солей карбоновых кислот с галогеналканами:

$$\text{RCOOAg} + \text{R}_1\text{X} \rightarrow \text{RCOOR}_1 + \text{AgX}$$

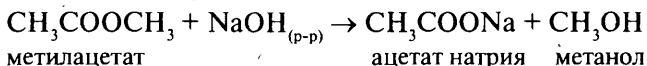
4. Химические свойства

- 1) Гидролиз сложных эфиров:

- а) ферментативный, кислотный гидролиз:

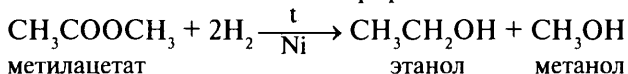


- б) щелочной гидролиз (омыление):

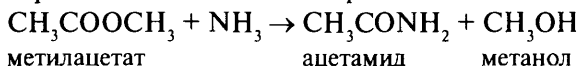


Так как реакция этерификации обратима, то гидролиз протекает не полностью (обратим); щелочной гидролиз необратим, потому что из равновесной смеси удаляется кислота и, по принципу Ле Шателье, положение равновесия смещается вправо, в сторону продуктов реакции.

- 2) Восстановление сложных эфиров:



- 3) Образование амидов — при взаимодействии с NH_3 образуются амид карбоновой кислоты и спирт:



- 4) Реакции по углеводородным радикалам.

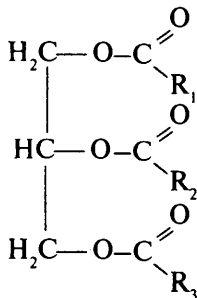
5. Применение

Сложные эфиры применяются в качестве растворителей лакокрасочных материалов, в парфюмерии, при производстве напитков. Метилакрилат и метилметакрилат применяются для производства пластмасс.

Жиры

Жиры — сложные эфиры, образованные трёхатомным спиртом глицерином и высшими карбоновыми кислотами.

Общая формула



где $\text{R}_1 - \text{R}_3$ — углеводородные радикалы, содержащие 4–28 атомов углерода

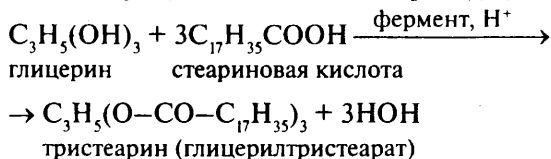
1. Физические свойства

Твёрдые жиры образованы преимущественно предельными карбоновыми кислотами и имеют животное происхождение, жидкие — непредельными кислотами (растительные масла). Температура плавления жира тем выше, чем больше в его составе остатков предельных кислот и число атомов углерода в них.

Все жиры нерастворимы в воде и растворяются в органических растворителях.

2. Получение

Реакция П. Бертелло — взаимодействие глицерина с карбоновыми кислотами в присутствии катализаторов (ферменты, H^+):



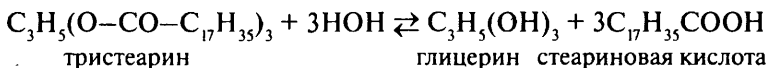
3. Химические свойства

Жиры проявляют общие свойства сложных эфиров, т. е. вступают в реакции гидролиза (А), окисления (Б), непредельные жиры могут участвовать в реакциях по углеводородному радикалу (кратным связям) (В).

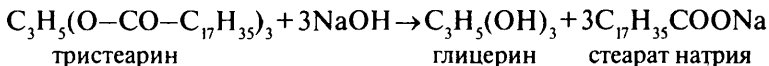
А) Общие свойства сложных эфиров

Гидролиз жиров (реакция М. Шевреля):

а) кислотный и ферментативный гидролиз:



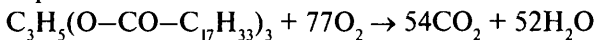
б) щелочной гидролиз (омыление):



Соли высших жирных кислот называют **мылами**. Натриевые соли — твёрдое мыло, калиевые соли — жидкое мыло.

Б) Реакции окисления

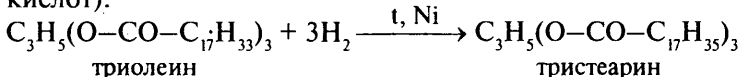
1) Горение:



2) «Прогоркание» жиров.

В) Реакции по углеводородному радикалу

1) Гидрирование жидких жиров (содержащих остатки ненасыщенных кислот):



2) Обесцвечивание бромной воды и раствора йода жирами, содержащими остатки ненасыщенных кислот.

3) Полимеризация жиров, содержащих остатки непредельных кислот, в присутствии кислорода воздуха (или других инициаторов) с образованием полимерных твёрдых плёнок («сшитые» полимеры).

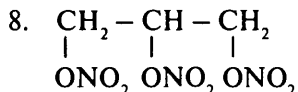
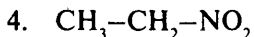
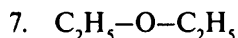
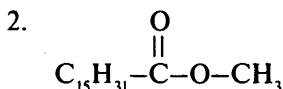
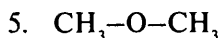
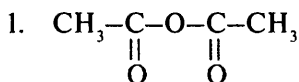
4. Применение жиров

Жиры применяются в качестве продукта питания, для получения мыла (продукты щелочного гидролиза), в косметической и фармацевтической промышленности. Гидрированные жиры применяют для изготовления маргарина.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 7: СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ И ЖИРЫ

7.1. Какие вещества называются сложными эфирами? Какие виды изомерии для них характерны?

7.2. Приведите названия соединений, формулы которых изображены ниже, и укажите их принадлежность к классу (группе) органических соединений.



7.3. Какая реакция называется реакцией этерификации? Напишите уравнение реакции в общем виде.

7.4. Из каких кислот и спиртов можно получить следующие сложные эфиры: 1) HCOOC_2H_5 ; 2) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOCH}_3$; 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}(\text{CH}_3)_2$? Напишите уравнения соответствующих реакций.

7.5. Приведите четыре уравнения реакций, приводящих к образованию одного и того же сложного эфира, например метилацетата.

7.6. Напишите уравнения реакций водного, кислотного и щелочного гидролиза метилацетата. Какая из реакций гидролиза необратима и почему?

7.7. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водородом метилацетата, муравьиноэтилового эфира и этилбензоата.

7.8. Напишите уравнение реакции глицерина с избытком азотной кислоты в присутствии серной концентрированной кислоты.

7.9. Какие соединения называются жирами?

7.10. Приведите формулы высших карбоновых кислот, входящих в состав жиров, — стеариновой, пальмитиновой, олеиновой, линолевой, линоленовой.

- 7.11. Напишите уравнения реакций синтеза жиров из 1) пальмитиновой кислоты и глицерина; 2) линолевой кислоты и глицерина. Какие агрегатные состояния имеют эти вещества?
- 7.12. Какие из следующих глицеридов входят в состав твёрдых жиров: 1) тристеарин; 2) триолеин; 3) трипальмитин; 4) трилинолеин? Напишите структурные формулы всех глицеридов.
- 7.13. Напишите уравнения реакций:
- 1) гидролиза тристеарина;
 - 2) щелочного гидролиза триолеина;
 - 3) кислотного гидролиза трипальмитина;
 - 4) ферментативного гидролиза тристеарина;
 - 5) триолеина с водородом и бромной водой.
- 7.14. Что такое мыло? Напишите уравнения реакций тристеарина с содой и трипальмитина с поташом. Какое из веществ будет твёрдым, а какое — жидким мылом?
- 7.15. Что такое синтетические моющие средства? Почему они сохраняют моющее действие в жёсткой воде?

8 | Углеводы

К углеводам относят многоатомные альдегидо- или кетонспирты и некоторые их производные. Существует несколько способов классификации углеводов, например:

1) по числу остатков простейших углеводов в молекуле: моносахариды (глюкоза $C_6H_{12}O_6$, фруктоза $C_6H_{12}O_6$, рибоза $C_5H_{10}O_5$), олигосахариды (сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ или мальтоза $C_{12}H_{22}O_{11}$), полисахариды (крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$, целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$);

2) по функциональной группе углеводов делятся на альдозы (содержат альдегидную группу) и кетозы (содержат кетонную группу);

3) по способности реагировать с аммиачным раствором оксида серебра*: восстанавливающие сахара, например глюкоза, и невосстанавливающие сахара (сахароза);

* Или с фелинговой жидкостью.

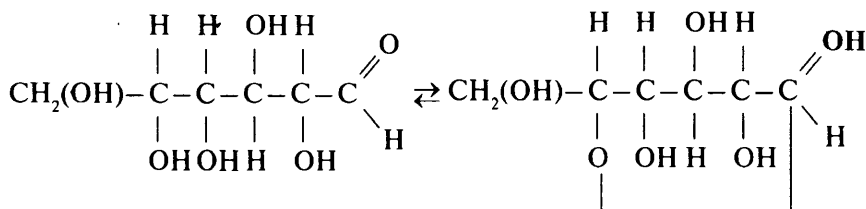
4) по другим признакам: на сахароподобные (сахароза) и несахароподобные (крахмал, целлюлоза); на пентозы (содержат 5 атомов углерода в молекуле) и гексозы (содержат 6 атомов углерода).

Моносахариды

Глюкоза, её строение и свойства

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — сладкое на вкус вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде.

Глюкоза имеет линейную цепь углеродных атомов. Глюкоза вступает в реакцию серебряного зеркала и растворяет свежеполученный гидроксид меди(II), следовательно, она является многоатомным альдегидоспиртом.



В результате взаимодействия поляризованной карбонильной группы с атомом кислорода одной из **ОН**-групп (находящейся при C^5 - или C^4 -атомах углерода) в растворах происходит обратимая реакция циклизации, приводящая к образованию шестичленных циклов (пираноз) или пятичленных циклов (фураноз).^{*} При этом образуются 2 оптических изомера, которые называют **аномерами**, т.к. они отличаются конфигурацией только той гидроксильной группы, которая образовалась из атома кислорода карбонильной группы при циклизации. Эти гидроксильные группы называют полуацетальными. Они образуются при присоединении спиртовой группы к оксогруппе (см. с. 415) и отличаются реакционной способностью от остальных гидроксильных групп в молекуле. Явление образования нескольких изомерных веществ, которые находятся в равновесии друг с другом, носит название **таутомерии**, а такие изомеры — **таутомеров** (схема 1). Обязательным условием осуществления тауто-

^{*} В кристаллическом состоянии глюкоза находится в циклической форме.

мерных превращений является существование открытой линейной формы.

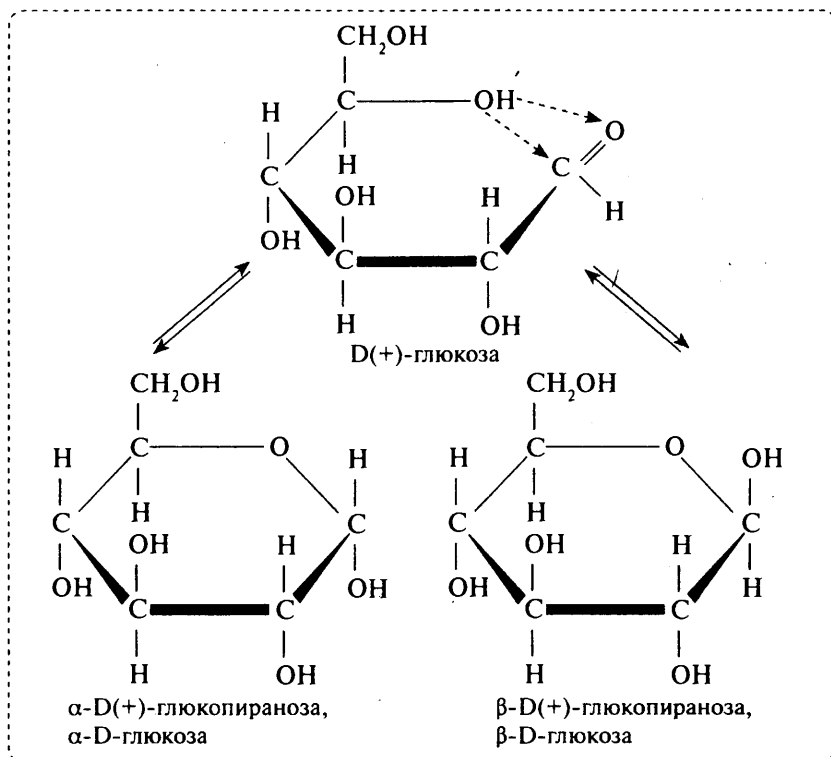


Схема 1. Таутомерные превращения глюкозы и глюкопираноз

Упрощённые записи формулы глюкозы:

- линейная форма — $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CHO}$,
- циклическая форма — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}(\text{OH})_5$ или $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}(\text{OH})_4\text{OH}$, в которой учтены особые свойства полуацетального гидроксила.

1. Химические свойства глюкозы

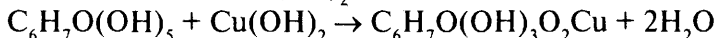
Глюкоза может проявлять свойства многоатомного спирта, некоторые свойства альдегидов, вступать в биохимические реакции (реакции брожения и окисления), а также участвует в таутомерных превращениях.

В циклической форме глюкоза образует сложные эфиры, метилируется метиловым спиртом по гликозидному гидроксилу при C^1 -м

атоме углерода и реагирует с металлами и основаниями (группа А). В линейной форме протекают превращения глюкозы как альдегида (группа Б). Большое значение в энергетическом обмене играют реакции брожения глюкозы (группа В).

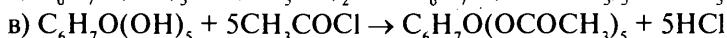
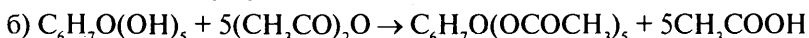
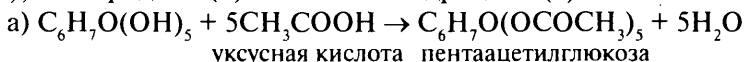
А) Свойства глюкозы как многоатомного спирта

1) Взаимодействие с $\text{Cu}(\text{OH})_2$:

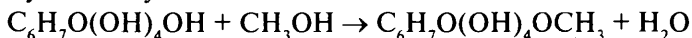


Растворение нерастворимого гидроксида меди(II) синего цвета с образованием ярко-синего раствора — качественная реакция на глюкозу как на многоатомный спирт.

2) Образование сложных эфиров при взаимодействии с кислотами (а), ангидридами (б) и галогенангидридами (в):

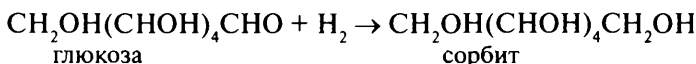


3) Метилирование гликозидного гидроксила метиловым спиртом в присутствии сухой HCl :

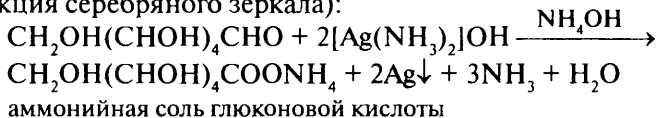


Б) Свойства глюкозы как альдегида

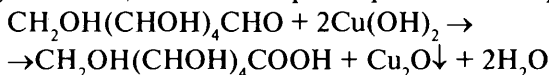
1) Восстановление глюкозы:



2) Окисление глюкозы аммиачным раствором оксида серебра (реакция серебряного зеркала):



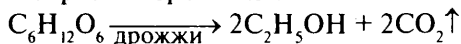
3) Окисление глюкозы при нагревании с гидроксидом меди(II):



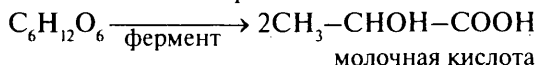
Превращение протекает в несколько стадий: вначале гидроксид меди(II) растворяется с образованием раствора ярко-синего цвета; через некоторое время при нагревании выделяется осадок гидроксида меди(I) жёлтого цвета, который при дальнейшем нагревании теряет воду и образует оксид меди(I), имеющий красный цвет.

В) Реакции брожения глюкозы

1) Спиртовое брожение:



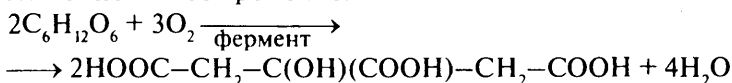
2) Молочнокислородное брожение:



3) Маслянокислородное брожение:



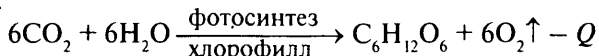
4) Лимоннокислородное брожение:

**2. Нахождение в природе и получение**

В свободном виде глюкоза находится во многих растениях (например, в винограде).

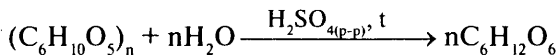
В организме человека и животных содержится в мышцах, крови и является основным источником энергии.

В природе образуется в результате фотосинтеза в клетках растений:



Реакция фотосинтеза — основной источник атмосферного кислорода.

В промышленности получают гидролизом крахмала или целлюлозы:

**Фруктоза**

Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ — кетонспирт. Бесцветное, более сладкое, чем глюкоза, вещество, хорошо растворимое в воде.

В растворах для фруктозы характерны таутомерные равновесия. В составе сахарозы она находится в фуранозной форме, в свободном состоянии имеет пиранозную форму. Проявляет свойства, характерные для моносахаридов.

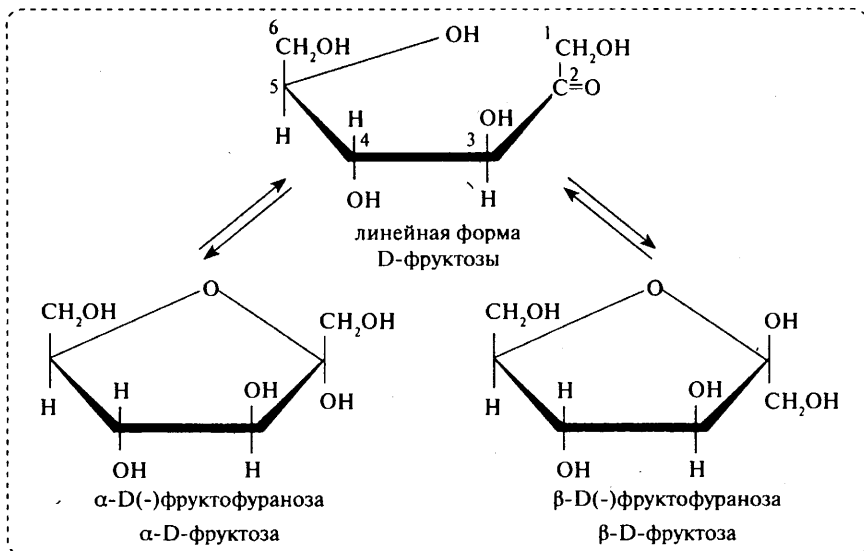


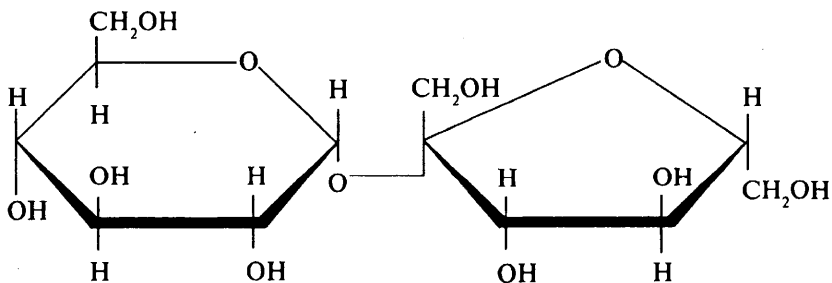
Схема 2. Таутомерные превращения фруктозы

Дисахариды $C_{12}H_{22}O_{11}$

Дисахариды — бесцветные кристаллические вещества, сладкие на вкус, хорошо растворимые в воде.

Важнейшие дисахариды — сахароза (тростниковый или свекловичный сахар), мальтоза (солодовый сахар) и лактоза (молочный сахар).

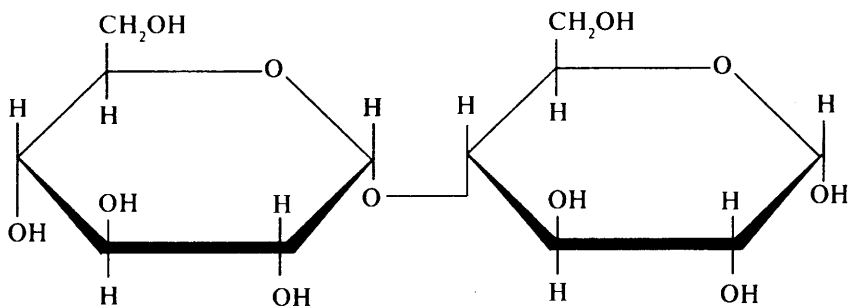
Сахароза состоит из остатков α-глюкозы и β-фруктозы, соединённых 1,2-гликозидной связью:



сахароза, 2-[α-D-глюкопиранозидо]-β-D-фруктофуранозид

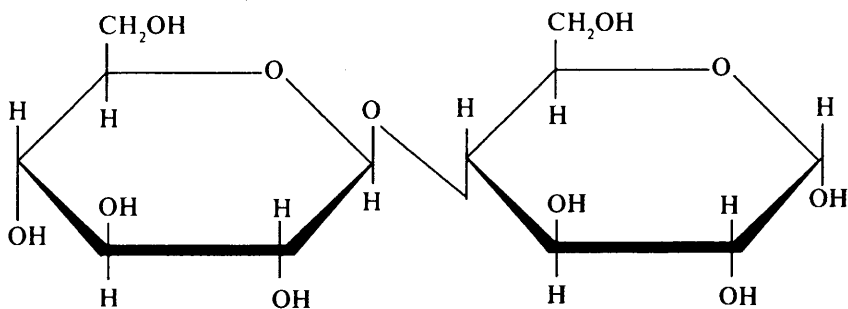
При гидролизе сахаразы образует глюкозу и фруктозу, является невосстанавливающим сахаридом (отсутствует возможность таутомерии).

Мальтоза состоит из остатков α -глюкозы, соединённых 1,4-гликозидной связью. В молекуле мальтозы сохраняется возможность кольчато-цепной таутомерии, т. к. для образования эфирной связи использован только один из гликозидных гидроксиллов.



мальтоза, 4-[α -D-глюкопиранозидо]-глюкоза

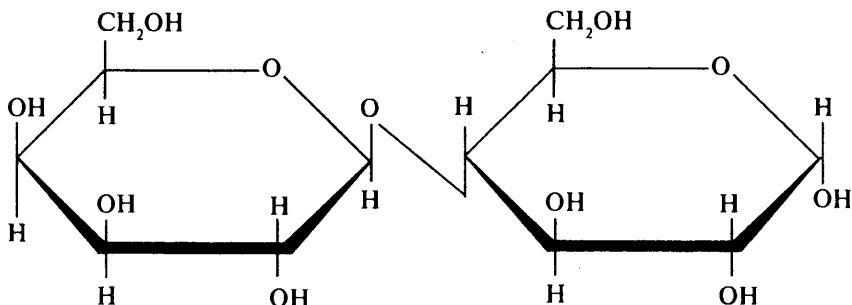
Целлобиоза отличается от мальтозы наличием β -гликозидной конфигурации:



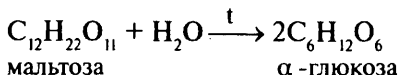
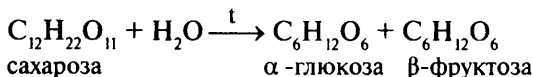
целлобиоза, 4-[β -D-глюкопиранозидо]-глюкоза

Мальтоза образуется при гидролизе крахмала, целлобиоза — клетчатки (целлюлозы).

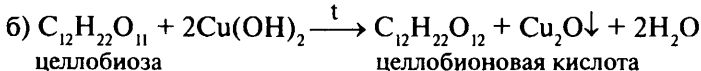
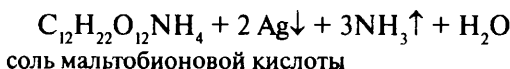
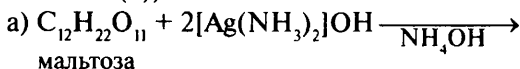
Лактоза состоит из остатков β -галактозы и α -глюкозы, соединённых 1,4-гликозидной связью:

лактоза, 4-[β -D-галактопиранозидо]-глюкоза**Химические свойства**

1. Гидролиз дисахаридов (кислотный или ферментативный):



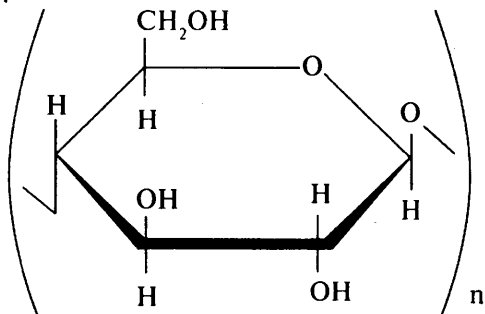
2. Окисление восстанавливающих дисахаридов (мальтозы (а) и целлобиозы (б)):

**Полисахариды****Целлюлоза ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_n**

Целлюлоза (клетчатка) — основное вещество растительных клеток. Вата, фильтровальная бумага — это почти чистая целлюлоза (до 96%). Образуется в растениях в результате фотосинтеза (в древесине до 50%, лён и хлопок — почти чистая целлюлоза).

Целлюлоза — твёрдое волокнистое вещество белого цвета, нерастворимое в воде и органических растворителях. Растворяется (в результате химического взаимодействия) в реактиве Швейцера — аммиачный раствор $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

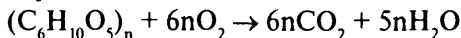
Молекула целлюлозы имеет линейное строение и построена из остатков β -глюкозы (степень полимеризации — несколько миллионов).



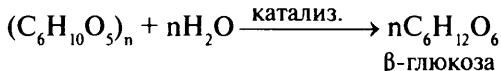
Упрощённая формула — $(C_6H_7O_2(OH)_3)_n$.

Химические свойства

1) Горение:

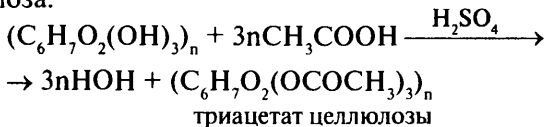


2) Гидролиз (ферментативный или кислотный):

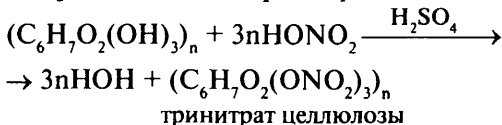


3) Образование сложных эфиров:

а) при взаимодействии с уксусным ангидридом (в присутствии CH_3COOH и H_2SO_4) образуются диацетилцеллюлоза и триацетилцеллюлоза:



б) при взаимодействии с HNO_3 (в присутствии H_2SO_4) образуются динитроцеллюлоза и тринитроцеллюлоза (пироксилин):



Нитраты целлюлозы используются для производства бездымного пороха и лаков, ацетаты — в производстве ацетатного волокна, лаков, плёнок.

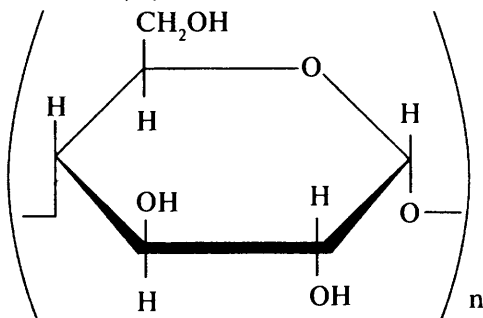
Целлюлоза используется в производстве бумаги, ацетатного и вискозного волокон, одежды, бинтов, ваты.

Крахмал ($C_6H_{10}O_5$)_n

Крахмал образуется в растениях в результате фотосинтеза и накапливается в зёрнах (пшеница и кукуруза — до 70 %, рис — до 80 %) и клубнях (картофель — до 20 %) растений.

Крахмал — белый порошок, нерастворимый в холодной воде; в горячей воде набухает и образует клейстер.

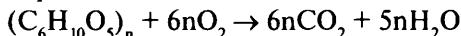
Молекула состоит из остатков α-глюкозы с небольшой степенью полимеризации (несколько тысяч). Существует в двух формах — **амилоза** (линейный полимер, связи в положениях 1, 4) и **амилопектин** (разветвлённые молекулы, связи как по положениям 1, 4, так и по положениям 1, 6).



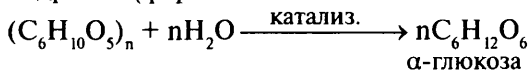
Упрощённая формула — $(C_6H_7O_2(OH)_3)_n$.

Химические свойства

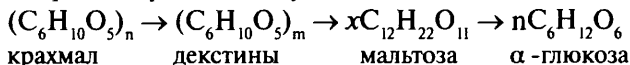
1) Горение:



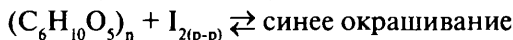
2) Гидролиз (ферментативный или кислотный):



Гидролиз протекает ступенчато:



3) Взаимодействие с йодом:



Применение крахмала

Крахмал — ценный питательный продукт. Избыток крахмала в организме запасается в виде гликогена (животный крахмал).

Крахмал применяется для получения клея (декстриновый клей), накрахмаливания белья, в кондитерском производстве (получение патоки), в производстве спирта и вина.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 8: УГЛЕВОДЫ

- 8.1. Какие вещества относятся к классу углеводов?
- 8.2. Напишите молекулярные формулы глюкозы, фруктозы, рибозы, дезоксирибозы, сахарозы, крахмала, клетчатки, целлюлозы, мальтозы. Какие из перечисленных веществ относятся к моносахаридам, дисахаридам, полисахаридам; альдозам и кетозам; гексозам и пентозам? Какие из этих веществ являются изомерами?
- 8.3. Чем отличается строение α -глюкозы от строения β -глюкозы? Что такое таутомерия?
- 8.4. Напишите уравнения реакций:
 - 1) глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра;
 - 2) глюкозы с гидроксидом меди(II) при нагревании;
 - 3) глюкозы с водородом.
- 8.5. Напишите уравнения реакций:
 - 1) глюкозы с гидроксидом меди(II) без нагревания;
 - 2) глюкозы с уксусной кислотой, уксусным ангидридом и ацетилхлоридом;
 - 3) α -глюкозы с метанолом (в присутствии сухого хлороводорода).
- 8.6. Напишите уравнения реакций:
 - 1) спиртового брожения глюкозы;
 - 2) маслянокислого брожения глюкозы;
 - 3) молочнокислого брожения глюкозы;
 - 4) образования глюкозы в растениях;
 - 5) получения глюкозы в промышленности.

8.7. Напишите уравнения реакций:

- 1) рибозы с аммиачным раствором оксида серебра(I);
- 2) дезоксирибозы с гидроксидом меди(II) при нагревании;
- 3) рибозы с водородом;
- 4) фруктозы с водородом;
- 5) фруктозы с хлорангидридом уксусной кислоты.

8.8. Напишите структурную формулу крахмала и составьте уравнения реакций:

- 1) образования крахмала в природе;
- 2) гидролиза крахмала;
- 3) горения крахмала;
- 4) крахмала с йодом.

8.9. Напишите структурную формулу клетчатки (целлюлозы) и составьте уравнения реакций:

- 1) образования клетчатки в природе;
- 2) гидролиза целлюлозы;
- 3) горения целлюлозы;
- 4) целлюлозы с азотной кислотой;
- 5) целлюлозы с уксусной кислотой.

8.10. Каким образом из древесных опилок можно получить искусственный каучук?

8.11. Что такое дисахариды? Приведите примеры восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов.

8.12. Что такое полисахариды? Опишите строение молекул крахмала и целлюлозы, укажите общие черты и различия в строении молекул.

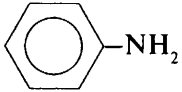

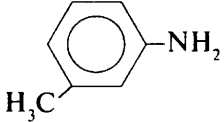
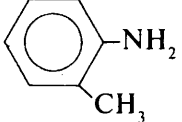
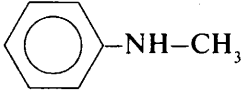
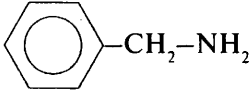
АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ВЕЩЕСТВА

9 | АМИНЫ

Аминами называются производные аммиака NH_3 , в молекуле которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами.

1. Номенклатура и классификация

Формула	Строение	Название	Признаки классификации
CH_3N	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	метиламин (аминометан)	предельный первичный
$\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	этиламин (амиэтан)	предельный первичный
	$\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$	диметиламин (метиламино- метан)	предельный вторичный
$\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$	<i>n</i> -пропиламин (1-аминопро- пан)	предельный первичный
	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_3 \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	изопропил- амин (2-ами- нопропан)	предельный первичный
	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$	метилэтил- амин (метил- аминоэтан)	предельный вторичный
	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-N-CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	триметиламин	предельный третичный

Формула	Строение	Название	Признаки классификации
C_6H_7N		анилин (фениламин, аминобензол)	ароматический первичный
C_7H_9N		<i>p</i> -толуидин (<i>p</i> -аминотолуол)	ароматический первичный
		<i>m</i> -толуидин (<i>m</i> -аминотолуол)	ароматический первичный
		<i>o</i> -толуидин (<i>o</i> -аминотолуол)	ароматический первичный
		метилфениламин (фениламинометан)	жирно-ароматический вторичный
		бензиламин	первичный

По числу замещённых атомов водорода амины классифицируют на первичные (замещён 1 атом водорода, $R-NH_2$), вторичные (замещены 2 атома водорода, R_1R_2NH) и третичные (замещены все атомы водорода $R_1R_2R_3N$). Часто амины дополнительно классифицируют по природе углеводородных радикалов на предельные, ароматические и другие группы.

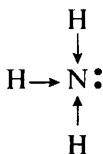
2. Строение молекулы

Атом азота в молекуле аминов, как и атом азота в молекуле аммиака, сохраняет неподелённую электронную пару.

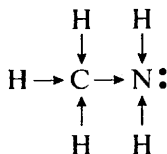
Электронная пара атома азота способна по донорно-акцепторному механизму взаимодействовать с катионами водорода, входящими в состав кислот (или воды). Так как при взаимодействии с кислотами происходит их нейтрализация, то амины, по аналогии с неорга-

ническими основаниями, называют органическими основаниями. Очевидно, что чем выше электронная плотность на атоме азота, тем более сильными основными свойствами будет обладать вещество.

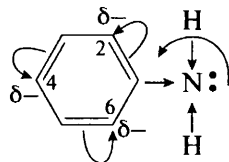
Строение аммиака и замещённых аминов



аммиак



метиламин



анилин

Группа $-\text{NH}_2$ обладает большим электронодонорным эффектом, чем атом водорода в незамещённом аммиаке, поэтому электронная плотность на атоме азота в метиламине выше, чем в аммиаке, и основные свойства сильнее.

В анилине неподелённая пара электронов атома азота вступает в сопряжение с ароматической π -системой, в результате чего электронная плотность на атоме азота уменьшается, в ароматическом кольце увеличивается и в положениях 2, 4, 6 появляется частичный избыточный отрицательный заряд. Основность анилина меньше, чем аммиака.

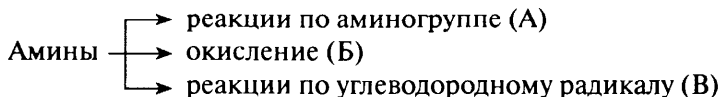
3. Физические свойства

Амины C_1-C_3 — газообразные вещества с характерным (аммиачным) запахом, хорошо растворимые в воде.

Анилин — бесцветная, темнеющая при хранении жидкость, нерастворимая в воде.

4. Химические свойства

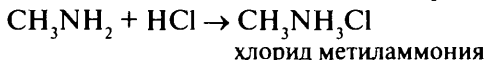
Общая схема химических свойств аминов:



Амины — органические основания, реагируют с кислотами и водой (группа А). Предельные амины более сильные основания, чем аммиак, и их водные растворы изменяют окраску лакмуса и фенолфталеина. Основность ароматических аминов меньше, чем аммиака (не окрашивают индикаторы).

А) Реакции по аминогруппе

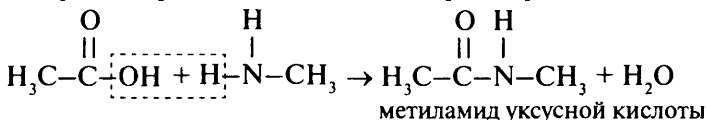
1) Взаимодействие с кислотами с образованием солей:



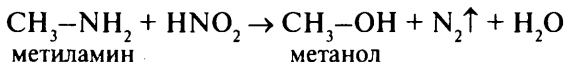
2) Взаимодействие с водой с образованием гидроксида замещённого аммония:



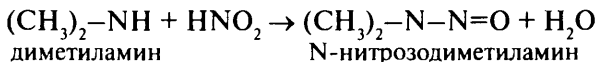
3) Образование амидов кислот при взаимодействии с некоторыми кислородсодержащими кислотами при нагревании:

4) Взаимодействие с HNO_2 :

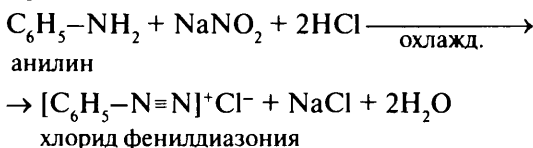
а) первичные амины:



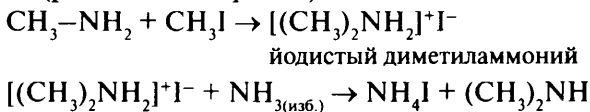
б) вторичные амины:



в) ароматические амины:



5) Замещение атомов водорода аминогруппы алкильными радикалами (реакция А. Гофмана):

**Б) Реакции окисления**

а) Горение аминов:

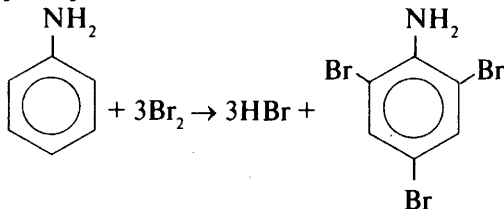


б) Анилин легко окисляется с образованием различных веществ.

При взаимодействии с $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ появляется интенсивное фиолетовое окрашивание — качественная реакция на анилин.

В) Реакции по углеводородному радикалу (на примере анилина)

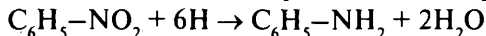
Бромирование анилина:



Образование осадка 2,4,6-триброманилина — качественная реакция на анилин.

5. Способы получения

1) Восстановлением нитросоединений (реакция Н. Н. Зинина):



В качестве восстановителей используют:

а) водород в момент выделения:

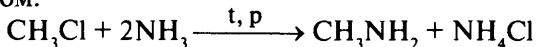


б) водород в присутствии катализатора;

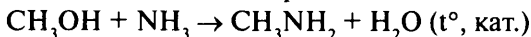
в) электрический ток;

г) некоторые сложные вещества-восстановители.

2) Предельные амины — взаимодействием галогеналканов с аммиаком:



3) Взаимодействием спиртов с аммиаком:



4) Алкилирование амина по реакции А. Гофмана (с. 452).

6. Применение

Анилин и другие ароматические амины используются для получения красителей, лекарственных и взрывчатых веществ.

Алифатические амины используются для получения лекарственных препаратов, пестицидов и пластмасс.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 9: АМИНЫ

9.1. Какие вещества называют аминами?

9.2. Напишите структурные формулы веществ и укажите, к каким классам (группам) органических соединений они относятся: CH_5N , $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ (2 изомера), $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ (4 изомера), $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$ и $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$ (5 изомеров).

9.3. Укажите, какие из следующих аминов являются а) первичными; б) вторичными; в) третичными: 1) $(\text{CH}_3)_3\text{CNH}_2$; 2) $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NCH}_3$; 3) $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$; 4) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{NH}_2$. Назовите эти амины.

9.4. Напишите уравнения реакций:

- 1) метиламина с хлороводородом;
- 2) метиламина с водой;
- 3) метиламина с уксусной кислотой (без нагревания и при нагревании);
- 4) метиламина с азотистой кислотой;
- 5) горения метиламина;
- 6) хлорида метиламмония со щёлочью;
- 7) гидроксида метиламмония с азотной кислотой.

9.5. Напишите уравнения реакций:

- 1) диметиламина с разбавленной серной кислотой;
- 2) диметиламина и триметиламина с водой;
- 3) горения диметиламина и метилэтиламина;
- 4) сульфата диметиламмония со щёлочью;
- 5) гидроксида триэтиламмония с азотной кислотой;
- 6) метиламина с уксусным альдегидом.

9.6. Напишите уравнения реакций:

- 1) анилина с соляной кислотой;
- 2) анилина с бромной водой;
- 3) хлорида фениламмония со щёлочью (гидроксидом калия);
- 4) горения анилина;
- 5) анилина с разбавленной серной кислотой;
- 6) анилина с водой.

- 9.7. Почему амины называют органическими основаниями? Какое вещество обладает более сильными основными свойствами: анилин или аммиак; метиламин или аммиак; анилин или метиламин; диметиламин или триметиламин?
- 9.8. Напишите уравнения реакций, характеризующих способы получения аминов:
- 1) восстановления нитробензола водородом;
 - 2) нитробензола со смесью железа и соляной кислоты;
 - 3) хлорметана с аммиаком;
 - 4) хлорметана с метиламином;
 - 5) метанола с аммиаком (при высокой температуре и давлении).
- 9.9. С какими из указанных соединений вступает в реакцию этиламин: H_2O , $NaOH$, $NaCl$, HNO_3 ? Напишите уравнения возможных реакций.
- 9.10. Расположите в порядке возрастания основности следующие вещества: метиламин, аммиак, анилин, диметиламин, дифениламин, триметиламин.
- 9.11. Напишите уравнения реакций анилина со следующими веществами: 1) соляной кислотой; 2) уксусной кислотой (при нагревании).
- 9.12. Какие амины образуются при восстановлении: 1) 2-нитробутана; 2) 4-нитротолуола; 3) 2-метил-2-нитропропана?

10 | Аминокислоты и белки

Аминокислотами называются органические вещества, в молекулах которых имеются карбоксильные группы $-COOH$ и аминогруппы $-NH_2$.

1. Номенклатура и изомерия

Используется несколько способов названия аминокислот:

а) по систематической номенклатуре — перед названием кислоты добавляют приставку **амино-** и указывают цифрой местонахождение аминогруппы;

б) похожие на систематические названия, но положение аминогруппы указывают греческими буквами «α», «β» ... «ω». Буквой «α» обозначается атом C² (т. е. соседний с группой —COOH);

в) исторические (биохимические) названия для аминокислот, входящих в состав белков, — глицин, аланин, серин, лизин и т. п.

$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	аминоэтановая кислота, аминопропионовая кислота, глицин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2-аминопропановая кислота, α-аминопропионовая кислота, α-аланин
$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	3-аминопропановая кислота, β-аминопропионовая кислота, β-аланин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2-амино-3-фенилпропановая кислота, фенилаланин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{OH}}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2-амино-3-гидроксипропановая кислота, серин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{SH}}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2-амино-3-гидросульфидпропановая кислота, цистеин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}(\text{CH}_3)_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2-амино-3-метилбутановая кислота, валин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{(\text{CH}_2)_4\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2,6-диаминогексановая кислота, лизин
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{COOH}}{\text{CH}}-\text{COOH}$	2-аминобутандиовая кислота, аспарагиновая кислота
$\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$	ω-аминокапроновая кислота

Изомерия:

- а) углеродной цепи;
- б) положения группы $-\text{NH}_2$;
- в) оптическая;
- г) межклассовая (с нитросоединениями).

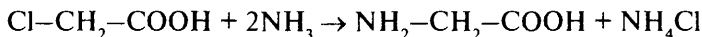
2. Физические свойства

α -Аминокислоты — бесцветные кристаллические вещества, большинство хорошо растворимо в воде, многие из них обладают сладким вкусом.

3. Способы получения

1) Аминокислоты, входящие в состав белков, получают гидролизом белков.

2) Аммонолиз (нагревание с аммиаком) галогенпроизводных карбоновых кислот:



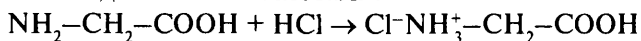
Аминокислоты, которые могут образовываться в организме, называются заменимыми, например глицин, аланин, глутаминовая кислота, серин и др. Незаменимые аминокислоты (валин, лизин, фенилаланин и др.) в организме не образуются и должны поступать с пищей.

4. Химические свойства

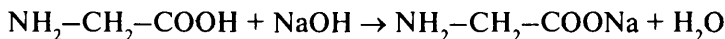
В химических реакциях аминокислоты способны проявлять как свойства карбоновых кислот, реагируя по карбоксильной группе (например, реагируют с основаниями, основными оксидами, металлами, образуют сложные эфиры и др.), так и свойства органических оснований, реагируя по аминогруппе (образуют соли при взаимодействии с кислотами), т. е. они являются **амфотерными веществами**. В отличие от неорганических амфотерных оснований, у аминокислот основная и кислотная функции разделены по различным реагирующим центрам (функциональным группам). Результатом такого разделения основной и кислотной функций является возможность внутримолекулярного кислотно-основного взаимодействия, приводящая к образованию **биполярных ионов** (или **внутренних солей**).

Аминокислоты при взаимодействии друг с другом могут образовывать пептиды.

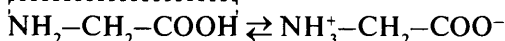
1) Взаимодействие с кислотами:



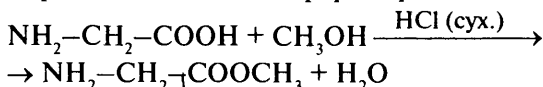
2) Взаимодействие с основаниями:



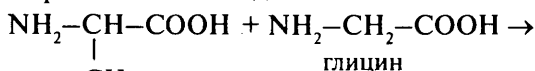
3) Образование внутренних солей (биполярных ионов):



4) Образование сложных эфиров при взаимодействии со спиртами:

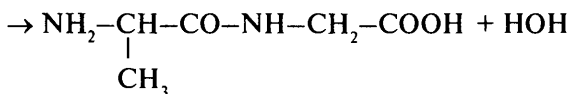


5) Образование пептидов:



аланин

глицин



аланилглицин

5. Применение

Аминокислоты входят в состав белков и являются необходимым элементом питания; используются для получения лекарственных препаратов.

ω -Аминокапроновая кислота используется для получения волокон капрон.

Белки

Белками называются природные высокомолекулярные азотсодержащие органические вещества, главная цепь которых построена из остатков α -аминокислот.

Белки — природные полипептиды.

Первичная структура белка — последовательность остатков α -аминокислот в полипептидной цепи. Первичная структура белков формируется пептидными, т. е. ковалентными, связями. Первичная структура разрушается при гидролизе белков.

Вторичная структура белка — форма, которую принимает полипептидная цепь (спираль). Вторичная структура формируется (стабилизируется) преимущественно за счёт водородных связей между группами $-\text{NH}$ и $-\text{CO}$, расположенными в соседних витках спирали.

Третичная структура — пространственная конфигурация белка, наиболее часто встречаются глобулы и фибриллы. Стабилизируется за счёт водородных связей, солевых мостиков, дисульфидных мостиков и неполярных взаимодействий.

Четвертичная структура — взаимное расположение нескольких белков в пространстве с целью выполнения биологических функций (например, гемоглобин).

При денатурации разрушаются четвертичная, третичная и вторичная структуры белка.

Протеины, или простые белки. Макромолекулы состоят только из остатков α -аминокислот.

Протеиды, или сложные белки. Макромолекулы содержат кроме остатков α -аминокислот и другие группировки атомов (катионы металлов, остатки полисахаридов, остатки фосфорной кислоты и др.).

Химические свойства белков

1) Гидролиз белка осуществляется в несколько стадий. Полипептидная цепь разрывается на более короткие цепочки (полипептиды и олигопептиды), из которых образуются дипептиды и, в последнюю очередь, α -аминокислоты.

2) Денатурация белков может происходить под действием химических агентов — кислоты, щёлочи, соли, спирты и др., или физических факторов — высокие температуры, облучение, сильные электромагнитные поля.

В некоторых случаях денатурация может быть обратимой, например под действием разбавленного спирта или солей натрия и калия, однако в большинстве случаев она необратима.

3) При взаимодействии белка с гидроксидом меди(II) в присутствии щелочей появляется фиолетовое окрашивание (биуретовая реакция). Эта реакция доказывает присутствие в молекулах белков пептидных связей.

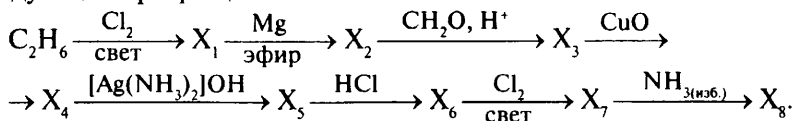
4) При действии азотной кислоты на белки, содержащие ароматические остатки, появляется жёлтое окрашивание — ксантопротеиновая реакция.

5) При нагревании белка с ацетатом свинца в щелочной среде появляется чёрный осадок сульфида свинца (цистеиновая реакция), который доказывает присутствие в белках серосодержащих аминокислот.

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 10: АМИНОКИСЛОТЫ И БЕЛКИ

- 10.1.** Какие вещества называют аминокислотами?
- 10.2.** Что такое заменимые и незаменимые аминокислоты? Приведите примеры.
- 10.3.** Напишите структурные формулы аминокислот: α-аминоуксусной, γ-аминомасляной, 2-амино-3-метилбутановой (валин), 2-аминопропионовой, *орто*-аминобензойной, ω-аминокапроновой кислот.
- 10.4.** При взаимодействии с веществами каких классов проявляются амфотерные свойства аминокислот?
- 10.5.** Напишите уравнения реакций:
- 1) глицина с соляной кислотой;
 - 2) глицина с гидроксидом калия;
 - 3) образования внутренней соли глицина;
 - 4) глицина с метиловым спиртом;
 - 5) глицина с аланином.
- 10.6.** Напишите уравнения реакций взаимодействия аланина с
- 1) гидроксидом натрия;
 - 2) гидроксидом аммония;
 - 3) хлороводородной кислотой;
 - 4) этиловым спиртом и
 - 5) образования внутренней соли.
- 10.7.** Как будут действовать на индикатор (лакмус) растворы аланина, лизина, аспарагиновой кислоты?
- 10.8.** Какой вид связи называется пептидной (амидной) связью? Какие вещества относятся к дипептидам, трипептидам, полипептидам? Приведите примеры. Дайте названия веществ. Назовите следующие дипептиды:
- 1) $\text{H}_2\text{NCH}(\text{CH}_3)\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$
 - 2) $\text{H}_2\text{NCH}(\text{CH}_3)\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_2\text{COOH}$
 - 3) $\text{H}_2\text{NCH}(\text{CH}_3)\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}(\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5)\text{COOH}$

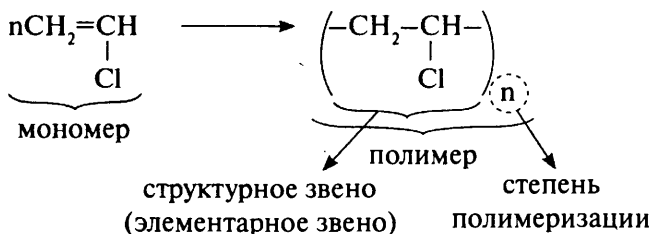
10.9. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



ПОЛИМЕРЫ

1. Общие понятия химии полимеров.

Полимеры, или высокомолекулярные соединения, — это вещества, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся группировок атомов. Молекулярная масса полимеров изменяется от нескольких тысяч до многих миллионов.



Мономер — соединение, из которого получают полимер.

Структурное звено (элементарное звено) — повторяющаяся группировка атомов в молекуле полимера. Структурные звенья соединены друг с другом ковалентными связями.

Степень полимеризации «n» — число структурных звеньев в молекуле полимера. Полимеры с высокой степенью полимеризации называют *высокополимерами*, с небольшой — *олигомерами*.

2. Классификация полимеров.

Классификацию полимеров можно производить по различным признакам: по их происхождению, по химическому составу основной (макромолекулярной) цепи, по отношению к нагреванию, по пространственному строению и другим признакам.

По происхождению полимеры подразделяют на органические, неорганические и элементоорганические.

Органические:

- природные полимеры образуются в растениях или животных, например: шерсть, белки, крахмал, хлопок, лён, каучук и др.;
- синтетические полимеры получают из нефтяного сырья, например: полиэтилен, полиэтилентерефталат, капрон, поливинилхлорид, нейлон и др.;
- искусственные полимеры получают путём химической обработки природных полимеров, например ацетатное и вискозное волокна.

Неорганические полимеры — это полисиликаты, полифосфаты, пластическая сера и некоторые другие вещества.

Элементоорганические полимеры. Кроме атомов углерода, азота, кислорода в полимерную цепь входят атомы других элементов, например атомы кремния (кремнийорганические полимеры, или силиконы).

По химическому составу основной цепи полимеры классифицируют на карбоцепные и гетероцепные. Главная цепь **карбоцепных полимеров** состоит только из атомов углерода. Например, полиэтилен, полистирол, каучук, гуттаперча и др. В главной цепи **гетероцепных полимеров** находятся не только атомы углерода, но и гетероатомы — азот, кислород, сера, кремний и др. К гетероцепным полимерам относятся белки, крахмал, целлюлоза, дезоксирибонуклеиновые кислоты, капрон, нейлон, полиэтилентерефталат и ряд других веществ.

Отношение к нагреванию. Полимеры по разному ведут себя при нагревании. Термопластичные полимеры при нагревании плавятся, а при охлаждении отвердевают и сохраняют форму. К ним относятся полиэтилен, полипропилен, полистирол, капрон, нейлон, полиэтилентерефталат, поливинилхлорид и т. д. К термопластам относят полимеры с линейной и разветвлённой структурой.

Термореактивные полимеры при нагревании необратимо изменяются. Например, белок, крахмал, целлюлоза, фенолформальдегидная смола, аминопласты и ряд других веществ.

В молекулах реактопластов имеется большое число активных функциональных групп, которые при нагревании вступают в химические взаимодействия — происходит необратимое «сшивание» макромолекул.

Пространственное строение молекул. Полимеры делятся на стереорегулярные и нестереорегулярные.

У **стереорегулярных полимеров**, например в макромолекулах природного каучука, белка, ДНК, структурные звенья упорядоченно расположены в пространстве. Природный каучук имеет *цис*-строение. При полимеризации бутадиена-1,3 можно, если использовать специальные стереоспецифические катализаторы, получить стереорегулярный дивиниловый каучук. Если полимеризацию проводить в присутствии металлического натрия, то образуется бутадиеновый каучук, не имеющий стереорегулярного строения. Полиэтилен, капрон, нейлон, полиэфиры и многие другие полимеры имеют **нестереорегулярное** строение.

Полимеры *по числу участвующих в образовании веществ* подразделяют на гомополимеры и сополимеры. **Гомополимеры** образуются из одного мономера. Например, природный каучук состоит из остатков изопрена, крахмал состоит из остатков α -глюкозы. В образовании **сополимеров** участвуют несколько мономеров. Например, бутадиенстирольный каучук получают при сополимеризации бутадиена-1,3 и стирола, белки состоят из остатков различных α -аминокислот.

По физическому состоянию. Полимеры могут находиться в стеклообразном (твёрдом), эластичном или вязкотекучем состоянии.

Если полимеры при комнатной температуре находятся в стеклообразном состоянии, то они называются пластмассами или пластиками.

Пластмассы — это твёрдые при обычных условиях полимерные материалы и композиции на их основе.

Если при формировании пластмасс происходит необратимое образование трёхмерной структуры (сетчатой структуры), то такие пластмассы относят к реактопластам. Например, фенолформальдегидные смолы, эпоксидные смолы.

Если при формировании вещество переходит в вязкотекучее состояние, а при охлаждении — в стеклообразное состояние и сохраняет линейную структуру (полистирол, полипропилен, лавсан, полиамид), то такая пластмасса называется термопластом.

В состав пластмасс входят:

- 1) смола (связующий материал);
- 2) наполнитель (снижает стоимость изделия и определяет возможные области его применения). В качестве наполнителей

используют стекловолокно, бумагу, асбест, ткань, графит и некоторые другие вещества;

- 3) пластификатор предназначен для повышения эластичности и уменьшения жёсткости изделия. Наиболее часто используют эфиры фталевой и фосфорной кислот;
- 4) краситель;
- 5) стабилизаторы, увеличивающие срок службы изделия.

Армированные высокопрочными волокнами (металлическими, стеклянными, карбидными) пластмассы называют композитами.

Каучуки — вещества, способные к обратимой деформации, т. е. способны под воздействием нагрузки изменять форму, а после устранения нагрузки — возвращаться в прежнее состояние. При обычных условиях каучуки находятся в эластичном состоянии. Для каучуков характерны водо- и газонепроницаемость. Некоторые из выпускаемых в промышленности каучуков, например стереорегулярные дивиниловый и изопреновый каучуки, по износостойкости и эластичности превосходят природный каучук. Хлоропреновый каучук устойчив к воздействию масел, бензина.

Волокна — это тонкие нити природного или химического происхождения. Волокна могут быть как неорганические (асбест, стекловолокно, базальтовое и др.), так и органические.

Природные органические волокна могут быть растительного (хлопковое, льняное, пеньковое, джутовое и др.) и животного (шерстяное, шёлковое) происхождения.

Химические волокна подразделяют на искусственные и синтетические. Органические синтетические волокна получают, как правило, путём переработки углеводов (например, капрон, нейлон, лавсан, полиакрилонитрил и др.). Искусственные волокна получают химической переработкой природных волокон, при этом главная полимерная цепь остаётся неизменной. Среди искусственных волокон практически используются эфиры целлюлозы (вискозное волокно, ацетатное волокно).

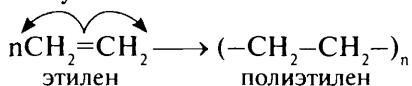
3. Методы получения полимеров.

3.1. Полимеризация.

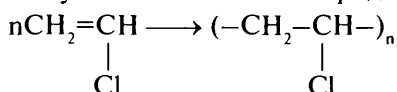
Полимеризация — образование полимера путём последовательного соединения молекул мономеров без образования побочных продуктов.

В реакцию полимеризации могут вступать вещества, в молекулах которых имеются кратные связи ($C=C$, $C\equiv C$, $C=O$, $C=N$) или циклические соединения, которые могут легко раскрывать цикл (этиленоксид).

- 1) Получение полиэтилена из этилена:

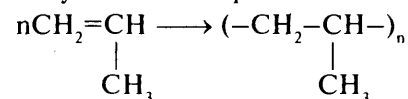


- 2) Получение поливинилхлорида из винилхлорида:



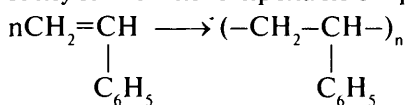
винилхлорид
поливинилхлорид

- 3) Получение полипропилена из пропилена:



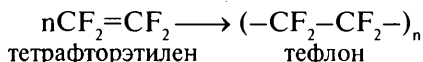
пропилен
полипропилен

- 4) Получение полистирола из стирола:

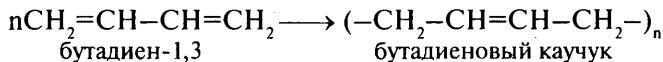


стирол
полистирол

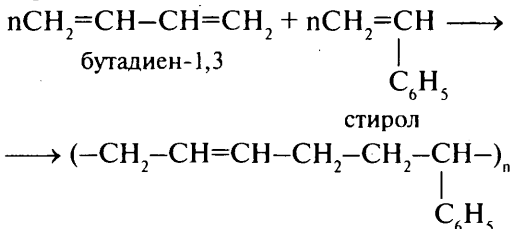
- 5) Получение политетрафторэтилена (тефлона) из тетрафторэтилена:



- 6) Получение бутадиенового каучука из бутадиена-1,3:



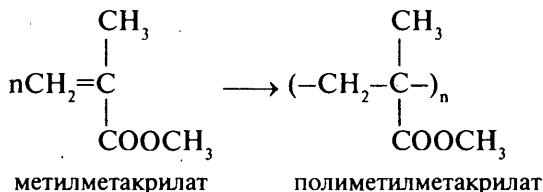
- 7) Получение бутадиенстирольного каучука из бутадиена-1,3 и стирола:



бутадиенстирольный каучук

Каучуки сохраняют в макромолекулах кратные связи.

8) Получение полиметилметакрилата (органическое стекло) из метилового эфира метакриловой кислоты:

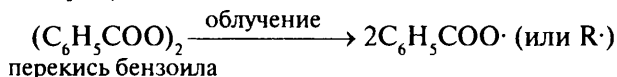


Механизм реакции полимеризации

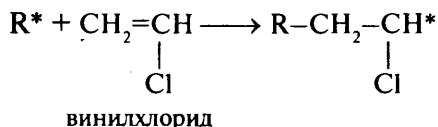
А) Радикальная полимеризация

Первая стадия — образование из молекулы мономера активной частицы.

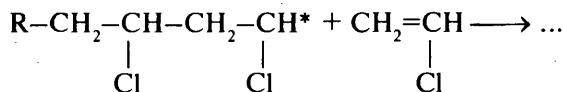
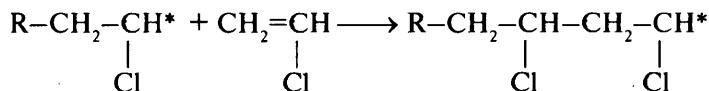
Если в результате активации молекулы мономера образуется частица, имеющая неспаренный электрон, т.е. свободный радикал, то реакция протекает по радикальному механизму. Инициирование может быть осуществлено действием света, нагреванием, добавлением **инициаторов** — веществ, легко образующих свободные радикалы (H_2O_2 , неорганические и органические пероксиды, свободный кислород):



— и образующийся радикал активирует молекулу мономера:



Вторая стадия — **рост цепи**, последовательное присоединение к радикалу молекул мономера:



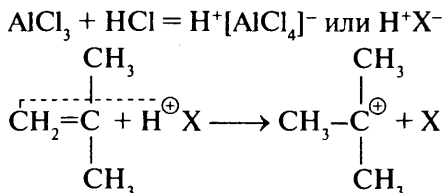
Третья стадия — **обрыв цепи** — уничтожение активного центра. Это происходит в результате «сшивания» двух растущих молекул, при взаимодействии растущей молекулы с радикалом инициатора или взаимодействием растущей молекулы со специально добавляемыми регуляторами роста.

Б) Ионная полимеризация

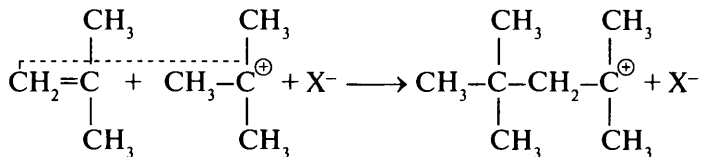
В качестве катализаторов ионной полимеризации могут использоваться вещества, которые образуют катионы, обладающие каталитическими свойствами. Катионная полимеризация протекает в присутствии веществ, проявляющих кислотные свойства (H_2SO_4 , H_3PO_4 , $SnCl_4$, $TiCl_3$, $AlCl_3$, металлоорганических соединений $Al(C_2H_5)_3$ и т. д.). Использование металлоорганических соединений позволяет получать стереорегулярные полимеры (катализаторы Циглера — Натта). Катализаторы анионной полимеризации — электронодонорные вещества (щелочные металлы, алкоголяты $RONa$ и др.).

В качестве примера рассмотрим полимеризацию изобутилена (метилпропен) в присутствии хлорида алюминия (катионная полимеризация).

Первая стадия — **образование активной частицы** (карбокатиона):



Вторая стадия — **рост цепи**, при этом активный центр находится около противоиона, что позволяет формировать стереорегулярные полимеры:



Третья стадия происходит после полного израсходования мономера или в результате обработки веществами, взаимодействующими с карбокатионом (OH^- , Cl^- и т. п.).

Способом полимеризации получают до $\frac{3}{4}$ объёма всех производимых полимеров. Такое преобладание связано, главным образом, с производством каучука, из которого производят резину.

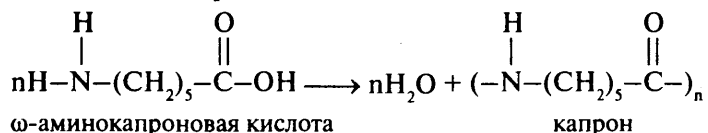
3.2. Поликонденсация.

Поликонденсация — реакция образования полимера из соединений, содержащих 2 или более функциональные группы, сопровождающаяся выделением низкомолекулярных продуктов (чаще всего — воды).

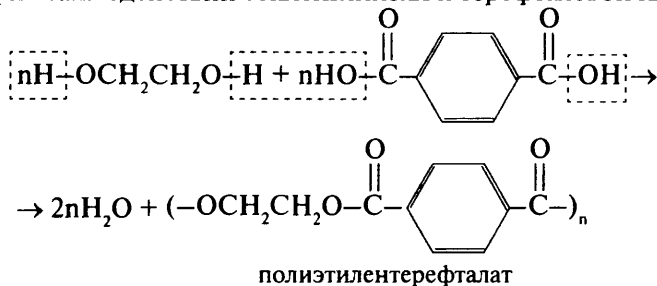
Получение нейлона (полиамид) осуществляют при поликонденсации адипиновой кислоты и гексаметилендиамина:



Получение капрона (полиамид) осуществляют при поликонденсации ω -аминокапроновой кислоты*:



Получение полиэтилентерефталата (полиэфир) осуществляют при взаимодействии этиленгликоля и терефталевой кислоты:



* Технологически оказалось удобнее получать капрон из капролактама — циклического амида ω -аминокапроновой кислоты.

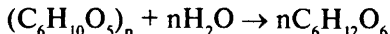
Фенолформальдегидная смола образуется при взаимодействии фенола и формальдегида (муравьиный альдегид) (см. с. 406).

Путём поликонденсации образуются белки, ДНК, РНК, полисахариды (крахмал, целлюлоза, гликоген).

4. Свойства полимеров.

1. Изменение главной цепи молекулы

а) Гидролиз полисахаридов:

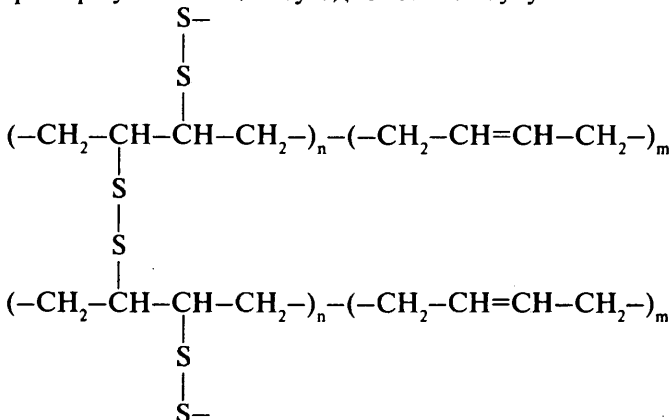


При гидролизе крахмала образуется преимущественно α -глюкоза, целлюлозы (клетчатки) — β -глюкоза.

б) Гидролиз полиамидов. При гидролизе белков макромолекула разрушается и последовательно образуются полипептиды, олигопептиды, дипептиды и α -аминокислоты.

в) Получение резины путём вулканизации каучука.

При нагревании каучука часть двойных связей, которые имеются в макромолекулах, разрываются и соседние цепи «сшиваются» дисульфидными мостиками, образуется пространственная структура, например вулканизация бутадиенового каучука:



2) Химические реакции функциональных групп, которые имеются в макромолекулах, образование сложных эфиров целлюлозы (см. с. 445) и вискозы.

3) Полимеры способны набухать или растворяться (редко) в органических растворителях.

Под действием облучения, кислорода воздуха, теплоты и других факторов внешней среды происходит разрушение макромолекул, или деструкция. Старение полимеров — ухудшение свойств во времени в результате деструкции. Для уменьшения старения вводят специальные стабилизаторы.

Полимеры горят с выделением большого количества высокотоксичных веществ.

Ответы

1. Строение органических веществ

- 1.1.
- 1) 2-метилгексен-2, алкен, $C_n H_{2n}$
 - 2) 2,3-диметилгексан, алкан, $C_n H_{2n+2}$
 - 3) 2,4-диметилгексен-2, алкен, $C_n H_{2n}$
 - 4) гексадиен-2,4, алкадиен, $C_n H_{2n-2}$
 - 5) винилацетилен, $C_n H_{2n-4}$
 - 6) 3-метилпентан, алкан, $C_n H_{2n+2}$
 - 7) 4-метилпентин-1, алкин, $C_n H_{2n-2}$
 - 8) 2,3,3-триметилгексан, алкан, $C_n H_{2n+2}$
 - 9) 2,2-диметилпентан, алкан, $C_n H_{2n+2}$
 - 10) 2-гексен, алкен, $C_n H_{2n}$
- 1.2.
- 1) $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_3$ — 2,4-диметилпентан, алкан, $C_n H_{2n+2}$
 - 2) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_3$ — 2-метилпентан, алкан, $C_n H_{2n+2}$
 - 3) $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{C} = \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - C - CH_3$ — 2,4,4-триметилпентен-2, алкен, $C_n H_{2n}$

- 4) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ — 4-метилпентин-2, алкин, $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- 5) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ — 3-бром-2-хлорпентан, галогеналкан, $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{ClBr}$
- 6) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — 3-метилгексан, алкан, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- 7) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — 2,3-диметилпентан, алкан, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- 8) $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2$ — 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен), алкадиен, $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- 9) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ — 2,2,4,5-тетраметилоктан, алкан, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- 10) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — 3-метил-3-этилпентан, алкан, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

- 1.3. 1) Алкан, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, этан, атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации, между атомами углерода одинарная σ -связь, формула C_2H_6 .
- 2) Алкен, C_nH_{2n} , пропен (пропилен); два атома углерода (C^1 и C^2) в состоянии sp^2 -гибридизации, C^3 атом углерода — в sp^3 -гибридизации. Связь между атомами углерода C^1 и C^2 двойная (одна σ -связь и одна π -связь), между атомами C^2 и C^3 одинарная σ -связь, формула C_3H_6 .
- 3) Алкин, $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, бутин-2 (диметилацетилен); два атома углерода (C^2 и C^3) в состоянии sp -гибридизации, атомы C^1 и C^4 — в sp^3 -гибридизации. Связь между атомами углерода C^2 и C^3 трой-

ная (одна σ -связь и две π -связи), между атомами C^1-C^2 и C^3-C^4 одинарные σ -связи, формула C_4H_6 .

- 4) Диен, C_nH_{2n-2} , 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен), атомы углерода в главной углеродной цепи в состоянии sp^2 -гибридизации, в группе $-CH_3$ — sp^3 -гибридизации. В молекуле образуется единая система π -связей (система сопряжённых связей), формула C_3H_8 . Связь между атомом углерода группы $-CH_3$ и C^2 -атомом — одинарная σ -связь.
- 5) Ароматический углеводород ряда бензола (арен), C_nH_{2n-6} , толуол (метилбензол, фенилметан); атомы углерода в ароматическом кольце в состоянии sp^2 -гибридизации, в группе $-CH_3$ — в sp^3 -гибридизации. В ароматическом кольце образуется единая замкнутая π -система (ароматическая система сопряжённых связей), между атомом углерода группы $-CH_3$ и ароматическим кольцом одинарная σ -связь, формула $C_6H_5CH_3$, C_7H_8 .
- 6) Циклоалкан, C_nH_{2n} , циклобутан; атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации, между атомами углерода одинарные σ -связи, формула C_4H_8 .
- 7) Непредельный углеводород, стирол (винилбензол, фенилэтен). Все атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации и образуется единая π -система.

- 1.4.** 1) 4,4-диметилпентин-1; формула C_7H_{12} ; $CH \equiv C-CH_2C(CH_3)_3$
 2) 3,4-диметилпентин-1; формула C_7H_{12} ;
 $(CH_3)_2CH-CH(CH_3)-C \equiv CH$
 3) 2,2,4-триметилгексин-3; формула C_9H_{16} ;
 $CH_3C(CH_3)_2C \equiv C-CH(CH_3)CH_3$
 4) 4-метилпентин-2; формула C_6H_{10} ; $(CH_3)_2CH-C \equiv C-CH_3$

Изомеры — 4,4-диметилпентин-1 и 3,4-диметилпентин-1 (формула C_7H_{12}).

- 1.5.** 1) Алкан, C_nH_{2n+2} , 2-метилбутан; суммарная формула C_5H_{12} .
 2) Алкан, C_nH_{2n+2} , 2,2-диметилпропан; суммарная формула C_5H_{12} .
 3) Алкан, C_nH_{2n+2} , 2,3-диметилбутан; суммарная формула C_6H_{14} .
 4) Простой эфир, $C_nH_{2n+2}O$, метилэтиловый эфир; суммарная формула C_3H_8O .
 5) Спирт предельный, одноатомный, первичный, $C_nH_{2n+1}OH$, или $C_nH_{2n+2}O$, пропанол-1, *n*-пропиловый спирт; суммарная формула C_3H_8O .
 6) Алкан, C_nH_{2n+2} , 2-метилпентан; суммарная формула C_6H_{14} .

- 7) Спирт предельный, одноатомный, вторичный, $C_nH_{2n+1}OH$, или $C_nH_{2n+2}O$, пропанол-2, изопропиловый спирт; суммарная формула C_3H_8O .
- 8) Спирт предельный, двухатомный, $C_nH_{2n}(OH)_2$ или $C_nH_{2n+2}O_2$, этандиол-1,2, этиленгликоль; суммарная формула $C_2H_6O_2$.
- 9) Алкан, C_nH_{2n+2} , бутан; суммарная формула C_4H_{10} .

Изомерами друг по отношению к другу являются 1) 2-метилбутан и 2,2-диметилпропан (формула C_5H_{12}); 2) пропанол-1, пропанол-2 и метилэтиловый эфир (формула C_3H_8O); 3) 2-метилпентан и 2,2-диметилбутан (формула C_6H_{14}).

Гомологами являются 2-метилбутан и 2-метилпентан.

- 1.6. 1) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ — *n*-пентан
- 2) $CH_3-CH-CH_2-CH_3$ — 2-метилбутан
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad CH_3$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad CH_3$
- 3) CH_3-C-CH_3 — 2,2-диметилпропан
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad CH_3$

1.7. В первичных спиртах группа $-OH$ присоединена к первичному атому углерода (имеет связь только с одним атомом углерода); во вторичных спиртах гидроксильная группа присоединена ко вторичному атому углерода (имеет связи с двумя атомами углерода); в третичных спиртах функциональная группа находится у третичного углеродного атома, который связан с тремя другими атомами углерода. При составлении формул многоатомных спиртов необходимо помнить: две группы $-OH$ у одного атома углерода находиться не могут.

- 1) Бутанол-2; вторичный одноатомный спирт.
- 2) 2-Хлорпропанол-1; одноатомный первичный спирт; группа $-OH$ находится у первичного атома углерода (атом C^1 имеет связь только с одним углеродным атомом).
- 3) 2,3-Пентандиол; двухатомный (многоатомный) спирт; обе группы $-OH$ находятся у вторичных углеродных атомов.
- 4) 2-Метилпентандиол-2,4; многоатомный (двухатомный) спирт; одна из групп $-OH$ находится у третичного атома углерода (C^2), вторая — у вторичного (C^4).

1.8. 1) *n*-Пропиловый спирт, класс спиртов, первичный предельный спирт, $C_nH_{2n+1}OH$ (или $C_nH_{2n+2}O$).

2) 2,3-Диметилбутаналь, класс альдегидов (оксосоединение), предельный альдегид, $C_nH_{2n+1}CHO$ (или $C_nH_{2n}O$).

3) Пентаналь (валериановый альдегид), класс альдегидов (оксосоединение), предельный альдегид, $C_nH_{2n+1}CHO$ (или $C_nH_{2n}O$).

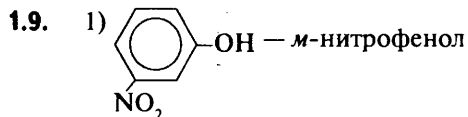
4) Пропановая кислота (пропионовая кислота), класс карбоновых кислот, предельная одноосновная карбоновая кислота, $C_nH_{2n+1}COOH$ (или $C_nH_{2n}O_2$).

5) 2-Метилпропанол-1, класс спиртов, первичный предельный спирт, $C_nH_{2n+1}OH$ (или $C_nH_{2n+2}O$).

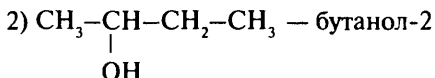
6) 4-Метилпентанон-2, класс кетонов (оксосоединение), кетон предельного ряда, $C_nH_{2n}O$.

7) Метилпропеновая кислота (метакриловая кислота), класс карбоновых кислот, непредельная одноосновная карбоновая кислота, $C_nH_{2n-2}O_2$.

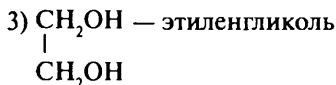
8) Бутанон (метилэтилкетон), класс кетонов (оксосоединение), кетон предельного ряда, $C_nH_{2n}O$.



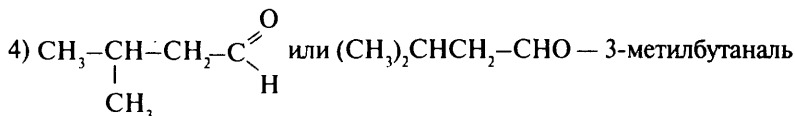
одноатомный фенол (нитрофенол), общая формула $C_nH_{2n-8}(OH)NO_2$ (или $C_nH_{2n-7}NO_3$); функциональная группа $-OH$ непосредственно связана с ароматическим ядром, атомы углерода в ароматическом кольце в состоянии sp^2 -гибридизации.



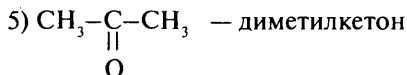
спирт предельный одноатомный вторичный; общая формула $C_nH_{2n+1}OH$ (или $C_nH_{2n+2}O$); функциональная группа $-OH$ (гидроксильная группа); все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.



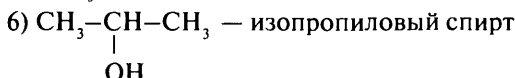
спирт предельный двухатомный (этандиол-1,2); общая формула $C_nH_{2n}(OH)_2$ (или $C_nH_{2n+2}O_2$); функциональная группа $-OH$ (гидроксильная группа); все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.



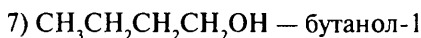
альдегид предельный; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$; функциональная группа $-\text{CHO}$ (альдегидная группа); атом углерода в альдегидной группе $-\text{CHO}$ в состоянии sp^2 -гибридизации; гибридизация остальных атомов углерода — sp^3 .



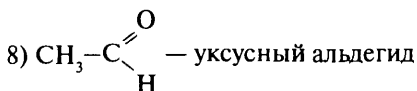
кетон предельный, пропанон (ацетон, диметилкетон); общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COC}_m\text{H}_{2m+1}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$; функциональная группа $-\text{CO}-$ (оксогруппа); атом углерода в оксогруппе $-\text{CO}-$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 — sp^3 -гибридизации.



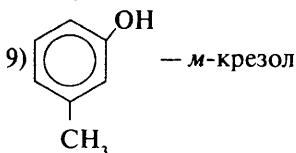
спирт предельный одноатомный вторичный, пропанол-2; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$); функциональная группа $-\text{OH}$ (гидроксильная группа); все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.



спирт предельный одноатомный первичный, *n*-бутиловый спирт; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$); функциональная группа $-\text{OH}$ (гидроксильная группа); все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.

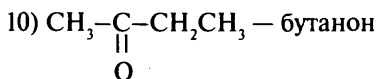


альдегид предельный, этаналь (ацетальдегид); общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$); функциональная группа $-\text{CHO}$ (альдегидная группа); атом углерода в альдегидной группе $-\text{CHO}$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группе CH_3 — sp^3 -гибридизации.



класс одноатомных фенолов, (3-метилфенол, 3-гидрокситолуол); общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-7}\text{OH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}\text{O}$); функциональная группа $-\text{OH}$ непо-

средственно связана с ароматическим ядром, атомы углерода в ароматическом кольце в состоянии sp^2 -гибридизации, в группе CH_3 — sp^3 -гибридизации.



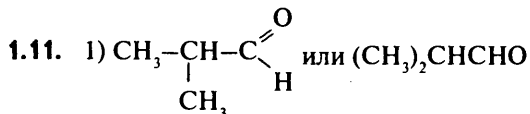
кетон предельный, (метилэтилкетон); общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COC}_m\text{H}_{2m+1}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$); функциональная группа $-\text{CO}-$ (оксогруппа); атом углерода в оксогруппе $-\text{CO}-$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах $-\text{CH}_3$ — sp^3 -гибридизации.

1.10. 1) Простой эфир, образованный остатками предельных одноатомных спиртов; метилэтиловый эфир; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OC}_m\text{H}_{2m+1}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$; функциональная группа $-\text{O}-$; все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.

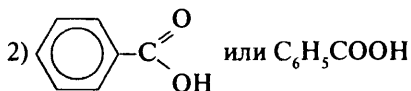
2) Ароматический спирт (одноатомный первичный спирт), бензиловый спирт; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-7}\text{CH}_2\text{OH}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}\text{O}$, функциональная группа $-\text{OH}$ (гидроксильная группа); атомы углерода в ароматическом кольце в состоянии sp^2 -гибридизации, в группе CH_2OH — sp^3 -гибридизации.

3) Альдегид предельный, этаналь (ацетальдегид, уксусный альдегид); общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$; функциональная группа $-\text{CHO}$ (альдегидная группа); атом углерода в альдегидной группе $-\text{CHO}$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группе CH_3 — sp^3 -гибридизации.

4) Кетон предельный, пропанон (ацетон, диметилкетон); общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COC}_m\text{H}_{2m+1}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$; функциональная группа $-\text{CO}-$ (оксогруппа); атом углерода в карбонильной группе $-\text{CO}-$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 — sp^3 -гибридизации.

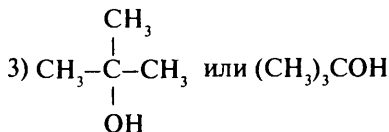


общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$); функциональная группа $-\text{CHO}$ (альдегидная группа); атом углерода в альдегидной группе $-\text{CHO}$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 и CH — sp^3 -гибридизации.

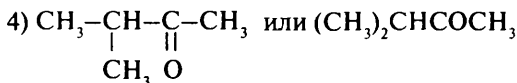


ароматическая карбоновая одноосновная кислота; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-7}\text{COOH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n-8}\text{O}_2$), функциональная группа $-\text{COOH}$ (карб-

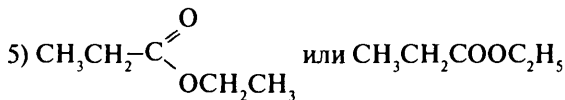
окисильная группа); атомы углерода в ароматическом кольце и функциональной группе в состоянии sp^2 -гибридизации.



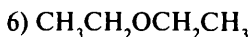
спирт предельный одноатомный третичный; *трет*-бутиловый спирт; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$); функциональная группа $-\text{OH}$ (гидроксильная группа); все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.



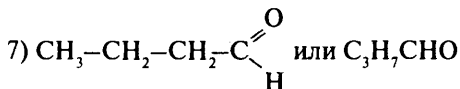
кетон предельный; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COC}_m\text{H}_{2m+1}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$); функциональная группа $-\text{CO}-$ (оксогруппа); атом углерода в оксогруппе $-\text{CO}-$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 и $\text{CH}-$ sp^3 -гибридизации.



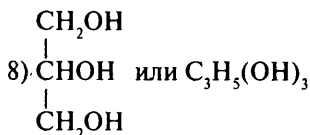
сложный эфир, образован предельной одноосновной карбоновой кислотой и предельным одноатомным спиртом; пропионовоэтиловый эфир; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOR}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOC}_m\text{H}_{2m+1}$, или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$); функциональная группа $-\text{COOR}$; атом углерода в группе $-\text{COOR}$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 и CH_2- sp^3 -гибридизации.



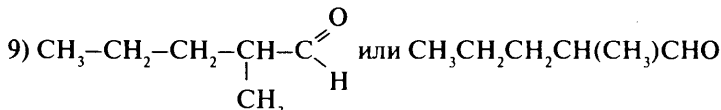
простой эфир, образованный остатками предельных одноатомных спиртов; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OC}_m\text{H}_{2m+1}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$); функциональная группа $-\text{O}-$, все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации.



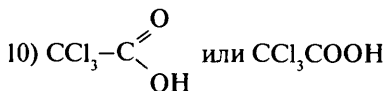
общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$); функциональная группа $-\text{CHO}$ (альдегидная группа); атом углерода в альдегидной группе $-\text{CHO}$ в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 и CH_2- sp^3 -гибридизации.



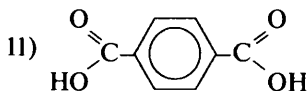
класс спиртов, трёхатомный предельный спирт; пропантриол-1,2,3; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}(\text{OH})_3$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_3$); все атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации; функциональные группы —ОН (гидроксигруппы).



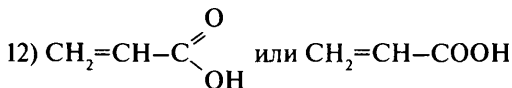
общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$); функциональная группа —СНО (альдегидная группа); атом углерода в альдегидной группе —СНО в состоянии sp^2 -гибридизации, в группах CH_3 , CH_2 и CH — sp^3 -гибридизации.



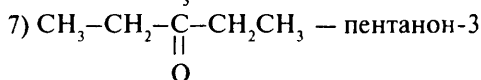
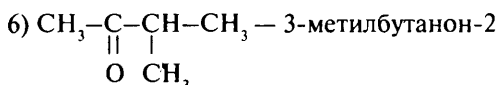
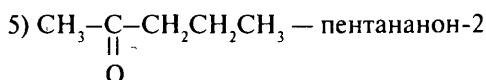
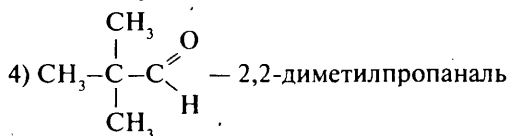
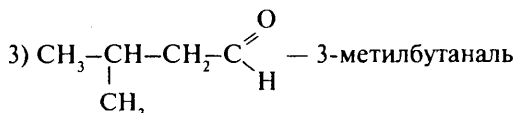
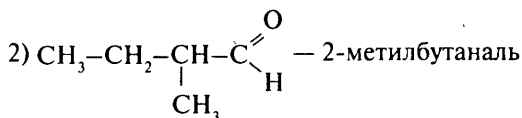
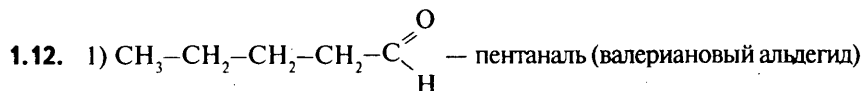
галогенпроизводное одноосновной предельной карбоновой кислоты, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{Cl}_3\text{COOH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n-3}\text{Cl}_3\text{O}_2$); функциональная группа —СООН (карбоксильная группа).



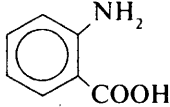
ароматическая карбоновая двухосновная кислота; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-8}(\text{COOH})_2$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n-10}\text{O}_2$), функциональные группы —СООН (карбоксильные группы); атомы углерода в ароматическом кольце и функциональных группах находятся в состоянии sp^2 -гибридизации.



непредельная карбоновая одноосновная кислота; общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{COOH}$ (или $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_2$), функциональная группа —СООН (карбоксильная группа); все атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации.

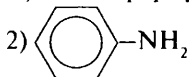


- 1.13. 1) метиламин, первичный предельный амин
 2) этиламин, первичный предельный амин
 3) диметиламин, вторичный предельный амин
 4) триметиламин, третичный предельный амин
 5) метилэтиламин, вторичный предельный амин
 6) пропиламин, первичный предельный амин
 7) изопропиламин, первичный предельный амин
 8) 2-метил-2-аминопропан (*трет*-бутиламин), первичный предельный амин
 9) анилин (фениламин, аминобензол), первичный ароматический амин
 10) 3-метил-3-аминопентан, первичный предельный амин
 11) *n*-толуидин (*n*-аминотолуол), первичный ароматический амин
 12) 1,3-диаминопропан, предельный диамин

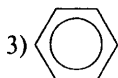
- 1.14. 1) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{COOH}$
 2) $\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{COOH}$
 3) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
 4) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$
 5) 
 6) $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{COOH}$
 7) $\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}(\text{CH}_3)_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$

- 1.15. 1) $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2$

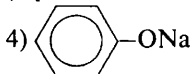
изопрен, 2-метилбутадиен-1,3, диеновый углеводород с сопряжёнными связями, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, 2-метилбутадиен-1,3.



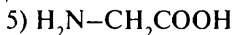
фениламин (анилин, аминобензол), ароматический первичный амин, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-7}\text{NH}_2$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n-5}\text{N}$.



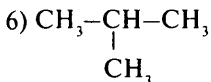
бензол, ароматический углеводород, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.



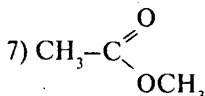
фенолят натрия, соль фенола (соль карболевой кислоты), общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-7}\text{ONa}$.



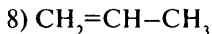
глицин, α -аминокислота, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{NH}_2)(\text{COOH})$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$.



метилпропан, алкан (предельный углеводород), общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.



метилацетат, сложный эфир, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, уксуснометиловый эфир (метилэтанойт).



пропен, алкен, непредельный углеводород с одной двойной $\text{C}=\text{C}$ связью, общая формула C_nH_{2n} , пропилен.



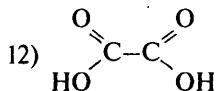
винилацетилен, непредельный углеводород с одной двойной и одной тройной углерод-углеродными связями, $\text{C}_n\text{H}_{2n-4}$.



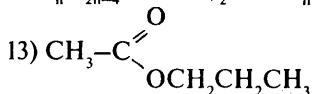
дивинил, диеновый углеводород с сопряжёнными связями, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, бутадиен-1,3.



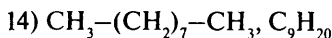
этилат натрия, соль этилового спирта и щелочного металла, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ONa}$.



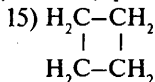
щавелевая кислота, двухосновная предельная карбоновая кислота, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-4}(\text{COOH})_2$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_4$.



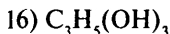
пропилацетат, сложный эфир, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, уксуснопропиловый эфир.



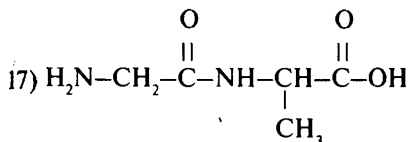
нонан, алкан (предельный углеводород), общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.



циклобутан, циклоалкан, общая формула C_nH_{2n} .



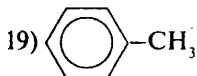
глицерин, многоатомный спирт (трёхатомный спирт), общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}(\text{OH})_3$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}_3$.



глицилаланин, дипептид.



сорбит, многоатомный (шестиатомный) спирт.



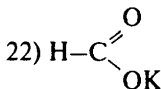
метилбензол, ароматический углеводород ряда бензола, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$, толуол (фенилметан).



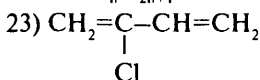
ацетилен, алкин, непредельный углеводород с одной тройной связью, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.



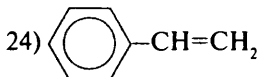
метилэтиламин, вторичный предельный амин, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NHC}_m\text{H}_{2m+1}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$.



формиат калия, соль предельной одноосновной карбоновой кислоты, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOK}$.

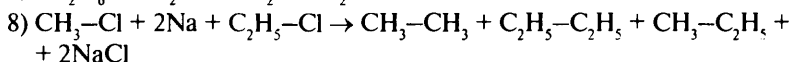
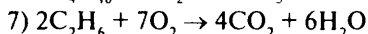
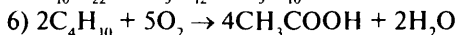
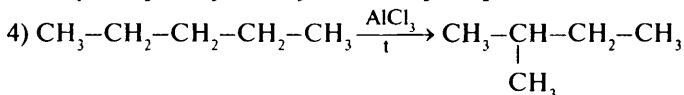
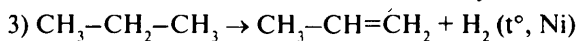
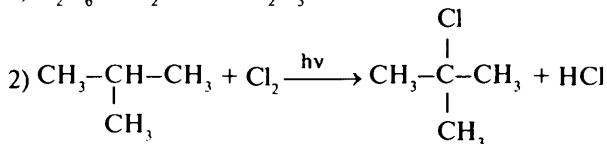
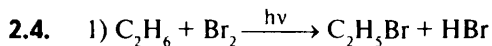


хлоропрен, хлорпроизводное диенового углеводорода с сопряжёнными связями, общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-3}\text{Cl}$, 2-хлорбутадиен-1,3.

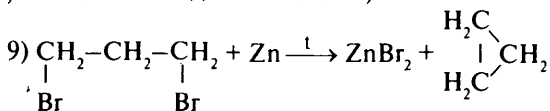


стирол, непредельный углеводород, производное бензола (не гомолог бензола), общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-8}$.

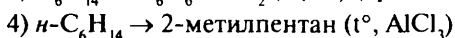
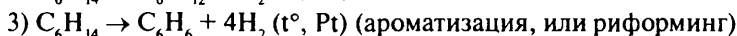
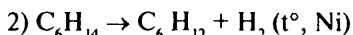
2. Углеводороды



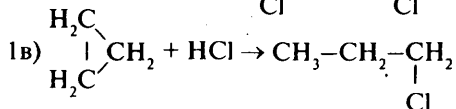
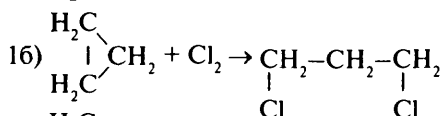
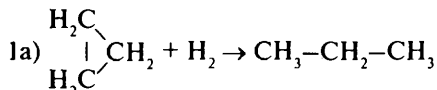
(образуется смесь трёх органических веществ общим количеством 1 моль, считая на исходные вещества)

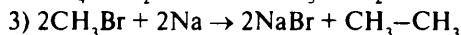
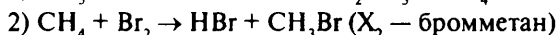
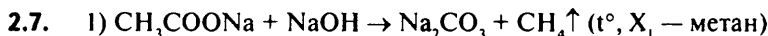
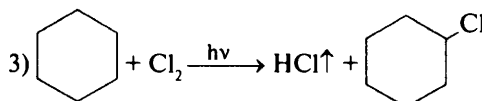
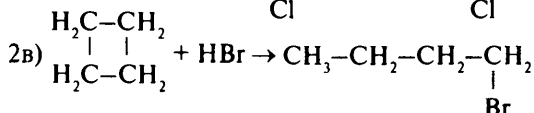
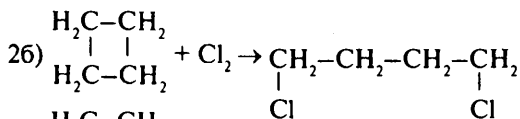
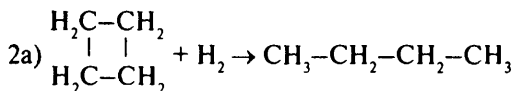


2.5. 1) $C_6H_{14} \rightarrow C_3H_6 + C_3H_8$ (t°) образуются предельные и непредельные углеводороды с меньшим числом атомов углерода в цепи

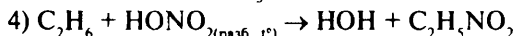


2.6.

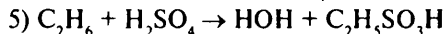




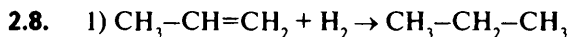
(реакция Вюрца, X_3 — этан)



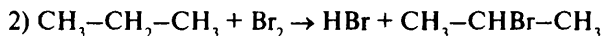
(реакция Коновалова, X_4 — нитроэтан)



(сульфирование этана, X_5 — этансульфоукислота)

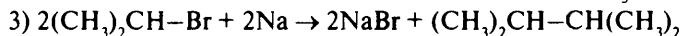


(гидрирование в присутствии никелевого катализатора)

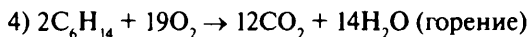


(бромирование при облучении)

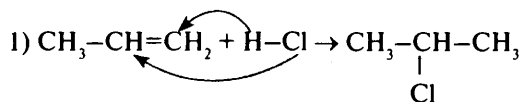
Хлорирование и бромирование наиболее легко происходят по третичному атому углерода (группа C—H), труднее — по вторичному (группа CH_2) и в последнюю очередь — по первичному (группа CH_3).

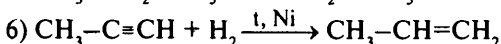
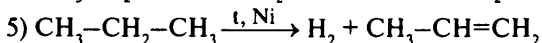
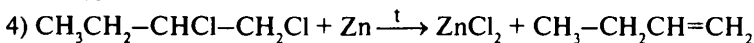
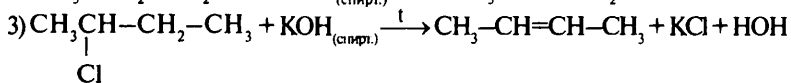
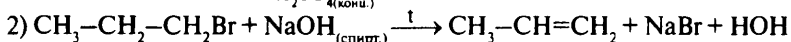
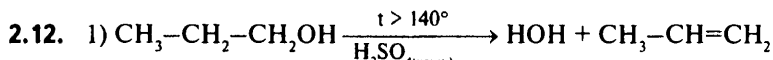
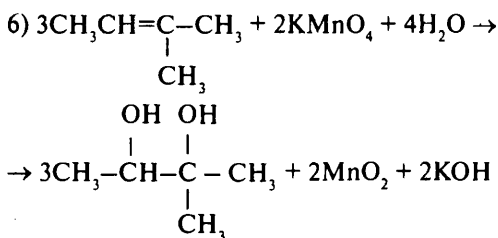
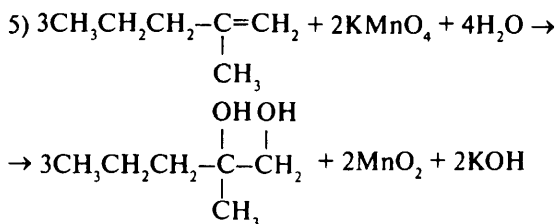
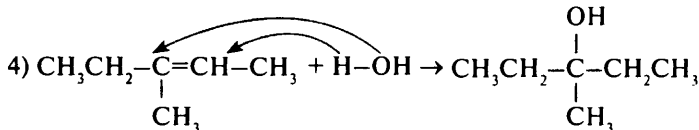
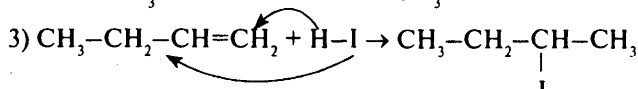
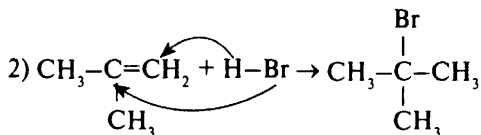


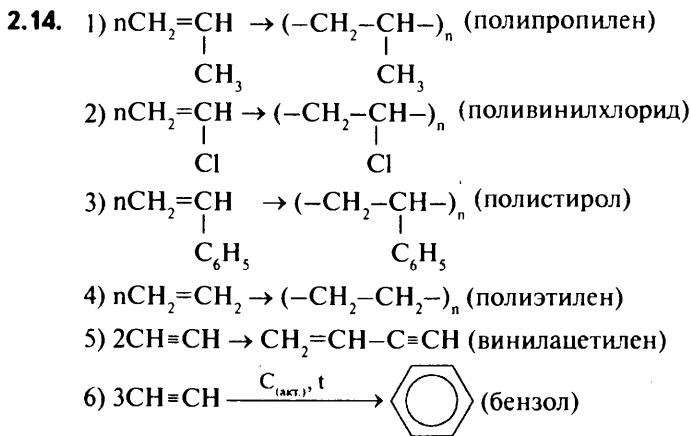
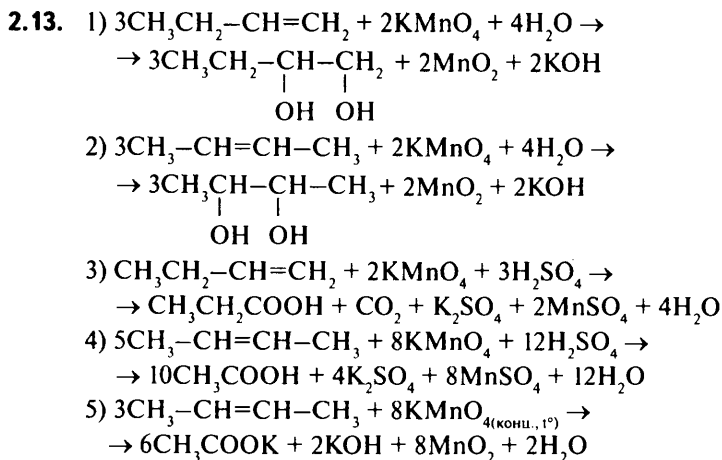
(реакция Вюрца)



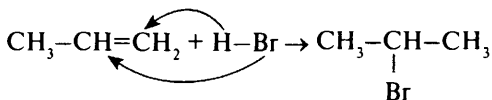
2.11.



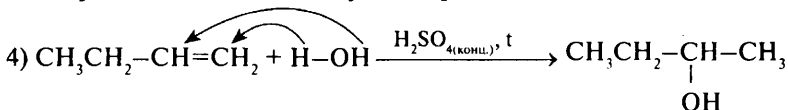
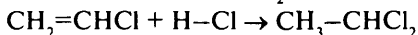
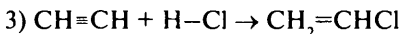
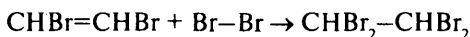
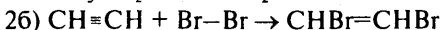
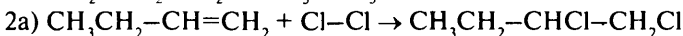
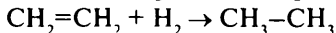
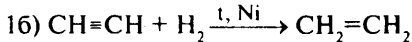
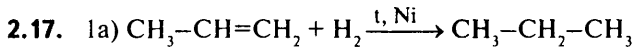
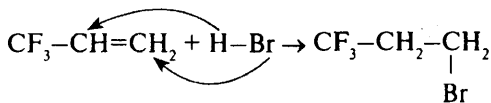




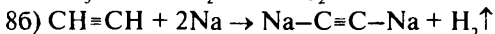
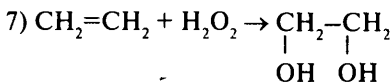
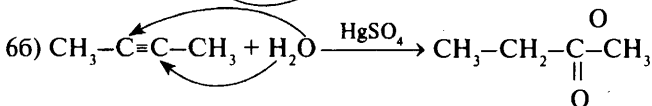
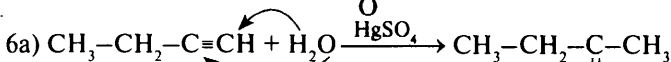
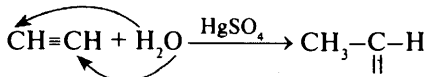
2.15. 1) Присоединение HBr к пропену происходит по правилу В. В. Марковникова:



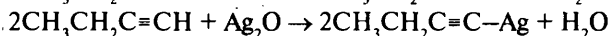
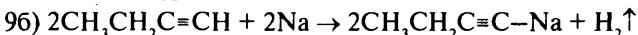
2) Присоединение HBr к 3,3,3-трифторпропену-1 происходит против правила В. В. Марковникова вследствие очень сильной электроотрицательности атомов фтора, изменяющих распределение электронной плотности в молекуле.

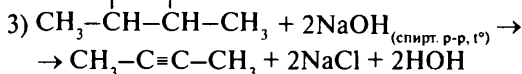
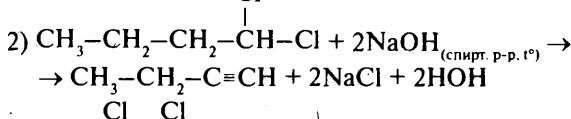
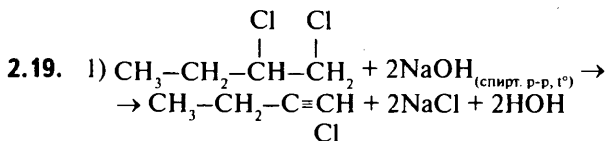
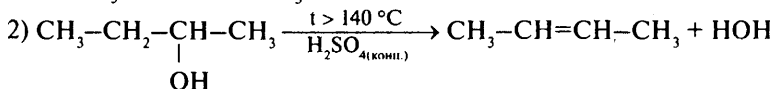
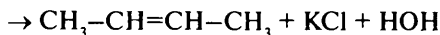
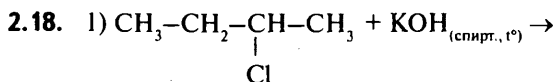
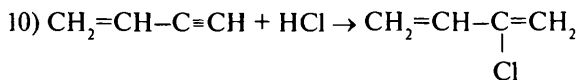


5) Реакция М. Г. Кучерова — гидратация ацетилена и его гомологов в присутствии катализатора (соли Hg^{2+} , редко — H_2SO_4). При гидратации ацетилена образуется уксусный альдегид (этаналь, ацетальдегид), при гидратации гомологов ацетилена — кетоны.



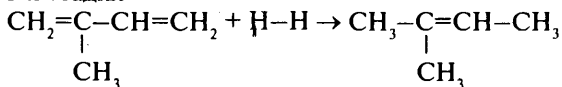
9a) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{Na}, \text{Ag}_2\text{O} \neq$ вещества не взаимодействуют, т. к. в молекуле нет фрагмента $\equiv\text{C}-\text{H}$



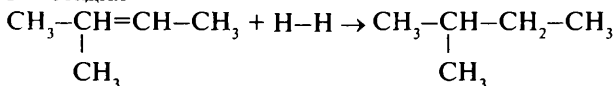


2.20. 1) Реакции присоединения к диеновым углеводородам с сопряжёнными связями протекают в две стадии. На первой стадии присоединение происходит преимущественно в 1,4-положения.

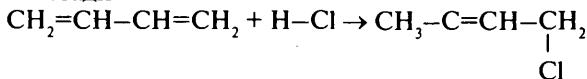
1) 1-я стадия



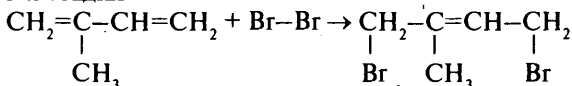
2-я стадия

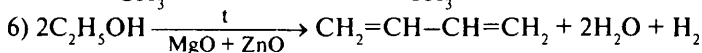
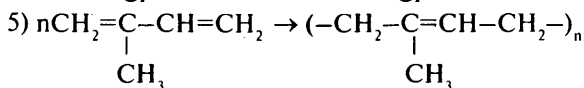
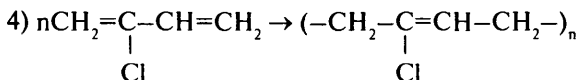


2) 1-я стадия



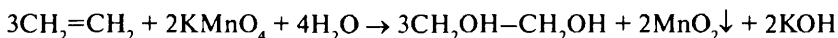
3) 1-я стадия





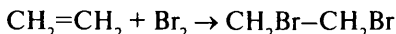
2.21. Для определения непредельных соединений используют:

1) обесцвечивание раствора перманганата калия, например для этилена:



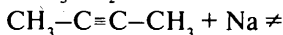
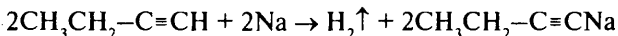
Однако сам факт исчезновения малиновой окраски, которую имеет раствор перманганата калия, не является однозначным доказательством присутствия соединений с кратной связью, потому что обесцвечивание могут вызывать также альдегиды и ароматические углеводороды, имеющие окисляющиеся группировки атомов (боковые цепи);

2) обесцвечивание растворов брома или йода (чаще всего — бромной или йодной воды), например для этилена:

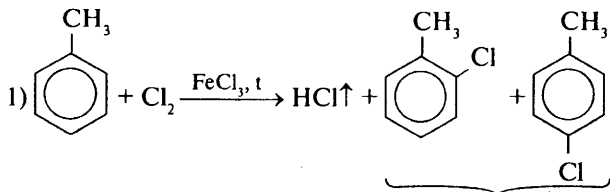


2.22.

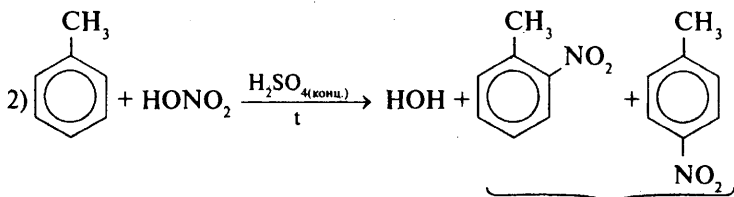
Бутин-1 от бутина-2 отличается по химическим свойствам: в молекуле бутина-1 имеется атом водорода, способный замещаться на атомы некоторых металлов (Na, Cu, Ag), а в молекуле бутина-2 — нет.



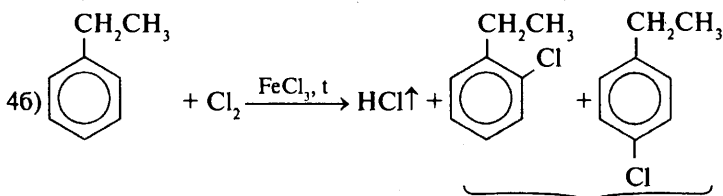
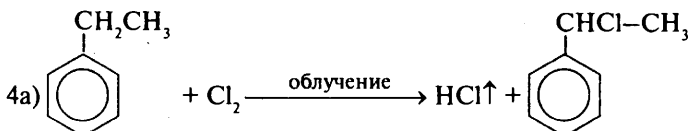
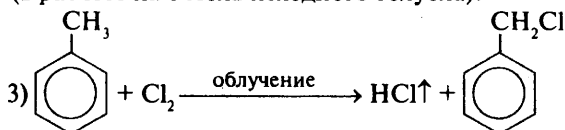
2.25.



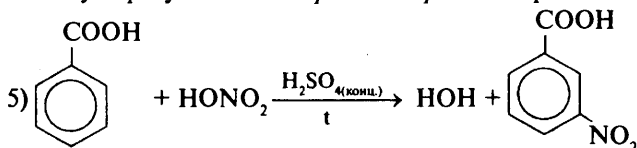
Группа CH_3 — электронодонор, ориентант 1-го рода, поэтому образуется смесь *орто*-хлортолуола и *пара*-хлортолуола общим количеством 1 моль (в расчёте на 1 моль исходного толуола).



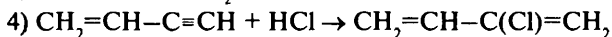
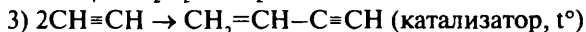
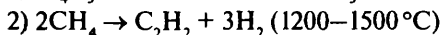
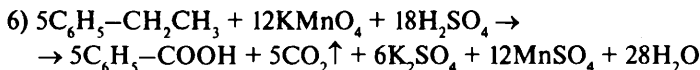
Группа CH_3 — электронодонор, ориентант 1-го рода, поэтому образуется смесь *o*-нитротолуола и *p*-нитротолуола общим количеством 1 моль (в расчёте на 1 моль исходного толуола).

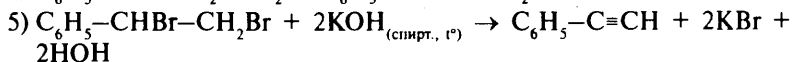
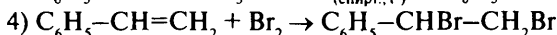
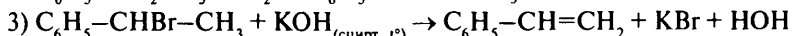
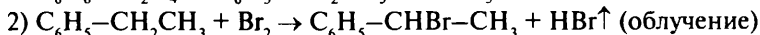
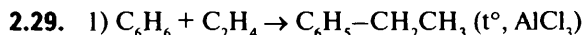
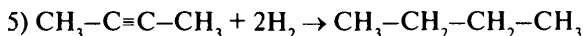
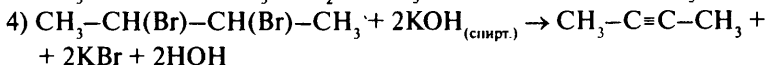
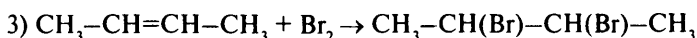
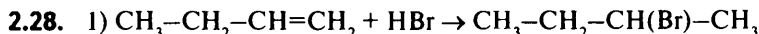
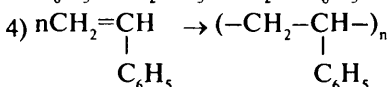
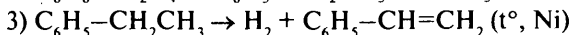
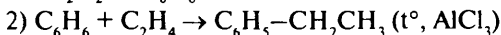
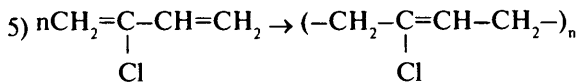


Группа C_2H_5 — электронодонорный заместитель, ориентант 1-го рода, поэтому образуется смесь *орто*- и *пара*-изомеров.

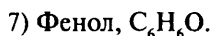
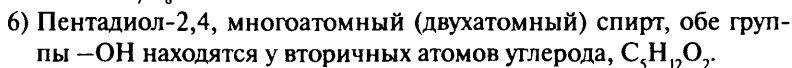
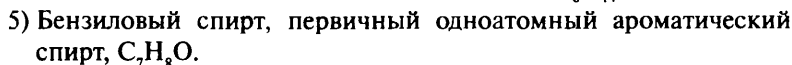
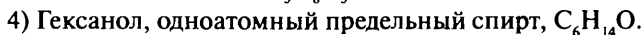
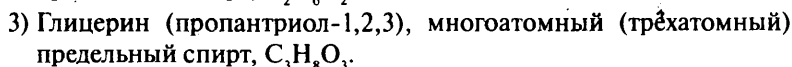
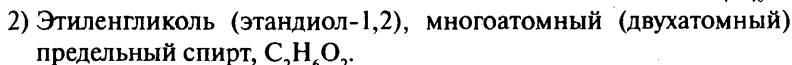
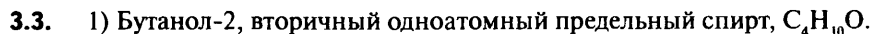


Группа COOH — акцептор электронов, ориентант 2-го рода, поэтому образуется только одно вещество — *мета*-нитробензойная кислота.





3. Спирты



- 8) 2-Метилпропанол-1, первичный одноатомный предельный спирт, $C_4H_{10}O$.
- 9) 2-Метилпропанол-2, третичный одноатомный предельный спирт, $C_4H_{10}O$.
- 10) Пентадиол-2,4, многоатомный (двухатомный) предельный спирт, обе группы $-OH$ находятся у вторичных атомов углерода, $C_5H_{12}O_2$.
- 11) 2-Фенилэтанол, первичный ароматический спирт, $C_8H_{10}O$.

Изомерами являются бутанол-1, 2-метилпропанол-1, 2-метилпропанол-2 ($C_4H_{10}O$).

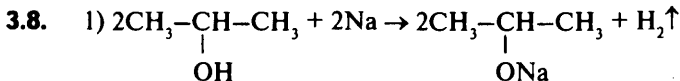
3.4. Изомеры одноатомных спиртов — простые эфиры.

Изомерные вещества, имеющие формулу C_3H_8O :

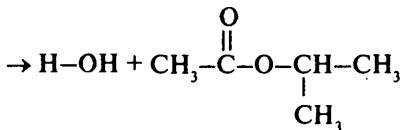
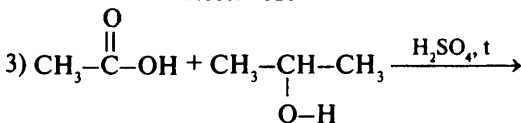
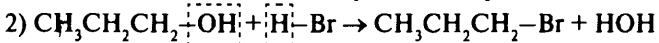
- 1) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ — пропанол-1;
- 2) $CH_3-CH(OH)-CH_3$ — пропанол-2;
- 3) $CH_3-O-CH_2-CH_3$ — метилэтиловый эфир.

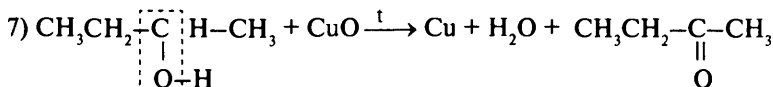
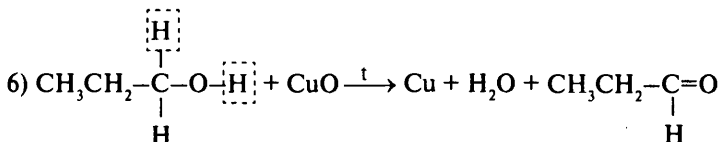
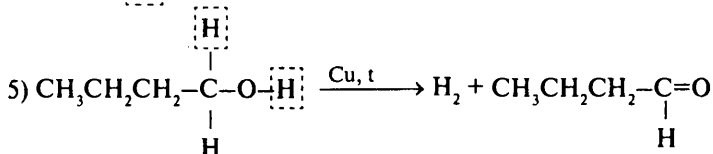
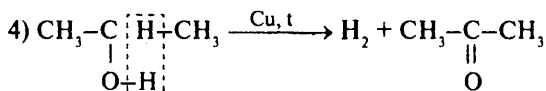
Изомерные вещества, имеющие формулу $C_4H_{10}O$:

- 1) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ — бутанол-1;
- 2) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$ — бутанол-2;
- 3) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-OH$ — 2-метилпропанол-1;
- 4) $CH_3-C(CH_3)(OH)-CH_3$ — 2-метилпропанол-2;
- 5) $CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$ — метилпропиловый эфир;
- 6) $CH_3-O-CH(CH_3)-CH_3$ — метилизопропиловый эфир;
- 7) $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$ — диэтиловый эфир.

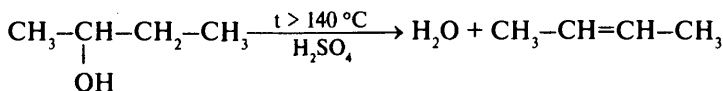


пропилат-2 натрия

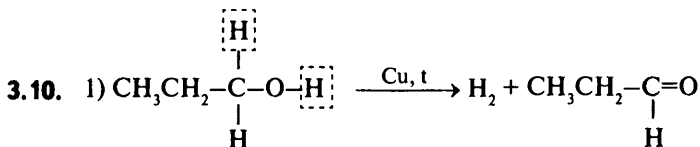
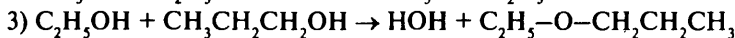
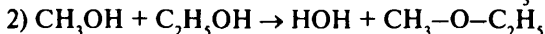
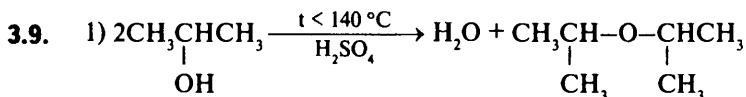
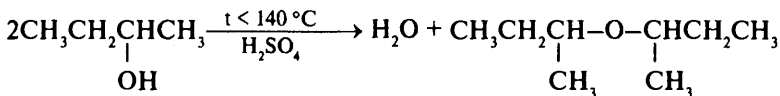




8) Внутримолекулярная дегидратация протекает по правилу Зайцева, и образуется алкен (бутен-2):

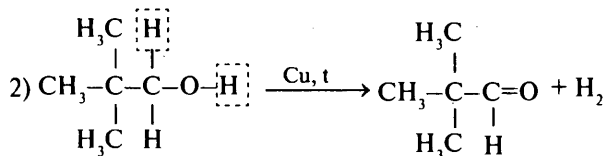


При межмолекулярной дегидратации образуется простой эфир:



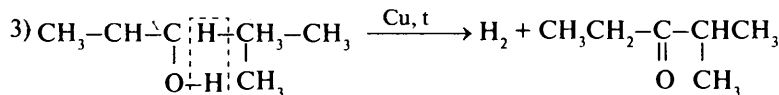
пропанол-1

пропаналь



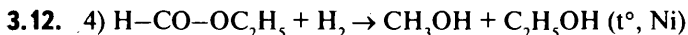
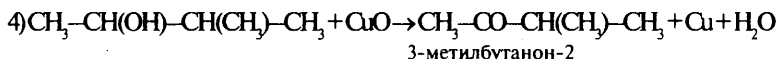
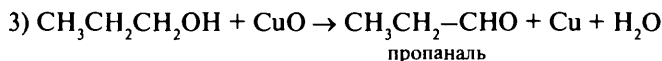
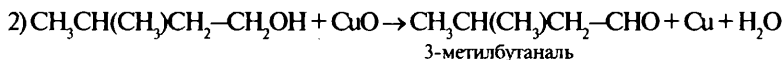
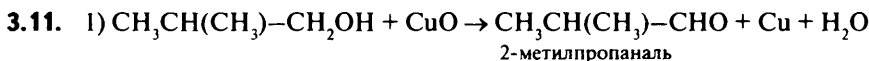
2,2-диметилпропанол-1

2,2-диметилпропаналь

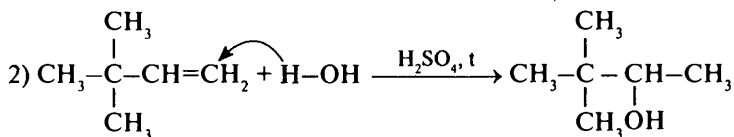
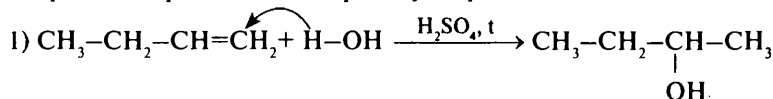


2-метилпентанол-3

2-метилпентанон-3

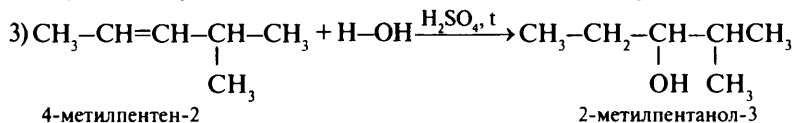


3.13. Гидратация происходит по правилу Марковникова.



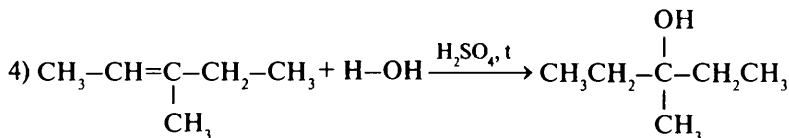
3,3-диметилбутен-1

3,3-диметилбутанол-2



4-метилпентен-2

2-метилпентанол-3



3-метилпентен-2

3-метилпентанол-3

- 3.17. 1) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow \text{CH}_2\text{ONa}-\text{CH}_2\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$
 2) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{HONO}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{ONO}_2-\text{CH}_2\text{ONO}_2 + 2\text{HOH}$
 Образуется сложный эфир этиленгликоля и азотной кислоты.
 3) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH} + 3\text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CHCl}-\text{CH}_2\text{Cl} + 3\text{HOH}$
 4) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH} + 3\text{HONO}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_2\text{ONO}_2-\text{CHONO}_2-\text{CH}_2\text{ONO}_2 + 3\text{HOH}$

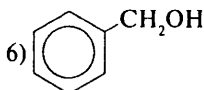
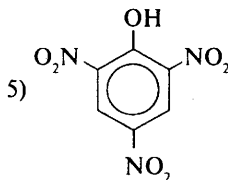
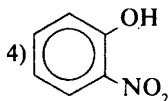
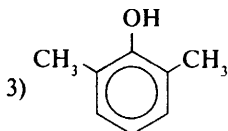
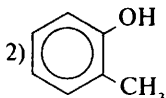
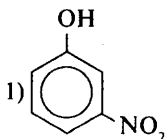
Образуется сложный эфир глицерина (спирт многоатомный) и азотной кислоты (кислородсодержащая кислота) — глицерилтринитрат, или тринитроглицерин. Применяется в качестве взрывчатого вещества и в медицине.

- 3.18. 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} (t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4)$
 $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3 (t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4)$
 пропанол-2
 2) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}_2 + \text{HOH} (t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4)$
 2-метилпропен
 $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}_2 + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)(\text{OH})-\text{CH}_3 (t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4)$
 2-метилпропанол-2

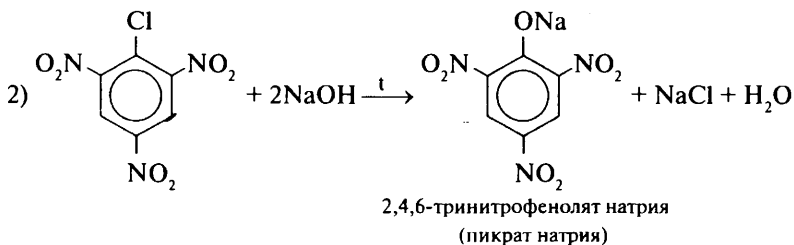
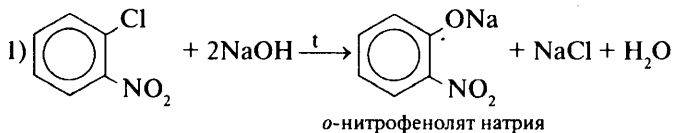
- 3.24. 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br} + \text{HOH}$
 пропанол-1 1-бромпропан
 2) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Br} + \text{NaOH}_{(\text{спирт. р-р, } t^\circ)} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{NaBr} + \text{HOH}$
 пропен
 3) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HOSO}_3\text{H} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{OSO}_3\text{H})-\text{CH}_3$
 изопропилсульфат (сложный эфир)
 4) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OSO}_3\text{H})-\text{CH}_3 + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
 пропанол-2 (изопропиловый спирт)
 5) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 пропанон (ацетон, диметилкетон)
 6) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$

4. Фенолы

4.2

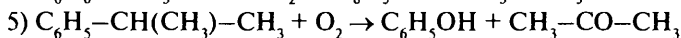
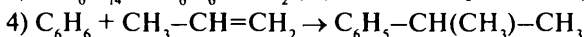
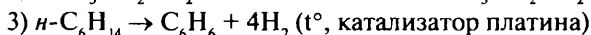
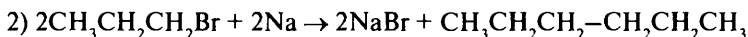


4.5.

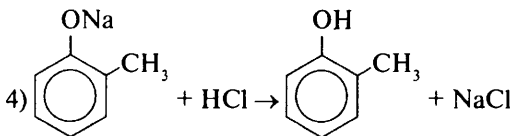
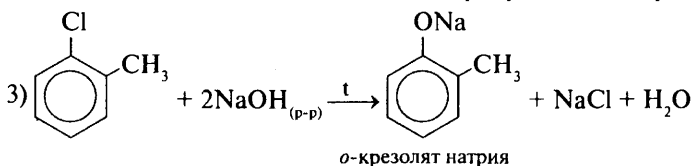
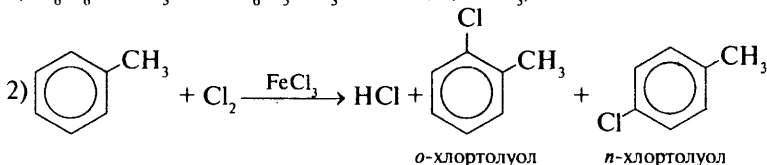
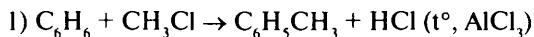
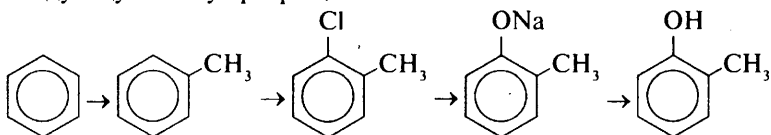
4.8. 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br} + \text{HOH}$

пропанол-1

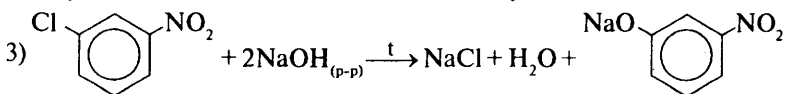
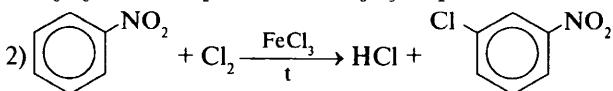
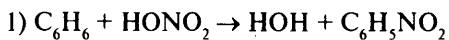
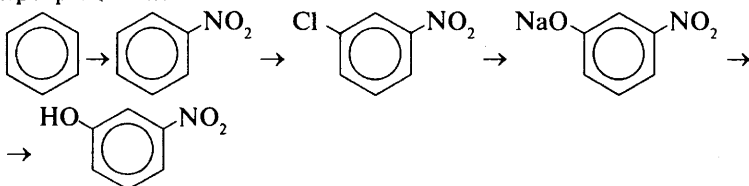
1-бромпропан

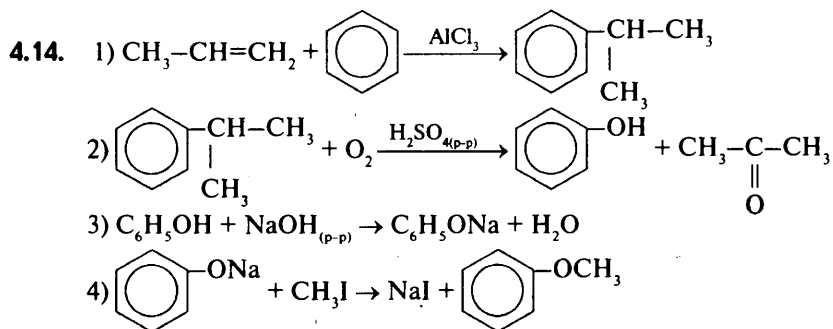
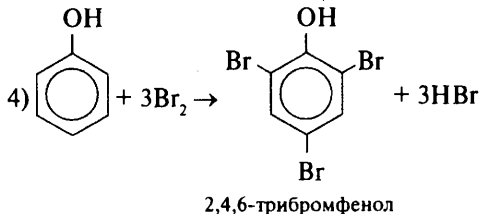
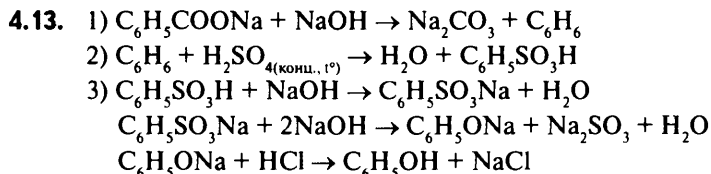
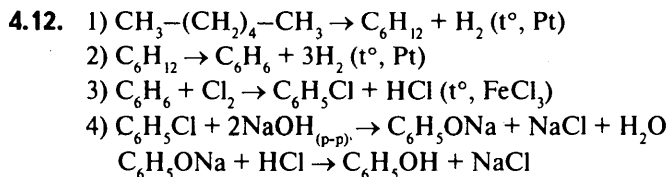
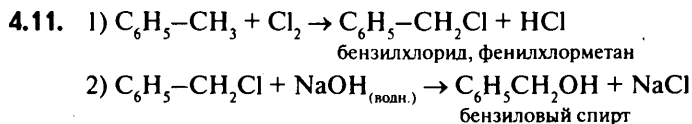
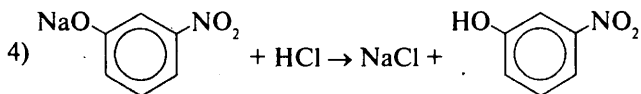


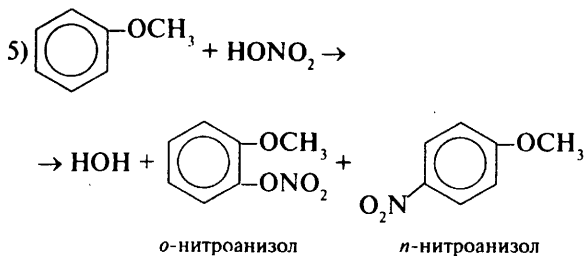
4.9. Для получения *o*-крезола (*орто*-гидрокситолуола) можно использовать следующую схему превращений:



4.10. Для получения *m*-нитрофенола можно использовать следующую схему превращений:

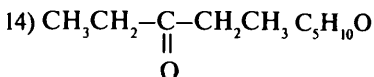
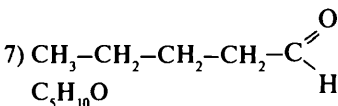
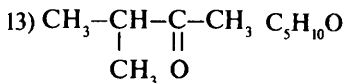
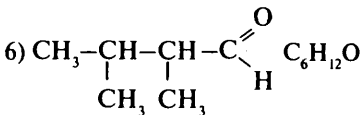
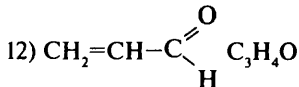
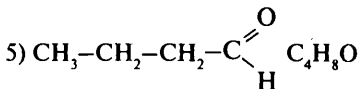
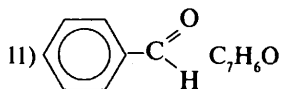
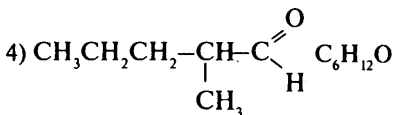
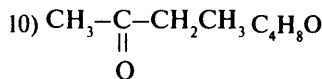
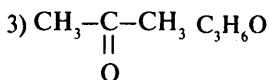
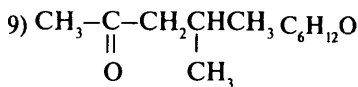
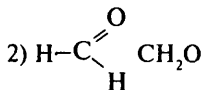
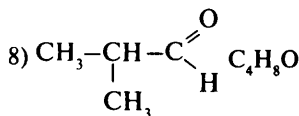
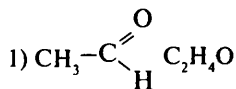






5. Альдегиды и кетоны

5.3.



Изомерами являются 1) бутаналь (5), 2-метилпропаналь (8), бутанон (10) — формула C_4H_8O ; 2) 3-метилбутанон-2 (13), пентанон-3 (14), пентаналь (7) — формула $C_5H_{10}O$; 3) 2-метилпентаналь (4), 2,3-диметилбутаналь (6), 4-метилпентанон-2 (9) — формула $C_6H_{12}O$.

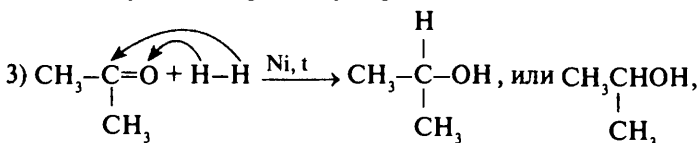
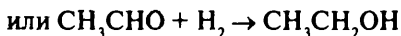
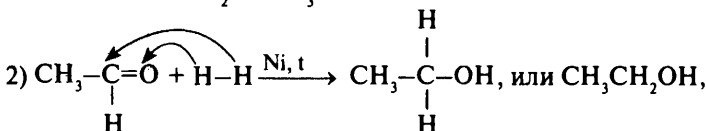
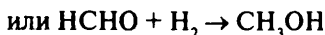
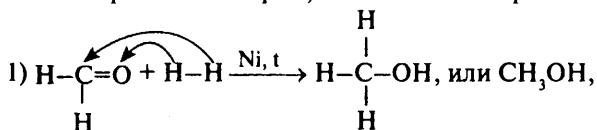
5.4. C_4H_8O :

$CH_3CH_2CH_2CHO$ — бутаналь (масляный альдегид);

$CH_3-CH(CH_3)-CHO$ — 2-метилпропаналь (изомаляный альдегид);

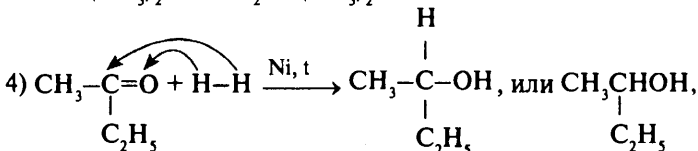
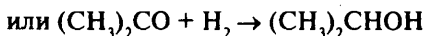
$CH_3-CO-CH_2CH_3$ — бутанон (метилэтилкетон).

5.5. При восстановлении (присоединении водорода) альдегиды превращаются в первичные спирты, кетоны — во вторичные.



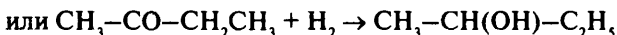
пропанон (ацетон)

пропанол-2



бутанон (метилэтилкетон)

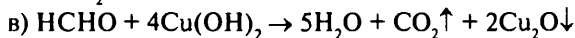
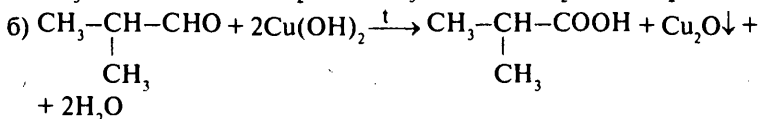
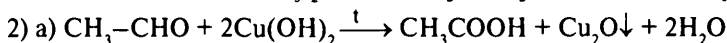
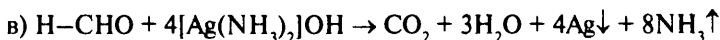
бутанол-2



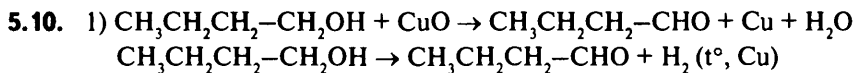
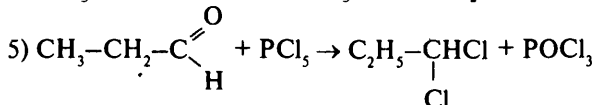
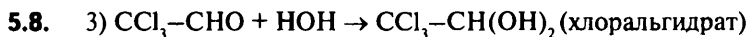
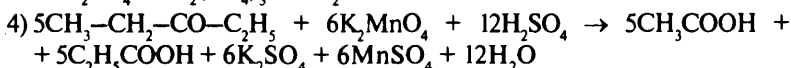
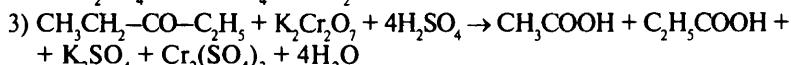
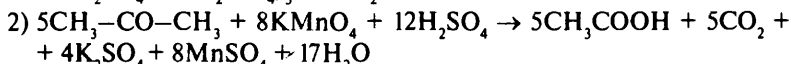
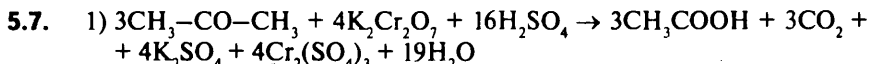
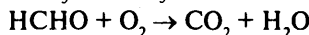
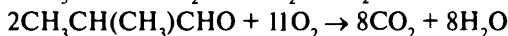
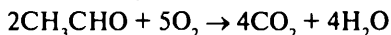
5.6. 1) а) $CH_3CHO + 2[Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow CH_3COONH_4 + 2Ag\downarrow + 3NH_3\uparrow + H_2O$

б) $CH_3-CH(CH_3)-CHO + 2[Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow$

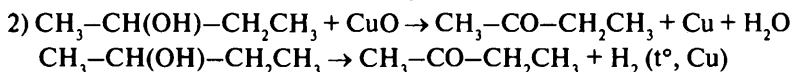




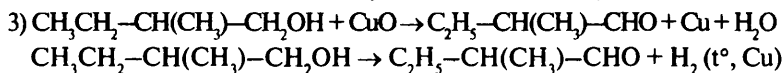
3) Реакции горения:



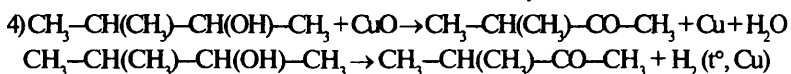
бутаналь



бутанон (метилэтилкетон)



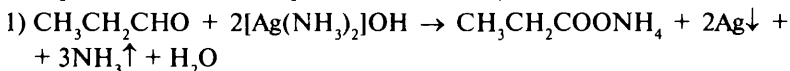
2-метилбутаналь



3-метилбутанон-2

- 5.11. 1) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
3-метилбутанол-1
 $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CHO} + 2\text{HCl}$
1,1-дихлор-3-метилбутан
- 2) $\text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{C}}{\text{C}}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{C}}{\text{C}}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2\text{CHO} +$
3,3-диметилпентанол-1
 $+ \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{C}}{\text{C}}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2-\text{CHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{C}}{\text{C}}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}_2-\text{CHO} +$
1,1-дихлор-3,3-диметилпентан
 $+ 2\text{HCl}$
- 3) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{CuO} \rightarrow$
3-метилпентанол-2
 $\rightarrow \text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3-\text{CCl}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{C}_2\text{H}_5 +$
2,2-дихлор-3-метилпентан
 $+ 2\text{HCl}$
- 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
бензиловый спирт
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CHO} + 2\text{HCl}$
дихлорфенилметан

5.12. Пропаналь $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ — альдегид; качественные реакции на альдегиды — взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра(I) или свежеприготовленным гидроксидом меди(II).

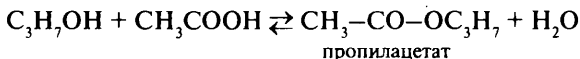


Образуется осадок серебра (реакция серебряного зеркала).



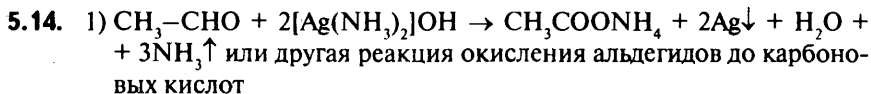
Образуется осадок оксида меди(I) красного цвета.

Пропанол $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ — одноатомный спирт. Качественная реакция на одноатомные спирты в школьном курсе химии — образование сложных эфиров при взаимодействии с карбоновыми кислотами.

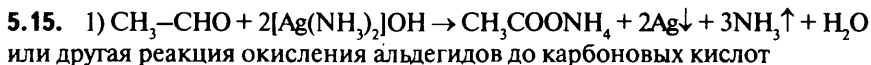


- 5.13. 1) а) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} (t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4)$
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ или
б) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 (t^\circ, \text{Ni})$
 $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} (\text{Hg}^{2+})$

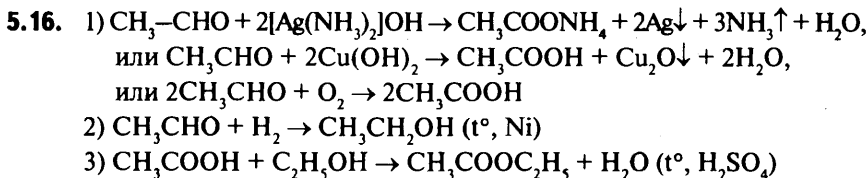
- 2) а) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2$ (t° , Cu — каталитическое дегидрирование) или $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 б) $2\text{CH}_3\text{CHO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH}$,
 или $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 или другой окислитель (Ag_2O , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$...)
- 3) а) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Cl} + 2\text{HCl}$ (облучение)
 б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{HCl}$
- 4) а) $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (t° , Ni)
 б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HOH}$ ($t > 140^\circ\text{C}$, H_2SO_4)
- 5) а) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$ (Hg^{2+})
 б) $2\text{CH}_3\text{CHO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH}$ или другой окислитель (Ag_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 ...)
- 6) а) $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br} + 2\text{KOH}_{(\text{спирт. р-р, } t^\circ)} \rightarrow \text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{KBr} + 2\text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$ (катализатор — соли ртути)
- 7) а) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$
 б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CHO}$



- 2) $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
 $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
 $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ba} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{H}_2 \uparrow$
- 3) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ (t°)



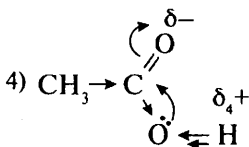
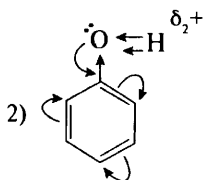
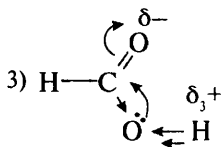
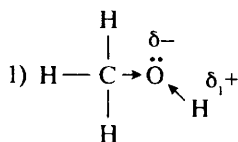
- 2) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOK}$
 $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2\text{CH}_3\text{COOK}$
- 3) $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_4 \uparrow$ (t°)



- 5.18. 1) $C_6H_{14} \rightarrow C_6H_6 + 4H_2$ (t° , Pt) (ароматизация)
 2) $C_6H_6 + CH_3Cl \rightarrow C_6H_5-CH_3 + HCl$ (t° , $AlCl_3$)
 3) $C_6H_5-CH_3 + 2Cl_2 \rightarrow 2HCl + C_6H_5-CHCl_2$ (облучение)
 4) $C_6H_5-CHCl_2 + 2NOH \rightarrow C_6H_5-CHO + 2HCl$ (гидролиз)
 5) $C_6H_5-CHO + H_2 \rightarrow C_6H_5-CH_2OH$ (t° , Ni)

6. Карбоновые кислоты

6.3.




В молекулах всех веществ имеется группировка атомов С—О—Н. Связи в группе С→О←Н поляризованы, на атоме кислорода возникает частичный отрицательный заряд «δ-», на атоме водорода — частичный избыточный положительный заряд «δ+», поэтому связь О—Н ослабляется и атом водорода приобретает способность замещаться на атомы металла (все рассматриваемые вещества могут реагировать с натрием с выделением водорода).

В молекуле фенола электронная пара атома кислорода вступает во взаимодействие с ароматической π-системой (говорят: «вступает в сопряжение»), в результате чего происходит дополнительная поляризация связи О—Н (показана на рисунке небольшой дополнительной стрелочкой, направленной в сторону атома кислорода), увеличивается частичный положительный заряд на атоме водорода ($\delta_1 + < \delta_2 +$) и кислотные свойства фенола увеличиваются по сравнению с метанолом — фенол реагирует не только с натрием, но и с гидроксидом натрия. В муравьиной кислоте электронная пара атома кислорода также вступает в сопряжение, однако степень дополнительной поляризации связи О—Н (показана второй небольшой стрелочкой на схеме) будет гораздо больше, чем в феноле ($\delta_2 + <$

δ_3+). Это объясняется тем, что электроотрицательность атома кислорода связи $C=O$, с которой происходит сопряжение неподелённой электронной пары, больше, чем электроотрицательность ароматической π -системы. В результате связь $O-H$ ослабевает настолько, что муравьиная кислота, в отличие от фенола, окрашивает индикаторы.

Кислотные свойства уксусной кислоты выражены (электронные смещения показаны формулой 4) меньше, чем муравьиной кислоты, т.е. $\delta_3+ > \delta_4+$. Последнее объясняется тем, что группа $-CH_3$ является донором электронов, в результате чего уменьшается поляризация связи $C=O$ и, следовательно, уменьшается участие электронной пары атома кислорода связи $O-H$ в сопряжении.

- 6.4.** 1) $C_{17}H_{35}COOH$ — стеариновая кислота
 2) CF_3COOH — трифторуксусная кислота
 3) $CH_3CH_2CH_2COOH$ — бутановая кислота, масляная кислота
 4) $CH_2=C(CH_3)COOH$ — метилпропеновая кислота, метакриловая кислота
 5) $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$ — олеиновая кислота
 6) $H-COOH$ — муравьиная кислота, метановая кислота
 7) $CH_3-CH(Cl)-COOH$ — 2-хлорпропановая кислота, α -хлорпропионовая кислота
 8) $C_{15}H_{31}COOH$ — пальмитиновая кислота
 9) CH_3COOH — уксусная кислота ($C_2H_4O_2$) или $HCOOCH_3$ — метилформиат
 10) $CH_2=CH-COOH$ — пропеновая кислота, акриловая кислота
 11) $CH_2(Cl)-COOH$ — хлоруксусная кислота
 12)  — бензойная кислота
 13) $O=C(O)C(O)K$ — оксалат калия
 14) $CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$ — линолевая кислота

6.5. Для карбоновых кислот возможны изомерия углеродного скелета молекулы и межклассовая изомерия со сложными эфирами.



- 1) CH_3CH_2COOH — пропановая (пропионовая) кислота;
- 2) CH_3COOCH_3 — метилэтанат (метилацетат, уксуснометиловый эфир);
- 3) $HCOOC_2H_5$ — этилметанат (этилформиат, муравьиноэтиловый эфир).



- 1) $CH_3CH_2CH_2COOH$ — бутановая кислота (масляная кислота);
- 2) $CH_3-CH(CH_3)-COOH$ — 2-метилпропановая кислота (изомасляная кислота);
- 3) $CH_3CH_2COOCH_3$ — метилпропаноат (метилпропионат, пропионометиловый эфир);
- 4) $CH_3COOC_2H_5$ — этилацетат (этилэтанат, уксусноэтиловый эфир);
- 5) $HCOOCH_2CH_2CH_3$ — пропилметанат (пропилформиат, муравьинопропиловый эфир);
- 6) $HCOOCH(CH_3)_2$ — изопропилметанат (изопропилформиат, муравьиноизопропиловый эфир).

6.6. Масляная кислота, или бутановая кислота, — $CH_3CH_2CH_2COOH$, $C_4H_8O_2$.

- 1) 2-метилпропаналь — $CH_3-CH(CH_3)-CHO$, C_4H_8O
- 2) метилформиат — $HCOOCH_3$, $C_2H_4O_2$
- 3) 3-гидроксипропаналь — $CH_3-CH(OH)-CH_2-CHO$, $C_4H_8O_2$
- 4) 2-метилпропановая кислота — $CH_3-CH(CH_3)-COOH$, $C_4H_8O_2$
- 5) циклобутанол — C_4H_7OH , C_4H_8O
- 6) этилацетат — $CH_3COOC_2H_5$, $C_4H_8O_2$

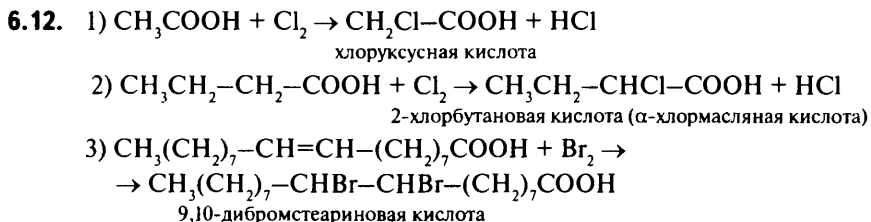
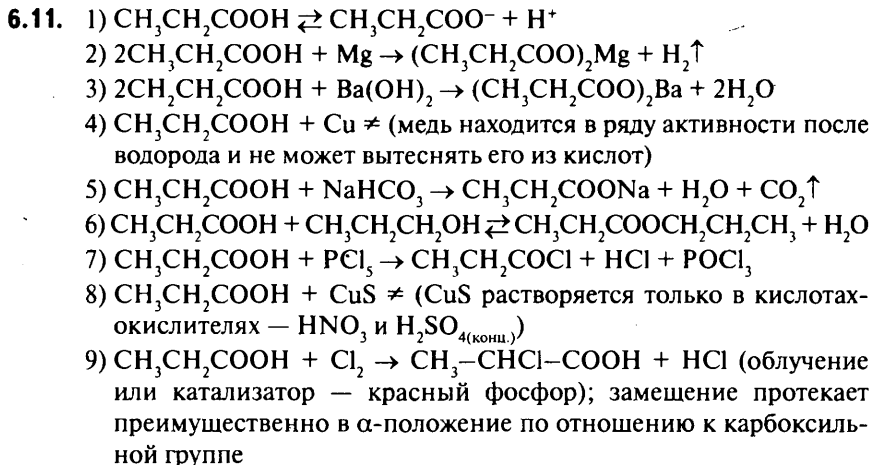
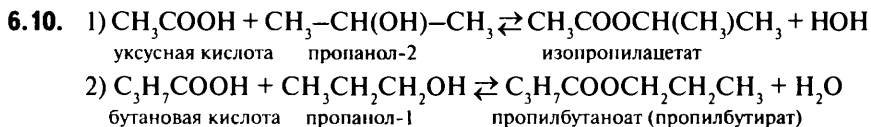
Изомеры масляной кислоты: 3-гидроксипропаналь, 2-метилпропановая (изомасляная) кислота, этилацетат.

6.7. Щавелевая кислота — $HOOC-COOH$

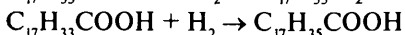
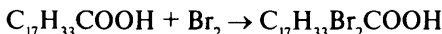
1,3-пропандиовая (малоновая) кислота — $HOOC-CH_2-COOH$

1,4-бутандиовая кислота (янтарная) — $HOOC-CH_2-CH_2-COOH$

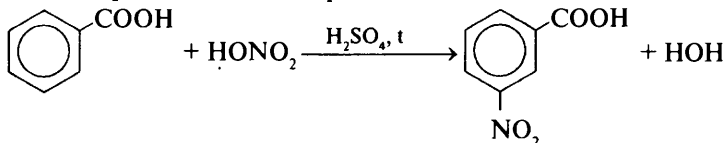
Наиболее сильной кислотой будет щавелевая кислота, в которой карбоксильные группы соединены друг с другом и оказывают наибольшее влияние. Янтарная кислота будет наиболее слабой среди рассматриваемых веществ.



или



4) Карбоксильная группа $-\text{COOH}$ является ориентантом II рода и ориентирует вступающий в ароматическое кольцо заместитель в *мета*-положение с образованием *м*-нитробензойной кислоты.

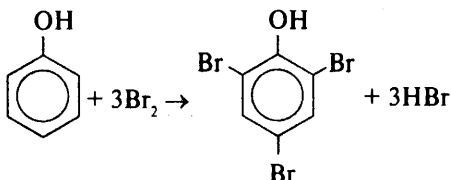


6.15. В молекуле олеиновой кислоты две π -связи — одна входит в состав группировки атомов $C=C$, вторая — функциональной группы $C=O$. Непредельные кислоты обесцвечивают растворы брома, йода и перманганата калия.

6.16. 1) Отобрать пробы из каждой пробирки, добавить гидрокарбонат натрия (пищевая сода) и определить пробирку с пропионовой кислотой.

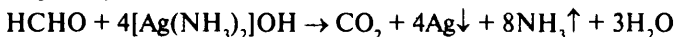


2) В пробы оставшихся растворов добавить раствор $FeCl_3$ — в пробирке с фенолом появится интенсивное тёмно-фиолетовое окрашивание; можно добавить бромную воду — в пробирке с фенолом образуется осадок 2,4,6-трибромфенола.

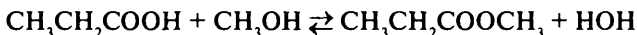


2,4,6-трибромфенол

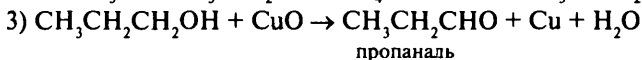
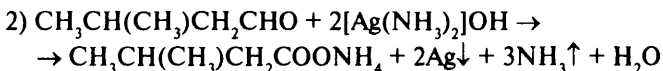
3) Пробы оставшихся веществ ввести во взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра, определив формальдегид (реакция серебряного зеркала).



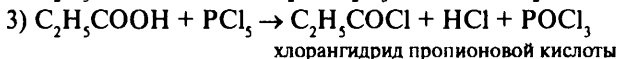
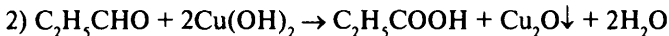
4) Вещество из оставшейся пробирки ввести в реакцию с пропионовой кислотой — будет образовываться нерастворимый в воде сложный эфир метилпропионат, имеющий приятный запах.

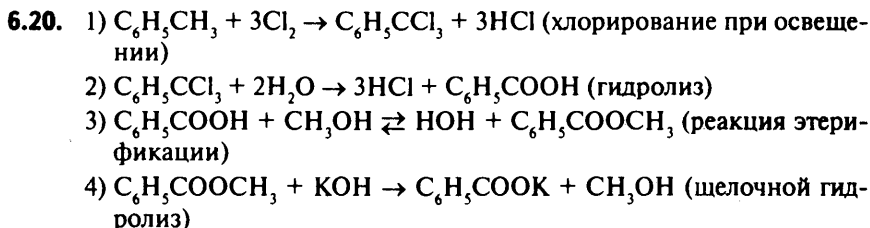
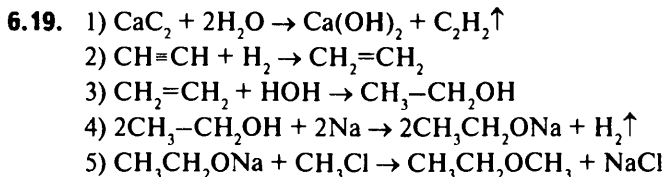


6.17. 1) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2OH + CuO \rightarrow CH_3-CH(CH_3)-CHO + Cu + H_2O$
2-метилпропаналь

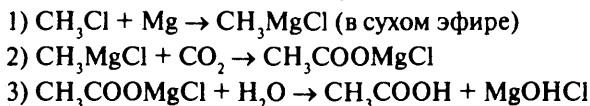


6.18. 1) $CH_3CH_2CHCl_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2CHO + 2HCl$
пропаналь

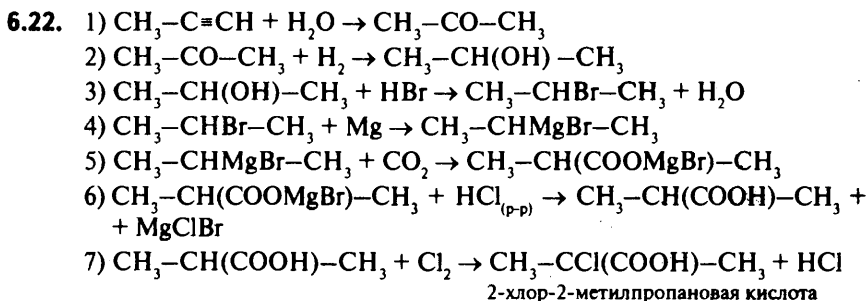




6.21. При взаимодействии галогеналканов с магнием в сухом эфире образуются магнийорганические соединения (реакция Гриньяра), которые присоединяются к углекислому газу, альдегидам и кетонам.

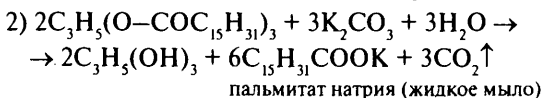
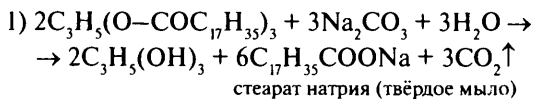


Использование металлоорганических соединений позволяет удлинять цепь углеродных атомов.



7. Сложные эфиры и жиры

7.2. 1) ангидрид уксусной кислоты (ацетангидрид); 2) метилпальмитат (сложный эфир); 3) этилнитрат (сложный эфир); 4) нитроэтан (нитросоединение); 5) диметиловый эфир (простой эфир); 6) этилнитрит (слож-



7.15. В качестве синтетических моющих средств наиболее часто используют соли высших сульфокислот. Они сохраняют моющее действие в жёсткой воде, потому что их кальциевые и магниевые соли, в отличие от соответствующих солей высших карбоновых кислот, растворимы в воде.

8. Углеводы

8.2. Моносахариды: глюкоза $C_6H_{12}O_6$, фруктоза $C_6H_{12}O_6$, рибоза $C_5H_{10}O_5$, дезоксирибоза $C_5H_{10}O_4$.

Дисахариды: сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, целлобиоза $C_{12}H_{22}O_{11}$ и мальтоза $C_{12}H_{22}O_{11}$.

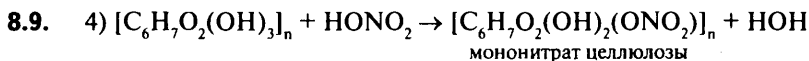
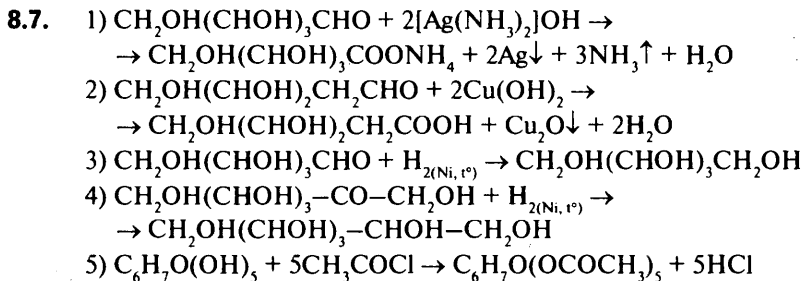
Полисахариды: крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$, целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$.

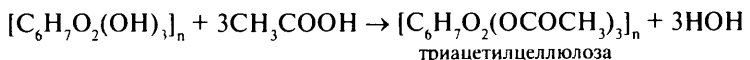
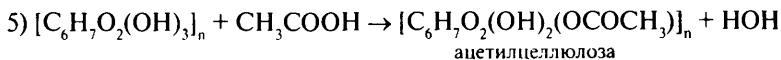
К альдозам (содержат альдегидную функциональную группу) относятся глюкоза, рибоза, дезоксирибоза. Целлобиоза и мальтоза также содержат в молекуле альдегидную группу и способны к таутомерии.

К кетозам относится фруктоза.

Гексозами называют сахара, молекулы которых содержат шесть атомов углерода (глюкоза), пентозами — пять (рибоза, дезоксирибоза).

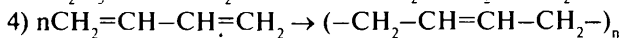
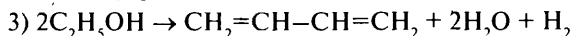
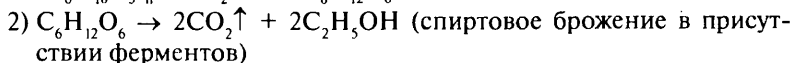
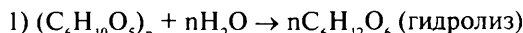
Изомерами являются глюкоза и фруктоза; сахароза, целлобиоза и мальтоза; крахмал и целлюлоза (клетчатка).





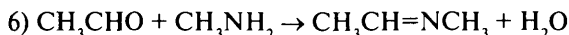
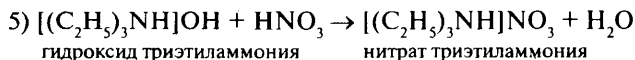
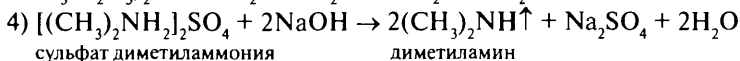
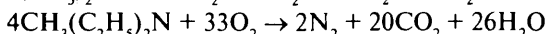
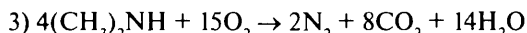
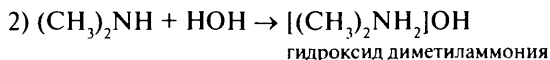
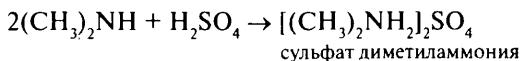
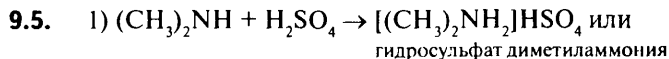
8.10. Схема превращений:

целлюлоза → глюкоза → этиловый спирт → бутадиен-1,4 → каучук

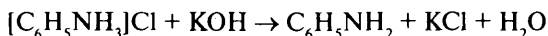


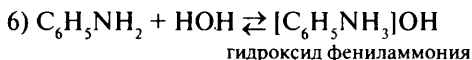
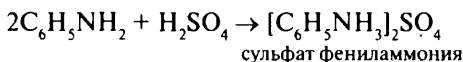
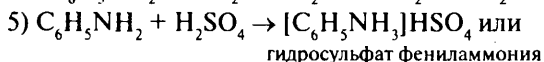
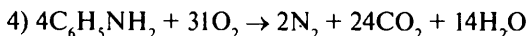
9. Амины

9.3. 1) 2-метил-2-аминопропан, первичный амин; 2) метилдиэтиламин, третичный амин; 3) 1,3-диаминопропан, первичный амин; 4) 2-метил-1-аминопропан, первичный амин.



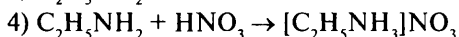
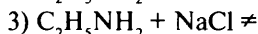
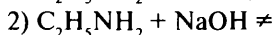
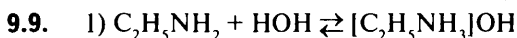
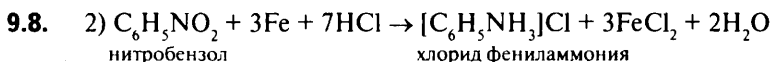
9.6. 3) Происходит вытеснение более сильным основанием (щёлочью) более слабого основания из его соединения:





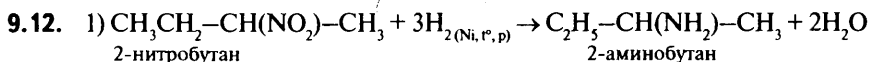
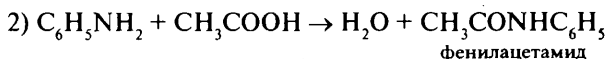
Анилин — очень слабое основание, положение равновесия реакции взаимодействия с водой сильно сдвинуто влево, в сторону исходных веществ. Анилин, в отличие от предельных аминов, не окрашивает индикаторы (лакмус, фенолфталеин и метилоранж).

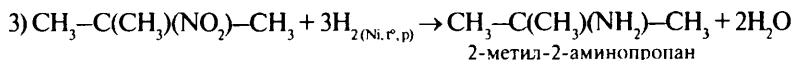
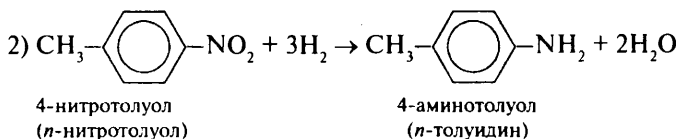
9.7. Аммиак более сильное основание, чем анилин, метиламин — чем аммиак, метиламин — чем анилин. Диметиламин является более сильным основанием, чем метиламин (две группы $-\text{CH}_3$ сильнее увеличивают электронную плотность на атоме азота, чем одна метильная группа). Однако триметиламин более слабое основание, чем диметиламин — это объясняют стерическими препятствиями, которые оказывают три группы $-\text{CH}_3$ протону, присоединяющемуся к атому азота.



9.10. По усилению основности вещества располагаются в последовательности:

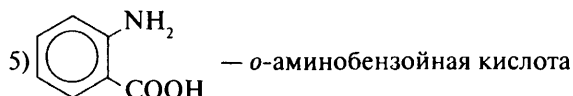
дифениламин \rightarrow анилин (фениламин) \rightarrow аммиак \rightarrow метиламин \rightarrow
 \rightarrow триметиламин \rightarrow диметиламин





10. Аминокислоты и белки

- 10.3.** 1) $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ — аминокислота, глицин (гликокол)
 2) $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-COOH}$ — 4-аминобутановая кислота
 (γ -аминомасляная кислота)
 3) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$ — 2-амино-3-метилбутановая кислота (валин)
 4) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$ — 2-аминопропановая кислота (α -аминопропионовая кислота, аланин)



- 10.5.** 2) $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOK} + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COOCH}_3 + \text{HON}$

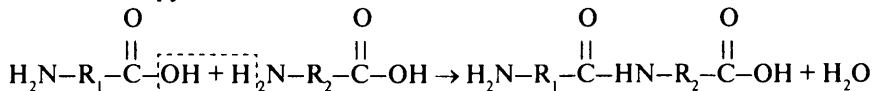
- 10.6.** 1) $\text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COONa} + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COONH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{ClNH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH}$
 4) $\text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{NH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH} \rightleftharpoons \text{NH}_3^+\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COO}^-$

10.7. В аланине имеется одна группа -NH_2 и одна группа -COOH , поэтому в результате протекания реакции внутримолекулярного кислотно-основного взаимодействия произойдёт их взаимная нейтрализация и вещество будет нейтральным.

В лизине имеется две группы -NH_2 и только одна группа -COOH , поэтому после установления внутримолекулярного кислотно-основного равновесия останется избыточная группа NH_2 и вещество будет проявлять основные свойства.

В аспарагиновой кислоте имеется две карбоксильные группы -COOH и одна аминогруппа; вещество сохраняет кислотные свойства.

10.8. Пептидная связь (по способу образования — амидная связь) — это связь, возникающая при взаимодействии аминокислот друг с другом. При этом в молекуле одной из аминокислот отрывается группа —ОН от карбоксильной группы, в молекуле другой аминокислоты — атом водорода от аминогруппы.



Если в образовании пептидных связей участвовали две аминокислоты, то образуется дипептид, три аминокислоты — трипептид, много аминокислот — полипептид.

- 1) аланилаланин
- 2) аланилглицин
- 3) аланилфенилаланин

10.9.

- 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$
- 2) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{Mg} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$
- 3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl} + \text{HCHO} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OMgCl}$
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OMgCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{Mg(OH)Cl}$
- 4) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$
- 5) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONH}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
- 7) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{Cl})-\text{COOH} + \text{HCl}$
- 8) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{Cl})-\text{COOH} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
3(изб.)

Приложение

Таблица 1

Качественные реакции на неорганические ионы

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
H^+ (растворы кислот)	Индикаторы	Лакмус: фиолетовое окрашивание переходит в красное, или синяя лакмусовая бумажка окрашивается в красный цвет. Метилоранж: жёлтое окрашивание переходит в красное (розовое)
Na^+	Пламя	Окрашивание пламени в жёлтый цвет
K^+	Пламя	Окрашивание пламени в фиолетовый цвет
Li^+	Пламя	Окрашивание пламени в красный цвет
Rb^+	Пламя	Окрашивание пламени в синефиолетовый цвет
Ca^{2+}	Пламя	Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
	CO_3^{2-} (карбонат-ионы)	Осадок белого цвета, растворимый в кислотах с выделением газа без цвета и запаха $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$
	PO_4^{3-} (фосфат-ионы)	Осадок белого цвета, растворимый в кислотах $3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} = Ca_3(PO_4)_2$

Продолжение таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	SO_3^{2-} (сульфит-ионы)	Осадок белого цвета, растворимый в кислотах с выделением газа без цвета с характерным запахом $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{CaSO}_3$
Ba^{2+}	Пламя	Окрашивание пламени в жёлто-зелёный цвет
	SO_4^{2-} (сульфат-ионы)	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
	PO_4^{3-} (фосфат-ионы)	Осадок белого цвета, растворимый в кислотах $3\text{Ba}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$
	CO_3^{2-} (карбонат-ионы)	Осадок белого цвета, растворимый в кислотах с выделением газа без цвета и запаха $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{BaCO}_3$
	SO_3^{2-} (сульфит-ионы)	Осадок белого цвета, растворимый в кислотах с выделением газа без цвета с характерным запахом $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{BaSO}_3$
Sr^{2+}	Пламя	Окрашивание пламени в карминово-красный цвет
	SO_4^{2-} (сульфат-ионы)	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{SrSO}_4$

Продолжение таблицы 1

Опреде- ляемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	PO ₄ ³⁻ (фосфат-ионы)	Осадок белого цвета, раствори- мый в кислотах $3\text{Sr}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$
	CO ₃ ²⁻ (карбонат-ионы)	Осадок белого цвета, раствори- мый в кислотах с выделением газа без цвета и запаха $\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{SrCO}_3$
	SO ₃ ²⁻ (сульфит-ионы)	Осадок белого цвета, раствори- мый в кислотах с выделением газа без цвета с характерным за- пахом $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{SrSO}_3$
Ag ⁺	Cl ⁻ (хлорид-ионы)	Творожистый осадок белого цве- та, нерастворимый в кислотах и HNO _{3(конц.)} $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$
	Br ⁻ (бромид-ионы)	Творожистый осадок кремового цвета, растворимый в HNO _{3(конц.)} $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}$
	I ⁻ (йодид-ионы)	Творожистый осадок жёлтого цвета, растворимый в HNO _{3(конц.)} $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}$
Cu ²⁺	Пламя	Окрашивание пламени в зелёный цвет
	H ₂ O (вода)	Гидратированные ионы меди(II) имеют голубую окраску (разбав- ленный раствор окрашен в голу- бой цвет)

Продолжение таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	OH ⁻ (гидроксид-ионы, щёлочи)	Осадок голубого (синего) цвета, который растворяется в избытке нашатырного спирта с образованием раствора ярко-синего цвета $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$
	S ²⁻ (сульфид-ионы)	Осадок чёрного цвета, нерастворимый в кислотах; растворяется при нагревании в HNO _{3(конц.)} и H ₂ SO _{4(конц.)} с выделением NO ₂ и SO ₂ $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$
	NH ₃ (NH ₄ OH) — нашатырный спирт	Раствор ярко-синего цвета $\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
	CO ₃ ²⁻ (карбонат-ионы)	Образование осадка $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$
Pb ²⁺	S ²⁻ (сульфид-ионы)	Осадок чёрного цвета, нерастворимый в кислотах; растворяется при нагревании в HNO _{3(конц.)} с выделением бурого газа $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}$
Fe ²⁺	OH ⁻ (гидроксид-ионы, раствор щёлочи)	Объёмный хлопьевидный осадок белого (светло-зелёного) цвета, буреющий на воздухе в результате окисления $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$
	S ²⁻ (сульфид-ионы)	Осадок чёрного цвета, растворимый в кислотах с выделением сероводорода (газ с запахом тухлых яиц) $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{FeS}$

Продолжение таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — красная кровяная соль	Осадок тёмно-синего цвета* (турнбулева синь) $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} =$ $= \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
Fe^{3+}	OH^- (гидроксид-ионы, раствор щёлочи)	Объёмный хлопьевидный осадок бурого цвета $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — жёл- тая кровяная соль	Осадок тёмно-синего цвета* (берлинская лазурь) $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} =$ $= \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
	NCS^- (роданид-ионы), KNCS или NH_4NCS	Кроваво-красное окрашивание раствора $\text{Fe}^{3+} + 3\text{NCS}^- = \text{Fe}(\text{NCS})_3$
Al^{3+}	OH^- (гидроксид-ионы, раствор щёлочи)	Объёмный осадок белого цвета, растворяющийся в избытке щё- лочи и в растворах кислот $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$
Zn^{2+}	OH^- (гидроксид-ионы, раствор щёлочи)	Объёмный осадок белого цвета, растворяющийся в избытке щё- лочи и в растворах кислот $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$
NH_4^+	OH^- (гидроксид-ионы, раствор щёлочи)	Газ с резким характерным запа- хом, окрашивающий влажную лакмусовую бумажку в синий цвет, влажную фенолфталеино- вую бумажку в красный цвет $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

* Считается, что в обоих случаях осадок имеет одинаковый состав.

Продолжение таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
OH ⁻ (щелочная среда)	Индикаторы	Лакмус: окрашивается в синий цвет. Метилоранж: окрашивается в желтый цвет. Фенолфталеин: окрашивается в малиновый цвет
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺ (растворимые соли бария)	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4$
F ⁻	Ca ²⁺ (растворимые соли кальция)	Осадок белого цвета $Ca^{2+} + 2F^- = CaF_2$
Cl ⁻	Ag ⁺ — нитрат серебра AgNO ₃ и другие растворимые соли серебра(I)	Белый творожистый осадок, нерастворимый в азотной кислоте $Cl^- + Ag^+ = AgCl$
	H ₂ SO _{4(конц.)}	Выделяется бесцветный газ с резким запахом (HCl), окрашивающий влажную лакмусовую бумажку в красный цвет $Cl^-_{(тв. соль)} + H_2SO_{4(конц.)} = HCl\uparrow + HSO_4^-$
Br ⁻	Ag ⁺ — нитрат серебра AgNO ₃ и другие растворимые соли серебра(I)	Кремовый (желтоватый) творожистый осадок, нерастворимый в кислотах $Br^- + Ag^+ = AgBr$
	H ₂ SO _{4(конц.)}	Выделяются бесцветный газ с резким запахом (SO ₂) и Br ₂ , окрашивающий раствор в бурый цвет $2HBr + H_2SO_{4(конц.)} = Br_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O$

Продолжение таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	Cl_2 (р-р)	Раствор приобретает бурую окраску и появляется характерный запах брома $2\text{Br}^- + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$
I^-	Ag^+ — нитрат серебра AgNO_3 и другие растворимые соли серебра(I)	Жёлтый творожистый осадок, нерастворимый в кислотах $\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI}$
	H_2SO_4 (конц.)	Выделяются H_2S , газ с запахом тухлых яиц, и I_2 , имеющий тёмно-фиолетовый цвет $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
	Cl_2 (р-р)	Раствор приобретает тёмную окраску и появляется характерный запах йода $2\text{I}^- + \text{Cl}_2 = \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$
CO_3^{2-}	H^+ — растворы кислот	Выделяется газ без цвета и запаха, вызывающий помутнение известковой воды, которое исчезает при пропускании избытка газа 1) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ 2) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{CO}_2(\text{изб.}) + \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — известковая вода	Белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3$

Продолжение таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	Ba(OH)_2 — баритовая вода	Белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCO}_3$
SO_3^{2-}	H^+ — растворы кислот	Выделяется бесцветный газ с резким запахом, обесцвечивающий раствор перманганата калия 1) $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ 2) $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
	Ca(OH)_2 — известковая вода	Белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа $\text{SO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaSO}_3$
	Ba(OH)_2 — баритовая вода	Белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа $\text{SO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_3$
NO_3^-	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$	Выделение бурого газа $\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Zn} + \text{KOH}_{(\text{конц.})}$	Выделяется аммиак — газ с характерным запахом $\text{KNO}_3 + 4\text{Zn} + 7\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 \uparrow + 4\text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
PO_4^{3-}	Ag^+ — AgNO_3 или другие растворимые соли серебра(I)	Осадок жёлтого цвета (в нейтральной среде), растворяющийся в кислотах $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4$
CrO_4^{2-} $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Ba^{2+} — растворимые соли бария	Осадок жёлтого цвета $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCrO}_4$

Окончание таблицы 1

Определяемый ион	Реагент	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
S^{2-}	H^+ — растворы кислот	Выделяется газ с запахом тухлых яиц $2H^+ + S^{2-} = H_2S$
	Pb^{2+} — растворимые соли свинца	Осадок чёрного цвета, нерастворимый в кислотах; растворяется при нагревании в $HNO_{3(конц.)}$ $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS$
SiO_3^{2-}	H^+ — любая кислота	Образуется студенистый осадок (гель) $SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3$
CH_3COO^-	H^+ — растворы сильных кислот	Появление запаха уксусной кислоты $H^+ + CH_3COO^- = CH_3COOH$

Таблица 2

Изменения, сопровождающие некоторые химические превращения

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Бурый газ — оксид азота(IV) NO_2	Выделяется при окислении NO до NO_2 , взаимодействии тяжёлых металлов, неметаллов и некоторых сложных веществ с $HNO_{3(конц.)}$ и разложении нитратов металлов, находящихся в ряду активности правее магния. $2NO + O_2 = 2NO_2$ $Cu + 4HNO_{3(конц.)} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$ $C + 4HNO_{3(конц.)} = CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$ $Fe(NO_3)_2 + 2HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO_2\uparrow + H_2O$

Продолжение таблицы 2

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
	$2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Газ с запахом тухлых яиц — сероводород H_2S	<p>Выделяется при взаимодействии сульфидов металлов с кислотами и очень активных металлов и сильных восстановителей с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$.</p> $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
Газ с резким характерным запахом, растворимый в воде, — оксид серы(IV) SO_2	<p>Образуется при обжиге серосодержащих веществ и взаимодействии тяжёлых металлов и некоторых других восстановителей с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$.</p> $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{ZnO}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Газ с характерным запахом, очень хорошо растворимый в воде, — аммиак NH_3	<p>Образуется при синтезе аммиака, взаимодействии солей аммония со щелочами и активных металлов с нитратами в щелочной среде.</p> $\text{KNO}_3 + 4\text{Zn} + 7\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{NH}_3\uparrow + 4\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Газ, не поддерживающий горение, неядовитый, малорастворимый в воде, — азот N_2	<p>Горение и окисление (некаталитическое) азотсодержащих веществ, синтез аммиака и разложение нитрита аммония.</p> $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы 2

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Газ, поддерживающий горение (вспыхивает тлеющая лучинка), — кислород O_2	$C + O_2 = CO_2$
Газы, поддерживающие горение (вспыхивает тлеющая лучинка)	Озон, оксиды азота. $3C + 2O_3 = 3CO_2$ $C + 2NO_2 = CO_2 + 2NO$
Окрашивание пламени	Качественная реакция на катионы: бария — жёлто-зелёное; калия — фиолетовое; кальция — кирпично-красное; лития — ярко-красное; натрия — жёлтое; стронция — карминово-красное
Осадок (творожистый) белого цвета, нерастворимый в HNO_3 ; образуется при добавлении $AgNO_3$	Качественная реакция на хлорид-ионы (соляную кислоту и её соли). $Cl^- + Ag^+ = AgCl$
Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с растворимыми солями бария — $BaCl_2$ или $Ba(NO_3)_2$	Качественная реакция на серную кислоту и её соли. $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4$
Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах; образуется при добавлении раствора H_2SO_4 или сульфатов	Качественная реакция на соли бария. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$

Продолжение таблицы 2

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Осадок белого цвета, который образуется при пропускании газа без цвета и запаха через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах	Качественная реакция на CO_2 и карбонаты (соли угольной кислоты H_2CO_3). $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Осадок белого цвета, который образуется при пропускании бесцветного газа с резким запахом через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах	Качественная реакция на SO_2 и сульфиты (соли сернистой кислоты H_2SO_3). $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaSO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ $\text{CaSO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Осадок белого (светло-зелёного) цвета; образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли Fe^{2+} . $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$
Осадок кремового цвета, нерастворимый в кислотах и растворяющийся в HNO_3 (конц.); образуется при взаимодействии с AgNO_3	Качественная реакция на бромид-ионы Br^- . $\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr}$
Осадок жёлтого цвета, нерастворимый в кислотах и растворяющийся в HNO_3 (конц.); образуется при взаимодействии с AgNO_3	Качественная реакция на йодид-ионы I^- . $\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI}$

Продолжение таблицы 2

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Осадок жёлтого цвета, растворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с AgNO_3	Качественная реакция на ортофосфат-ионы PO_4^{3-} . $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4$
Осадок бурого цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли Fe^{3+} . $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
Осадок бурого цвета, образуется при взаимодействии раствора KMnO_4 с восстановителями в нейтральной среде	$2\text{KMnO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
Осадок голубого (синего) цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли Cu^{2+} . $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$
Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором красной кровяной соли	Качественная реакция на соли Fe^{2+} . $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором жёлтой кровяной соли	Качественная реакция на соли Fe^{3+} . $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$

Продолжение таблицы 2

Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Осадок чёрного цвета, образуется при взаимодействии с растворимыми сульфидами (или сероводородом)	Качественная реакция на Fe^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} и некоторые другие. $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$
Появление запаха аммиака или изменение цвета влажной индикаторной бумаги (посинение влажной лакмусовой бумажки) при взаимодействии вещества со щелочами	Качественная реакция на соли аммония. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Раствор жёлтого цвета	Раствор индикатора метилоранжа окрашивается в жёлтый цвет в нейтральных и щелочных средах
	Раствор хроматов (соли хромовой кислоты) в нейтральных и щелочных средах
Раствор красного цвета	Растворы индикаторов лакмуса или метилового оранжевого в кислых средах ($\text{pH} < 7$)
Раствор малинового цвета	Раствор фенолфталеина в щелочных средах ($\text{pH} > 7$)
Раствор синего цвета	Раствор фиолетового лакмуса в щелочных средах
Раствор кроваво-красного цвета	Качественная реакция на соли Fe^{3+} с раствором роданида калия KNCS (или роданида аммония NH_4NCS): $\text{Fe}^{3+} + 3\text{NCS}^- = \text{Fe}(\text{NCS})_3$
Раствор оранжевого цвета	Растворы дихроматов (соли двухромовой кислоты) в кислых средах

Окончание таблицы 2


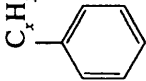
Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
Осадок белого цвета, который образуется при добавлении щёлочи в раствор и растворяется в избытке щёлочи	<p>Качественная реакция на соли Al^{3+} и Zn^{2+} (амфотерных гидроксидов).</p> <p>а) $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$</p> <p>б) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$</p>

Таблица 3

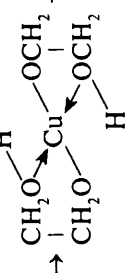
Качественные реакции на функциональные группы и связи в составе органических веществ

Функциональная группа, связь	Вещества	Реактив	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
$-\text{C}=\text{C}-$ $-\text{C}\equiv\text{C}-$	Алкены, алкины и другие вещества, содержащие кратные углеродные связи	Br_2 — раствор брома в воде (бромная вода) или другом растворителе; I_2 — раствор йода	Окраска исчезает (обесцвечивание). $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}-\text{CH} \\ \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$
	Алкены, алкины и другие вещества, содержащие кратные углеродные связи	$\text{KMnO}_{4(\text{p-p})}$	Окраска исчезает (обесцвечивание). $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + [\text{O}] \rightarrow \begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{COOH} \end{array}$ или $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CO}_2$
$-\text{C}=\text{C}-\text{H}$	Ацетилен и алкины с кратной связью у атома C_1	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (аммиачный раствор оксида серебра)	Образование осадка жёлтого цвета (взрывоопасен). $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{Ag}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Ag} \downarrow + 4\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы 3

Функциональная группа, связь	Вещества	Реактив	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
		$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	Образование осадка красного цвета (взрывоопасен). $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{Cu}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Cu} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{NH}_3 \uparrow$
		Щелочные металлы	Выделение газа и растворение металла. $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{C}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
	Бензол	HNO_3 _{3(конц.)} + H_2SO_4 _{4(конц.)} — нитрующая смесь	Образуется тяжёлая жидкость светлого жёлтого цвета с характерным запахом горького миндаля. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HONO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
C_xH_y 	Производные ароматических углеводородов	KMnO_4 (р-р)	Обесцвечивание раствора. $5\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5 + 12\text{KMnO}_4 + 18\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + 5\text{CO}_2 + 12\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 28\text{H}_2\text{O}$
—OH	Спирты, фенолы, кислоты	Щелочные металлы	Выделение газа. $2\text{RONa} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{RONa} + \text{H}_2 \uparrow$
	Одноатомные спирты RON	R_1COOH — карбоновые кислоты	Образование сложных эфиров, многие из которых обладают характерным запахом. $\text{R}_1\text{COOH} + \text{RON} \rightarrow \text{R}_1\text{COOR} + \text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы 3

Функциональная группа, связь	Вещества	Реактив	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	Одноатомные спирты первичные RCH_2OH	CuO при нагревании	Изменяется цвет: CuO имеет чёрный цвет, Cu — красный. $RCH_2OH + CuO \rightarrow RCHO + Cu + H_2O$
	CH_3CH_2OH	$I_2 + NaOH_{(p-p)}$	Образуется жёлтый осадок йодоформа CHI_3 и появляется характерный запах. $CH_3CH_2OH + 4I_2 + 6NaOH \rightarrow CHI_3 \downarrow + HCOONa + 5NaI + 5H_2O$
	Одноатомные спирты вторичные RR_1CHOH	CuO при нагревании	Изменяется цвет: CuO имеет чёрный цвет, Cu — красный. $RR_1CHOH + CuO \rightarrow R-CO-R_1 + Cu + H_2O$
	Многоатомные спирты, моносахариды, дисахариды	$Cu(OH)_2$ — свежеприготовленный, в избытке щёлочи	Осадок $Cu(OH)_2$ голубого цвета растворяется, и образуется раствор ярко-синего цвета. $CH_2OH + Cu(OH)_2 \rightarrow$  \rightarrow

Продолжение таблицы 3

Функциональная группа, связь	Вещества	Реактив	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	Фенолы Ar-OH	FeCl ₃ (р-р)	Изменение цвета, в случае фенола появляется фиолетовая окраска
	C ₆ H ₅ OH — фенол	Br ₂ (р-р) — бромная вода	Осадок белого цвета. $ \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\ \\ \text{Br} \end{array} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 3\text{HBr} + \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_2(\text{Br})_3 \\ \\ \text{Br} \end{array} $
Альдегидная группа $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—H} \end{array} $	Альдегиды, моносахариды (глюкоза, рибоза и др.), восстановляющие дисахариды (мальтоза, целлобиоза и др.)	[Ag(NH ₃) ₂]OH — аммиачный раствор оксида серебра	Образуется осадок металлического серебра (реакция серебряного зеркала). $ \text{RCHO} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{RCOONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} $
		Cu(OH) ₂ — свежеприготовленный, в избытке щёлочи при нагревании	Образуется осадок Cu ₂ O красного цвета*. В ходе реакции происходит изменение цвета: Cu(OH) ₂ имеет голубой

* Осадок Cu₂O образуется также при нагревании с фруктозой. Реакция имеет сложный механизм.

Продолжение таблицы 3

Функциональная группа, связь	Вещества	Реактив	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
			цвет, который переходит в жёлтый (цвет Cu(OH)) и в красный. $\text{RCHO} + 2\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{RCOOH} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Карбоксильная группа $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OH} \end{array}$	Карбоновые кислоты RCOOH	Соли угольной кислоты (карбонаты или гидрокарбонаты)	Выделяется газ. $\text{RCOOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
		Спирты R_1OH	Образуются сложные эфиры, нерастворимые в воде, многие из которых обладают характерным запахом. $\text{RCOOH} + \text{R}_1\text{OH} \rightarrow \text{RCOOR}_1 + \text{H}_2\text{O}$
	Сложные эфиры карбоновых кислот	Щелочные растворы (NaOH , Na_2CO_3 и др.)	Сложные эфиры нерастворимы в воде, один из продуктов реакции (соль карбоновой кислоты) растворим. $\text{RCOOR}_1 + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{ROH}$
Аминогруппа $-\text{NH}_2$	Первичные алифатические амины $\text{R}-\text{NH}_2$	HNO_2 (смесь $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$)	Выделяется газ. $\text{RNH}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{ROH} + \text{N}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Окончание таблицы 3

Функциональная группа, связь	Вещества	Реактив	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	$C_6H_5NH_2$ — анилин	$Ca(ClO)_2$ — раствор хлорной извести	Окрашивание в фиолетовый цвет
		$Vg_{2(p-p)}$	Образование осадка и обесцвечивание бромной воды
Нет	Крахмал	I_2 — раствор йода	Появляется сине-фиолетовое окрашивание, исчезающее при нагревании
Пептидные связи $-CO-NH-$	Белки	$Cu(OH)_2$ — свежеприготовленный в избытке щёлочи ($CuSO_4 + NaOH_{(конц.)}$)	Образуется раствор ярко-фиолетового цвета — биуретовая реакция
Остатки ароматических углеводородов	Белки, содержащие остатки ароматических углеводородов	$HNO_{3(конц.)}$	Появляется жёлтое окрашивание — ксантопротеиновая реакция
$-S-$	Белки серосодержащие	$Pb(CH_3COO)_{2(p-p)} + NaOH_{(конц.)}$	Образуется осадок чёрного цвета — цистеиновая реакция
$-Cl, -Br, -I$	Галогенсодержащие вещества	Нагретая медная проволока, пламя	Пламя окрашивается в зелёный цвет

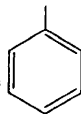
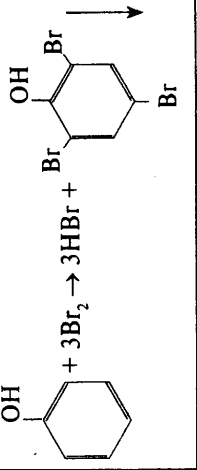


Таблица 4

Некоторые реагенты, взаимодействующие с различными классами органических и неорганических веществ

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
Br ₂ (р-р)	Вещества, содержащие двойную C=C связь (алкены, диены, полиены, непредельные кислоты и производные этих веществ)	Раствор обесцвечивается. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$
	Вещества, содержащие тройную C≡C связь (алкины, непредельные кислоты и производные этих веществ)	$\begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Br} \\ \quad \\ \text{CH}=\text{CH} \\ \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array} + 2\text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{Br} \\ \quad \\ \text{CH}-\text{CH} \\ \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$
Br ₂ (при облучении)	Фенол C ₆ H ₅ OH	
	Алканы, производные ароматических углеводородов, имеющие боковые цепи	Выделяется HBr. $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$

Продолжение таблицы 4

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
Br ₂ (в присутствии катализаторов FeCl ₃ или AlCl ₃)	Ароматические углеводороды	Выделяется HBr. $C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr \uparrow$
KMnO ₄ (р-р)	Вещества, содержащие двойную C=C связь (алкены, диены, полиены, непредельные кислоты и производные этих веществ)	Раствор обесцвечивается. $CH_2=CH_2 + [O] + H_2O \rightarrow \begin{array}{c} CH_2-CH_2 \\ \quad \\ OH \quad OH \end{array}$
	Вещества, содержащие тройную C≡C связь (алкины, непредельные кислоты и производные этих веществ)	$CH \equiv CH + [O] \rightarrow \begin{array}{c} COOH \\ \\ COOH \end{array}$ или $CH_3-C \equiv CH + [O] + H_2O \rightarrow CH_3COOH + CO_2$
	Гомологи бензола и производные ароматических углеводородов, имеющие боковую цепь углеродных атомов	Раствор обесцвечивается. $C_6H_5CH_3 + [O] \rightarrow C_6H_5COOH + H_2O$ или $C_6H_4(Cl)C_2H_5 + [O] \rightarrow C_6H_4(Cl)COOH + CO_2 + H_2O$
	Альдегиды RCHO	Раствор обесцвечивается. $RCHO + [O] \rightarrow RCOOH$
	Амины	Раствор обесцвечивается

Продолжение таблицы 4

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
Аммиачный раствор оксида серебра(I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Альдегиды RCHO . Альдозы (углеводы, содержащие альдегидную группу)	Образуется осадок серебра (реакция серебряного зеркала). $\text{RCHO} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{RCOONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
	Кислоты (карбоновые RCOONH_4 , сульфокислоты, неорганические кислоты)	Реакция кислотно-основного взаимодействия. $3\text{RCOONH}_4 + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{RCOONH}_4 + 2\text{RCOONH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
	Муравьиная кислота	Образуется осадок серебра (реакция серебряного зеркала). $\text{HCOONH}_4 + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow 2\text{Ag}\downarrow + 2\text{NH}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Свежеполученный гидроксид меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в присутствии избытка щелочи	Без нагревания — многоатомные спирты, моносахариды, дисахариды, α -аминокислоты, белки	Осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета растворяется и образуется раствор ярко-синего цвета

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекающих реакции) и уравнение реакции
	При нагревании — альдегиды, альдозы (альдегидспирты), восстанавливающие дисахариды, фруктоза	Цвет осадка изменяется от голубого $(\text{Cu}(\text{OH})_2)$ к жёлтому (CuOH) и красному (Cu_2O) . $\text{RCHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{RCOOH} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	Без нагревания — кислоты	Осадок растворяется и образуется раствор голубоватого цвета (цвет гидратированных ионов Cu^{2+}). $2\text{RCOOH} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{RCOO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Оксид меди(II) CuO	При нагревании — первичные спирты	Изменяется цвет от чёрного (CuO) до красного (Cu) . $\text{RCH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{RCHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
	При нагревании — вторичные спирты	Изменяется цвет от чёрного (CuO) до красного (Cu) . $\text{RR}'\text{CHOH} + \text{CuO} \rightarrow \text{R}-\text{CO}-\text{R}' + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
	Кислоты	Образуется раствор голубоватого цвета (цвет гидратированных ионов меди(II)). $2\text{RCOOH} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{RCOO})_2 + \text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы 4

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекающей реакции) и уравнение реакции
Щелочные металлы	Спирты	Выделяется газ. $2\text{RON} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{RONa} + \text{H}_2 \uparrow$
	Кислоты	Выделяется газ. $2\text{RCOON} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{RCOONa} + \text{H}_2 \uparrow$
	Фенолы (AgOH). Ag — остаток ароматического углеводорода	Выделяется газ. $2\text{AgOH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{AgONa} + \text{H}_2 \uparrow$
Щёлочи	Кислоты	Изменяется кислотность среды, выделяется теплота. $\text{RCOON} + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O}$
	Фенолы	Вещество растворяется. $\text{AgOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{AgONa} + \text{H}_2\text{O}$
	Сложные эфиры	Сложные эфиры — нерастворимые в воде вещества, продукты реакции (соли и низшие спирты) — растворимые. $\text{RCOOR}_1 + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{ROH}$
Карбонаты	Кислоты	Выделяется газ. $2\text{RCOON} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекающей реакции) и уравнение реакции
HNO ₃	Алканы (при нагревании)	Изменяется цвет, запах... $\text{CH}_4 + \text{HONO}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	Ароматические углеводороды (в присутствии катализатора H ₂ SO ₄)	Изменяется цвет, запах... $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HONO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	Спирты многоатомные и одноатомные (в присутствии катализатора H ₂ SO ₄)	Изменяется цвет, запах, растворимость... $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{HONO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} \text{CH}_2\text{ONO}_2-\text{CH}_2\text{ONO}_2 + 2\text{HOH}$
H ₂ SO ₄ (конц.)	Алканы (при нагревании)	Изменяется цвет, запах, растворимость... $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{HOSO}_3\text{H} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{13}\text{SO}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O}$
	Ароматические углеводороды (при нагревании)	Изменяется цвет, запах, растворимость... $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HOSO}_3\text{H} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O}$

Окончание таблицы 4

Реагент	Класс реагирующих веществ	Наблюдаемые изменения (признаки протекания реакции) и уравнение реакции
	Спирты многоатомные и одноатомные (в присутствии катализатора H_2SO_4)	Изменяется цвет, запах... $C_2H_5OH + HOSO_3H \rightarrow C_2H_5OSO_3H + H_2O$
	Алкены (при нагревании)	Изменяется цвет, запах... $CH_2=CH_2 + HOSO_3H \rightarrow CH_3-CH_2OSO_3H$

Таблица 5

Тривиальные названия неорганических веществ

Формула	Систематическое название	Тривиальное название
Na_2CO_3	карбонат натрия	кальцинированная сода
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	декагидрат карбоната натрия	кристаллическая сода
NaHCO_3	гидрокарбонат натрия	пищевая сода, питьевая сода, двууглекислая сода
NaOH	гидроксид натрия	едкий натр, каустическая сода, каустик
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	декагидрат сульфата натрия	глауберова соль
Na_2SiO_3	силикат натрия	растворимое стекло, жидкое стекло
NaNO_3	нитрат натрия	чилийская селитра, натриевая селитра
$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ или $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$	гексафторалюминат натрия	криолит
NaCl	хлорид натрия	поваренная соль, каменная соль, пищевая соль
K_2CO_3	карбонат калия	поташ
KOH	гидроксид калия	едкое кали
KClO_3	хлорат калия	бертолетова соль
K_2SiO_3	силикат калия	жидкое стекло, растворимое стекло
C	углерод	графит, кокс, уголь, сажа
CaCO_3	карбонат кальция	мел, известняк, мрамор
CaO	оксид кальция	негашёная известь, «кипелка»

Продолжение таблицы 5

Формула	Систематическое название	Тривиальное название
Ca(OH)_2	гидроксид кальция	гашёная известь, белильная известь, «пушонка»
Ca(OH)_2	гидроксид кальция	известковая вода (насыщенный прозрачный раствор)
		известковое молоко (взвесь Ca(OH)_2 в воде)
$\text{Ca(ClO)}_2 + \text{CaCl}_2$	хлоридгипохлорит кальция	хлорная известь
$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$	смесь дигидрофосфата и сульфата кальция	простой суперфосфат
$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$	дигидрофосфат кальция	двойной суперфосфат
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	дигидрат сульфата кальция	гипс
FeCl_2	хлорид железа(II)	хлористое железо
FeCl_3	хлорид железа(III)	хлорное железо
FeS_2	дисульфид железа(II)	пирит, железный колчедан, серный колчедан
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	гептагидрат сульфата железа(II)	железный купорос
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	гептагидрат сульфата цинка	цинковый купорос
ZnS	сульфид цинка	цинковая обманка
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	пентагидрат сульфата меди(II)	медный купорос

Продолжение таблицы 5

Формула	Систематическое название	Тривиальное название
$(\text{CuOH})_2 \cdot \text{CO}_3$	карбонат гидроксомеди(II)	малахит
N_2O	оксид азота(I)	веселящий газ
NO_2	оксид азота(IV)	бурый газ
NH_4Cl	хлорид аммония	нашатырь
NH_4NO_3	нитрат аммония	аммиачная селитра
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или NH_4OH^*	гидрат аммиака, гидроксид аммония	нашатырный спирт
$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	смесь дигидрофосфата и гидрофосфата аммония	аммофос
CO	оксид углерода(II)	угарный газ
CO_2	оксид углерода(IV)	углекислый газ, угольный ангидрид
SO_2	оксид серы(IV)	сернистый газ, сернистый ангидрид
SO_3	оксид серы(VI)	серный ангидрид
$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	олеум	раствор SO_3 в концентрированной серной кислоте
HF	фтороводород	плавиковая кислота (раствор HF в воде)
Al_2O_3	оксид алюминия	корунд, боксит, глинозём

* Могут встречаться обе формы записи. Из двух основных причин, которые могут объяснить очень хорошую растворимость (до 700 : 1) аммиака в воде, первая — ионизация по схеме $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ — вследствие её незначительности не может играть решающей роли. Вторая возможная причина — гидратация.

Окончание таблицы 5

Формула	Систематическое название	Тривиальное название
SiO_2	оксид кремния(IV)	горный хрусталь, силикагель, кварц, песок, кремнезём
CrO_3	оксид хрома(VI)	хромовый ангидрид
MnO_2	оксид марганца(IV)	пирролюзит

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Некрасов Б. В. Основы общей химии. Т. 1. — М.: Химия, 1965.
2. Некрасов Б. В. Основы общей химии. Т. 2. — М.: Химия, 1967.
3. Некрасов Б. В. Основы общей химии. Т. 3. — М.: Химия, 1970.
4. Несмеянов А. Н., Несмеянов Н. А. Начала органической химии. Т. 1. — М.: Химия, 1969.
5. Несмеянов А. Н., Несмеянов Н. А. Начала органической химии. Т. 2. — М.: Химия, 1970.
6. Петров А. А., Бальян Х. В., Трощенко А. Т. Органическая химия. — М.: Высшая школа, 1969.

ЕГЭ

Учебное издание

Доронькин Владимир Николаевич
Бережная Александра Григорьевна
Сажнева Татьяна Владимировна
Февралева Валентина Александровна

ХИМИЯ
БОЛЬШОЙ СПРАВОЧНИК ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЕГЭ

Издание четвёртое, перераб. и доп.

Справочное издание

Под редакцией *В. Н. Доронькина*

Обложка *Н. Раевская*
Компьютерная вёрстка *Н. Марасова*
Корректор *Н. Марасова*

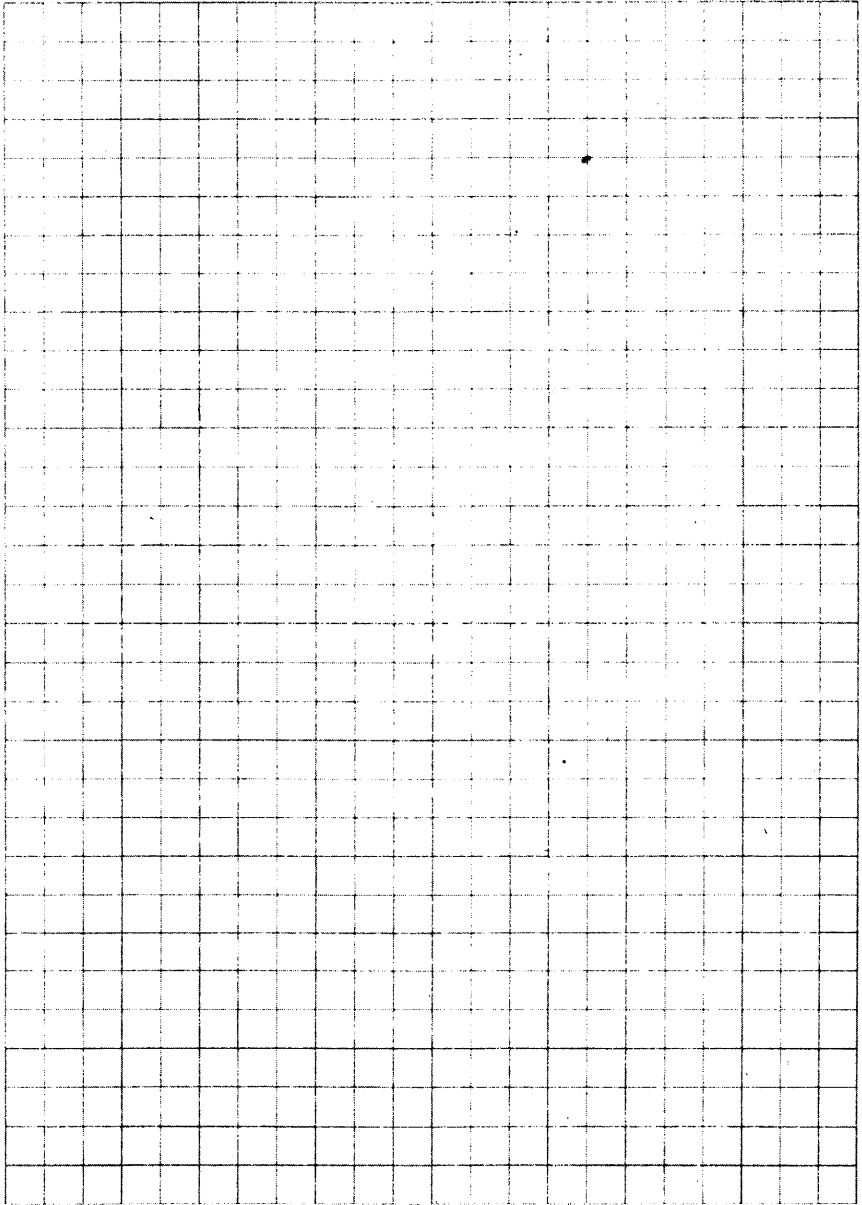
Подписано в печать 06.12.2018.
Формат 60×84¹/₁₆. Бумага типографская.
Гарнитура Ньютон. Печать офсетная. Усл. печ. л. 32,55.
Доп. тираж 5000 экз. Заказ № 62.

ООО «ЛЕГИОН»

Для писем: 344000, г. Ростов-на-Дону, а/я 550.
Адрес редакции: 344082, г. Ростов-на-Дону, ул. Согласия, 7.
www.legionr.ru e-mail: legionrus@legionrus.com

Отпечатано в соответствии с качеством предоставленных
диапозитивов в ООО «Август»
347900, г. Таганрог, ул. Лесная биржа, 6В.

Для заметок



Для заметок

