



12+

**Задачник:**

- содержит разнообразные по форме задачи, вопросы, упражнения;
- включает как типовые качественные и расчётные задачи (уровень 1), так и задачи повышенной сложности (уровень 2);
- помогает подготовиться к участию в олимпиадах от школьного уровня до регионального этапа;
- содержит алгоритмы решения типовых задач и ответы ко всем расчётным заданиям;
- дополняет материал учебника заданиями межпредметной направленности и способствует формированию метапредметных компетенций;
- даёт возможность повторить все темы курса химии основной школы и закрепить знания;
- позволяет подготовиться к успешному прохождению государственной итоговой аттестации.

Официальный интернет-магазин
издательства «Просвещение»
shop.prosv.ru

ISBN 978-5-09-109505-0



9 785091 095050


ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО

www.prosv.ru

В. В. Еремин
А. А. Дроздов

ХИМИЯ

Задачник

8
9

ХИМИЯ

Задачник

8–9 классы

В. В. Еремин
А. А. Дроздов

ХИМИЯ

8—9 классы

Задачник

Учебное пособие

2-е издание, стереотипное

Москва
«Просвещение»
2023

- Еремин, Вадим Владимирович.**
Е70 Химия : 8—9-е классы : задачник : учебное пособие / В. В. Еремин, А. А. Дроздов. — 2-е изд., стер. — Москва : Просвещение, 2023. — 318, [2] с. : ил.

ISBN 978-5-09-109505-0.

Задачник содержит большое число задач, вопросов и упражнений. Разнообразный по форме дидактический материал направлен на повторение важнейших тем курса химии основной школы и закрепление знаний. Сборник включает как типовые качественные и расчётные задачи (1-й уровень), так и задачи повышенной сложности (2-й уровень). Многие задания способствуют формированию метапредметных навыков. В сборнике приведены алгоритмы решения типовых задач, а также даны ответы ко всем расчётным заданиям.

Задачник будет полезен учителям для организации внеурочной деятельности — подготовки школьников к участию в олимпиадах от школьного уровня до регионального этапа. Авторы сборника, преподаватели химического факультета МГУ, имеют огромный опыт обучения химии как в средней школе, так и при подготовке к олимпиадам всех уровней. Под руководством профессора, доктора физико-математических наук Еремина Вадима Владимировича российские школьники неоднократно побеждали во всероссийских и международных олимпиадах по химии.

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721

ISBN 978-5-09-109505-0

© АО «Издательство «Просвещение», 2022
© Художественное оформление.
АО «Издательство «Просвещение», 2022
Все права защищены

Предисловие

Дорогие учащиеся!

Перед вами сборник заданий, который поможет освоить школьный курс химии и, возможно, немного глубже узнать о тех проблемах, которые решает химия. В нём вы найдёте множество самых разных заданий: вопросов и задач, качественных и расчётных, простых и более сложных, стандартных и необычных. В решении задач вам помогут примеры, приведённые в каждом разделе. С методами и приёмами решения самых простых и типовых задач вы можете познакомиться и в школьных учебниках¹. Всего в задачнике содержится более 180 примеров и более 1600 задач и упражнений.

Приведённые в книге задания условно разделены на два уровня. К первому уровню отнесены задачи, которые не требуют специальной подготовки и знания последующих разделов курса. Так, в темах «Воздух. Кислород», «Водород. Кислоты. Соли», «Основные классы неорганических веществ и их взаимосвязь» в заданиях первого уровня отсутствуют сложные задачи на расчёты по уравнениям реакций. Более сложные и оригинальные задачи, для решения которых нужны небольшие усилия, отнесены нами ко второму уровню. Некоторые из них требуют более глубокого знания материала, чем предусмотрено в базовом школьном учебнике. Они рассчитаны на тех, кто читает и изучает дополнительную литературу по химии, участвует в работе химических кружков, готовится к олимпиадам и другим творческим соревнованиям по химии.

Задачник составлен в поддержку школьным учебникам, но не дублирует их. Поэтому, хотя последовательность изложения материала близка к таковой в учебниках, но акценты расставлены несколько иначе. Так, например, большая глава, посвящённая стехиометрическим расчётам, является в задачнике одной из первых, поскольку даёт основу для решения почти всех расчётных задач.

¹ Химия : 8 класс : учебник / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин. — Москва : Просвещение, 2021. — 304 с.

Химия : 9 класс : учебник / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин. — Москва : Просвещение, 2021. — 288 с.

В учебниках же стехиометрия вводится постепенно на протяжении всего 8 класса и в начале 9 класса.

Несколько советов тем, кто приступает к решению задач. Самое главное — внимательно и не спеша прочитайте условие задачи до конца, чтобы понять, что вам дано и что требуется сделать. Только после этого приступайте к решению. При количественных расчётах рекомендуется сразу перейти от массы или объёма к количеству вещества, проверить расстановку коэффициентов в уравнениях реакций. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях подробно рассмотрены на многочисленных примерах в теме 10. При расчётах используйте целочисленные значения относительных атомных масс элементов, за исключением хлора, масса которого равна 35,5. После решения задачи не забывайте сверяться с ответами, помещёнными в конце книги.

Большое количество и разнообразие задач позволяют использовать данный сборник для самых разных целей: на уроках, при подготовке к контрольным и проверочным работам или итоговой аттестации, на дополнительных занятиях по химии, при подготовке к олимпиадам различных уровней — от школьных до региональных.

Работать над заданиями можно самостоятельно или с учителем. Чем больше задач вы решите, тем лучше будете знать химию и тем выше будут ваши оценки в школе и результаты на олимпиадах.

Успехов в химии!

Авторы

1.1. Вещества и их превращения**■ Основные определения**

Вещество — основное понятие химии. Веществом называют любую совокупность атомов, молекул или ионов с определёнными физическими и химическими свойствами. Вещества подразделяют на индивидуальные (чистые) и смеси.

Химическая реакция — превращение одних веществ (реагентов) в другие (продукты), отличающиеся от них составом и/или строением.

Признаки химической реакции — изменение цвета, выделение или поглощение газа, образование или растворение осадка, выделение или поглощение теплоты.

Примеры решения задач

■ **Пример 1-1.** Определите, каким является каждое из перечисленных ниже явлений — физическим или химическим:

- 1) горение природного газа;
- 2) свечение электролампы;
- 3) фильтрование;
- 4) взрыв снаряда;
- 5) брожение виноградного сока;
- 6) сжатие воздуха.

Решение. 1) При горении природного газа углеводороды, входящие в его состав, реагируют с кислородом воздуха и превращаются в углекислый газ и воду. Это химическое явление.

2) При свечении электролампы происходит переход электрической энергии в световую, но химический состав веществ в лампе не изменяется. Это физическое явление.

3) При фильтровании происходит механическое разделение смеси веществ, осадок остаётся на фильтре, а раствор проходит через фильтр. Химических превращений здесь нет, это физическое явление.

4) Взрыв — это химическое явление, при котором за очень короткое время образуется очень большое количество газов. Сам взрыв — химическое явление, но его последствия — увеличение давления и разлёт осколков снаряда — относятся к физическим явлениям.

5) При брожении виноградного сока сложные органические вещества — углеводы — превращаются в более простые, одним из которых является углекислый газ. Выделение газа — признак химической реакции, брожение — химическое явление.

6) Сжатие воздуха — чисто физическое явление, химический состав воздуха при этом не изменяется.

О т в е т. Физические явления — 2, 3, 6; химические явления — 1, 4, 5.

■ **Пример 1-2.** В неподписанных пробирках находятся образцы пяти веществ: поваренная соль, сахарный песок, парафин, порошок мела и порошок малахита. Как распознать эти вещества? Опишите последовательность действий.

Р е ш е н и е. 1) Порошок малахита — единственное цветное вещество из перечисленных, он окрашен в зелёный цвет.

2) Остальные вещества проверим на растворимость в воде. Два вещества — сахар и поваренная соль — растворимы в воде, два другие — парафин и мел — нерастворимы.

3) Нагреем белые порошки, растворимые в воде. С поваренной солью ничего происходить не будет, а сахар при нагревании плавится и постепенно темнеет.

4) Парафин и мел можно различить по плотности: парафин легче воды и плавает на её поверхности, а мел в воде тонет.

О т в е т. Вещества различаем по цвету, растворимости в воде, отношению к нагреванию и плотности.

Уровень 1

- 1.1.** Приведите примеры веществ, которые плавают на поверхности воды и не тонут. Помните, что это может быть связано как с меньшей плотностью вещества по сравнению с плотностью воды, так и с отсутствием смачиваемости (высоким поверхностным натяжением).
- 1.2.** Какие из перечисленных веществ являются индивидуальными?
- 1) Столовый уксус;
 - 2) сода;
 - 3) нашатырный спирт;
 - 4) соляная кислота;
 - 5) серная кислота;
 - 6) гремучий газ.
- 1.3.** Чёрный порошок X представляет собой простое вещество. Он нерастворим в воде и плавает на её поверхности. При сгорании на воздухе образует газ, являющийся продуктом жизнедеятельности. Назовите это вещество и элемент, который его образует.
- 1.4.** Какие из перечисленных веществ можно хранить в открытых стеклянных? Столовый уксус, поваренная соль, алюминиевая фольга, газированная вода, спиртовой раствор иода. Что будет происходить с этими веществами при хранении?
- 1.5.** При сжигании спичечной головки появляется характерный запах. Каким веществом обусловлен этот запах?
- 1.6.** Как можно отличить водопроводную воду от дистиллированной воды? Укажите два способа.
- 1.7.** При испарении какой воды — речной, морской, колодезной или дождевой — не остаётся твёрдого остатка?
- 1.8.** Какое вещество при комнатной температуре является жидким и обладает высокой электропроводностью?

- 1.9.** Назовите по одному газу, обладающему следующими свойствами:
- 1) легче воздуха;
 - 2) поддерживает горение;
 - 3) хорошо растворим в воде;
 - 4) имеет цвет;
 - 5) состоит из нескольких элементов.
- 1.10.** Назовите по одной жидкости, обладающей следующими свойствами:
- 1) тяжелее воды;
 - 2) хорошо горит;
 - 3) неограниченно смешивается с водой;
 - 4) имеет цвет;
 - 5) состоит из нескольких элементов.
- 1.11.** Назовите по одному твёрдому веществу, обладающему следующими свойствами:
- 1) легче воды;
 - 2) хорошо горит;
 - 3) хорошо растворимо в воде;
 - 4) имеет цвет;
 - 5) имеет характерный запах.
- 1.12.** Можно ли назвать химической реакцией: а) кипячение воды; б) разложение воды электрическим током? Обоснуйте свой ответ.
- 1.13.** Какие явления из перечисленных ниже относятся к химическим?
- 1) Водопад;
 - 2) ветер;
 - 3) преломление света;
 - 4) горение древесины;
 - 5) срабатывание подушки безопасности;
 - 6) растворение соды в уксусе;

- 7) измельчение сахара;
- 8) переваривание пищи;
- 9) свёртывание крови.

1.14. Определите, каким является каждое из перечисленных ниже явлений — физическим или химическим:

- 1) измельчение мела;
- 2) расширение воздуха при нагревании;
- 3) горение природного газа;
- 4) разложение оксида ртути при нагревании;
- 5) подъём воздушного шара;
- 6) растворение натрия в воде.

1.15. Приведите по одному примеру химических реакций, о протекании которых можно судить по: а) изменению цвета; б) выделению газа; в) образованию осадка; г) растворению осадка.

1.16. Какие вещества из перечисленных ниже относятся к однородным смесям, а какие — к неоднородным?

- 1) Воздух;
- 2) морская вода;
- 3) кровь;
- 4) бензин;
- 5) сталь;
- 6) молоко;
- 7) стекло.

1.17. Приведите по два примера смесей, которые можно разделить: а) фильтрованием; б) с помощью делительной воронки; в) перегонкой.

1.18. Как разделить смесь древесных опилок и поваренной соли? Опишите последовательность действий.

1.19. В сахарницу с сахарным песком попали осколки разбившегося стеклянного бокала. Как можно очистить сахарный песок от кусочков стекла? Опишите последовательность действий.

1.20. Приведите по одному примеру химических явлений со следующими признаками.

- 1) Серебристо-белое вещество с металлическим блеском превращается в белый порошок.
- 2) Синее кристаллическое вещество превращается в вещество белого цвета и бесцветную жидкость.
- 3) Вещество розового цвета с металлическим блеском превращается в порошок чёрного цвета.
- 4) Вещество зелёного цвета превращается в порошок чёрного цвета, бесцветный газ и бесцветную жидкость.
- 5) Порошок вещества тёмно-серого цвета с металлическим блеском и порошок вещества жёлтого цвета образуют вещество чёрного цвета.

В каждом случае укажите с помощью формул или названий исходные вещества и продукты реакции.

1.21. В химической лаборатории скопились отходы от эксперимента, состоящие из смеси порошков парафина, поваренной соли и меди. Каким образом можно разделить эту смесь на индивидуальные компоненты? Опишите последовательность действий.

1.22. Предложите способ разделения смеси кристаллов лимонной кислоты, порошка серы и медной стружки.

1.23. Предложите способ разделения смеси древесных опилок, поваренной соли и речного песка. Опишите последовательность действий.

1.24. Разделите смесь, состоящую из крошки оконного стекла, калийной селитры и железных опилок. Опишите последовательность действий.

1.2. Химические элементы. Атомы и молекулы

Основные формулы и определения

Атом — мельчайшая, химически неделимая частица вещества.

Химический элемент — определённый вид атомов, имеющих один и тот же заряд ядра.

Молекула — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами и состоящая из атомов, соединённых между собой химическими связями.

Все вещества состоят из атомов, но не все — из молекул. Вещества молекулярного строения имеют постоянный состав, который не зависит от способа их получения.

Простое вещество — вещество, состоящее из атомов только одного элемента.

Сложное вещество (химическое соединение) — вещество, состоящее из атомов разных элементов.

Атомная единица массы — $1/12$ массы атома углерода-12:

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

Относительная атомная масса — безразмерная величина, равная отношению массы атома к 1 а. е. м: $A_r = \frac{m(\text{атома})}{1 \text{ а. е. м.}}$.

Относительная молекулярная масса — безразмерная величина, равная отношению массы молекулы к 1 а. е. м: $A_r = \frac{m(\text{молекулы})}{1 \text{ а. е. м.}}$.

Примеры решения задач

- **Пример 1-3.** Чему равна масса молекулы углекислого газа:
а) в а. е. м.; б) в граммах; в) в килограммах?

Решение. а) Относительная молекулярная масса углекислого газа:

$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$, следовательно, масса молекулы $m(\text{CO}_2) = 44 \text{ а. е. м.}$

б) $1 \text{ а. е. м.} = 1 \text{ г/моль} / N_A = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$, тогда $m(\text{CO}_2) = 44 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 73 \cdot 10^{-24} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$

в) $1 \text{ г} = 10^{-3} \text{ кг}$, следовательно, $m(\text{CO}_2) = 7,3 \cdot 10^{-23} \cdot 10^{-3} = 7,3 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$

О т в е т. а) 44 а. е. м; б) $7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$; в) $7,3 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}$

■ **Пример 1-4.** Во сколько раз молекула серы S_8 тяжелее молекулы водорода?

Решение. Массы молекул, выраженные в а. е. м., численно равны их относительным молекулярным массам: $M_r(S_8) = 8A_r(S) = 256$, $m(S_8) = 256$ а. е. м.; $M_r(H_2) = 2A_r(H) = 2$, $m(H_2) = 2$ а. е. м. Молекула серы тяжелее молекулы водорода в $256 / 2 = 128$ раз.

О т в е т. В 128 раз.

Пример 1-5. Кристаллик серебра в 8100 раз тяжелее атома серы. Сколько атомов серебра входит в состав кристаллика?

Решение. Масса кристалла: $m(\text{кристалла}) = 8100 \cdot m(S) = 8100 \cdot 32 = 259\,200$ а. е. м. Масса одного атома серебра: $m(Ag) = 108$ а. е. м. Число атомов в составе кристалла: $N(Ag) = m(\text{кристалла}) / m(Ag) = 259\,200 / 108 = 2400$.

О т в е т. 2400 атомов.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 1.25. Все вещества состоят из атомов. А какие из перечисленных веществ состоят из молекул? Углекислый газ, сода, медь, алмаз, серебро, мел, озон, графит, медный купорос, водород.
- 1.26. Какое вещество имеет наименьшую молекулярную массу?
- 1.27. Чему равна масса молекулы кислорода: а) в а. е. м.; б) в граммах; в) в килограммах?
- 1.28. Рассчитайте относительные молекулярные массы следующих веществ: N_2 ; CO ; CO_2 ; C_3H_8 ; N_2O ; $C_6H_{12}O_6$.
- 1.29. Рассчитайте относительные молекулярные массы следующих соединений: H_2O ; NH_3 ; F_2 ; CO_2 ; SO_2 ; $NaOH$; KOH ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; $BaSO_4$; $CaCO_3$; C_6H_6 ; CH_3COOH ; $(NH_4)_2SO_4$; $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
- 1.30. Расположите следующие вещества в порядке увеличения относительной молекулярной массы: H_2 , HCl , H_2O_2 , HNO_3 , KOH , NH_3 , H_3PO_4 .

- 1.31.** Расположите следующие вещества в порядке уменьшения относительной молекулярной массы: CO_2 , CH_4 , CaCO_3 , BaSO_4 , AgNO_3 , Ca(OH)_2 , HF , O_2 .
- 1.32.** Во сколько раз атом водорода легче атома кислорода? Во сколько раз молекула водорода легче молекулы кислорода?
- 1.33.** Назовите три вещества, которые имеют относительную молекулярную массу 28.
- 1.34.** Назовите два вещества, которые имеют относительную молекулярную массу 32.
- 1.35.** Назовите два вещества, которые имеют относительную молекулярную массу 44.
- 1.36.** Молекула белого фосфора тяжелее молекулы водорода в 62 раза. Сколько атомов фосфора входит в состав молекулы?
- 1.37.** Рассчитайте массу одного атома углерода и одной молекулы фуллере́на C_{60} .
- 1.38.** Выберите из приведённого ниже перечня вещество:
- 1) немолекулярного строения, проводящее электрический ток;
 - 2) молекулярного строения, являющееся при комнатной температуре жидким;
 - 3) молекулярного строения, обладающее характерным запахом и состоящее из атомов трёх элементов.
- Вещества: вода H_2O , ванилин $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$, поваренная соль NaCl , железо Fe , сероводород H_2S , сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, негашёная известь CaO .

Уровень 2

- 1.39.** а) Молекула вещества X состоит из атомов двух элементов — N и O. Масса атома N равна 14 условных единиц (у. е.), а атома O — 16 у. е. Масса молекулы X составляет 92 у. е. Сколько атомов N и O входят в состав молекулы X?
- б) Вещество Y состоит из тех же атомов, что и X, но молекула Y в 2 раза легче, чем молекула X. Сколько атомов N и O входят в состав молекулы Y?

- 1.40.** Витамин С (аскорбиновая кислота) — одно из основных веществ в человеческом рационе. Его формула — $C_6H_8O_6$. Рассчитайте относительную молекулярную массу витамина С. Определите, какого элемента в витамине С больше всего по массе.
- 1.41.** Зелёные растения поглощают солнечную энергию с помощью вещества хлорофилла, формула которого — $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$. Рассчитайте относительную молекулярную массу хлорофилла. Определите, какого элемента в хлорофилле больше всего по массе.
- 1.42.** Кристаллик оксида титана(IV) в 1000 раз тяжелее атома серы. Сколько всего атомов входит в состав кристалла?
- 1.43.** Углеродная нанотрубка в 600 раз тяжелее молекулы метана. Сколько атомов углерода входит в её состав? Других элементов в трубке нет.
- 1.44.** Известны вещества, которые в твёрдом виде состоят из ионов, а в жидком и газообразном — из молекул. Приведите пример такого вещества.
- 1.45.** При очень высоком давлении (больше 100 000 атмосфер) газообразный кислород превращается в ярко-красное твёрдое вещество. Исследования показали, что это вещество состоит из молекул, которые в 64 раза тяжелее молекул водорода. Установите формулу красного кислорода.

1.3. Химические формулы. Валентность

■ Основные определения

Валентность — число одновалентных атомов, с которыми может соединиться данный атом в веществе или на которые он может заместиться.

Валентность (упрощённое определение) — число связей, образованных данным атомом в молекуле или в веществе.

Химическая формула — запись, характеризующая количественный состав вещества (состав молекулы). Состоит из символов химических элементов и индексов, показывающих число атомов каждого элемента в молекуле (формульной единице).

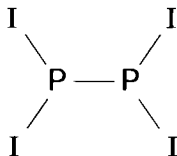
Примеры решения задач

- **Пример 1-6.** Медный купорос имеет формулу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Атомов какого элемента в нём больше всего, а какого — меньше всего?

Решение. Сложим вместе атомы сульфата меди и кристаллизационной воды и получим формулу медного купороса: $\text{CuSO}_9\text{H}_{10}$. Из этой записи видно, что в веществе больше всего атомов водорода, а меньше всего атомов меди и серы.

- **Пример 1-7.** Вещество состоит из атомов фосфора и иода, причём атомов иода в 2 раза больше, чем атомов фосфора. Установите молекулярную формулу вещества, зная, что фосфор имеет валентность III, а иод — валентность I.

Решение. По условию, простейшая формула вещества — PI_2 . Однако это не может быть молекулярной формулой, так как здесь фосфор имеет валентность II, а не III. Дополнительная валентность фосфора появится, если соединить между собой два фрагмента PI_2 и образовать связь $\text{P}—\text{P}$:



О т в е т. P_2I_4 .

- **Пример 1-8.** На рисунке изображена объёмная модель молекулы, состоящей из элементов, входящих во 2-й период таблицы Менделеева.

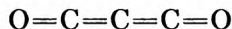


Общая масса всех «тёмных» атомов относится к общей массе всех «светлых» атомов как 9 : 8. Определите молекулярную формулу вещества и рассчитайте его относительную молекулярную массу.

Р е ш е н и е. Обозначим «тёмные» атомы X, а «светлые» атомы Y, тогда молекулярная формула вещества — X_3Y_2 . Общая масса всех атомов X: $m(X) = 3A_r(X)$ а. е. м., а атомов Y: $m(Y) = 2A_r(Y)$ а. е. м. По условию, отношение масс равно 9 : 8:

$$3A_r(X) / 2A_r(Y) = 9/8,$$

откуда $A_r(X) = 3/4 \cdot A_r(Y)$. Среди элементов 2-го периода такое соотношение выполняется для углерода и кислорода: X — C, Y — O. Формула вещества — C_3O_2 , это субоксид углерода:



$$M_r(C_3O_2) = 3A_r(C) + 2A_r(O) = 3 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 68.$$

О т в е т. C_3O_2 , $M_r = 68$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 1.46.** Перманганат калия имеет формулу $KMnO_4$. Во сколько раз число атомов неметалла в этом веществе больше общего числа атомов металлов?
- 1.47.** Какого элемента в перманганате калия больше всего по массе; меньше всего по массе?
- 1.48.** Железный купорос имеет формулу $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Атомов какого элемента в нём больше всего, а атомов какого — меньше всего?
- 1.49.** Рассчитайте относительную молекулярную массу медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Масса какого элемента в составе медного купороса наибольшая, а масса какого — наименьшая?
- 1.50.** В газообразном соединении кислорода с неизвестным элементом масса атомов кислорода равна массе атомов элемента. Установите формулу соединения.
- 1.51.** Определите валентности элементов в следующих соединениях:
 - 1) CH_4 , PH_3 , H_2S , HF , LiH ;
 - 2) HF , PF_3 , CaF_2 , CF_4 , PF_5 , SF_6 , ClF_7 ;

3) CO_2 , Ag_2O , ZnO , P_2O_5 , Cr_2O_3 , Cl_2O_7 , SO_3 , XeO_4 ;

4) Ag_2S , CuS , Al_2S_3 , MoS_2 , P_2S_5 .

1.52. Расположите оксиды марганца MnO , MnO_2 , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 в порядке увеличения валентности марганца в них. Не проводя расчётов, определите, какой из оксидов имеет наибольшую, а какой — наименьшую относительную молекулярную массу.

1.53. В соединении валентность азота равна III, а лития — I. Составьте формулу соединения лития с азотом.

1.54. В веществе валентность фосфора равна III, а кальция — II. Составьте формулу соединения кальция с фосфором.

1.55. В веществе валентность фосфора равна V, а серы — II. Составьте формулу сульфида фосфора(V).

1.56. В вашем распоряжении имеются три одновалентных атома Br, один атом O, два трёхвалентных атома N, один четырёхвалентный атом C. Сколько атомов водорода потребуется для образования соединений со всеми этими атомами?

1.57. Ниже приведены формулы химических веществ, в которых пропущены некоторые элементы или индексы (в каждой формуле — только один пропуск). Заполните все пропуски.

1) $\text{Al}_{2\dots3}$

6) $\text{Na}_2\text{CO}_\dots$

2) $\text{K}\dots\text{O}_4$

7) $\text{N}\dots_3$

3) $\text{Fe}\dots\text{O}_4$

8) $\dots\text{H}_4$

4) $\text{Cu}(\text{OH})_\dots$

9) $\text{H}_{2\dots2}$

5) $\dots_2\text{O}_5$

10) $\dots_2\text{CO}_5\text{H}_2$

1.58. Приведите по одному примеру веществ, молекулы которых состоят из:

1) трёх атомов одного и того же элемента;

2) трёх атомов и двух элементов;

3) пяти атомов и двух элементов;

4) пяти атомов и трёх элементов;

5) 60 атомов одного и того же элемента.

1.59. Составьте общую формулу гидридов элементов с валентностью n .

- 1.60.** Составьте общую формулу оксидов элементов с валентностью n . Отдельно рассмотрите случаи чётного и нечётного n .
- 1.61.** Кислотный остаток нитрат NO_3 имеет валентность I. Составьте общую формулу нитратов n -валентных элементов.
- 1.62.** Кислотный остаток сульфат SO_4 имеет валентность II. Составьте общую формулу сульфатов n -валентных элементов. Отдельно рассмотрите случаи чётного и нечётного n .

Уровень 2

- 1.63.** Вещество состоит из атомов углерода и водорода, причём атомов водорода в 3 раза больше, чем атомов углерода. Установите молекулярную формулу вещества, зная, что валентность атома углерода равна IV.
- 1.64.** Вещество состоит из атомов азота и водорода, причём атомов водорода в 2 раза больше, чем атомов азота. Установите молекулярную формулу вещества, зная, что атом азота трёхвалентен.
- 1.65.** На рисунке изображена объёмная модель молекулы, состоящей из трёх атомов и имеющей относительную молекулярную массу 76.



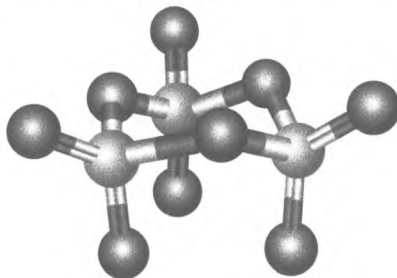
Определите молекулярную формулу вещества.

- 1.66.** На рисунке изображена объёмная модель молекулы, состоящей из элементов, входящих во 2-й период таблицы Менделеева.



Общая масса всех «светлых» атомов относится к общей массе всех «тёмных» атомов как 7 : 6. Определите молекулярную формулу вещества и рассчитайте его относительную молекулярную массу.

- 1.67.** Предложите формулу соединения углерода с кислородом, в котором массы элементов равны.
- 1.68.** Некоторый элемент X образует химическое соединение состава X_3H_5 , в котором все химические связи одинарные, а все атомы X имеют одинаковую валентность. Чему равна эта валентность? Напишите структурную формулу X и предположите, какой это может быть элемент.
- 1.69.** Соль Мора имеет формулу $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$. Атомов какого элемента в соли больше всего, а атомов какого — меньше всего?
- 1.70.** Атом элемента A (масса — 28 у. е.) может соединяться ровно с тремя другими атомами, а атом элемента B (масса — 2 у. е.) — только с одним. Сколько весит (в у. е.) самая лёгкая шестиатомная частица, составленная из этих элементов?
- 1.71.** На рисунке приведена структурная формула молекулы, состоящей из элементов, входящих в одну и ту же группу Периодической системы.



Общая масса всех «светлых» атомов в 1,5 раза меньше общей массы «тёмных» атомов. Определите молекулярную формулу вещества.

1.4. Уравнение реакции

■ Основные законы и определения

Закон сохранения массы в химических реакциях — общая масса всех исходных веществ равна общей массе всех продуктов реакции.

Уравнение химической реакции — запись реакции, содержащая формулы веществ со стехиометрическими коэффициентами перед ними.

Основные типы химических реакций — реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

Примеры решения задач

■ **Пример 1-9.** Выберите все верные утверждения о типах химических реакций.

- 1) В реакции разложения всегда образуются два вещества.
- 2) Реакция горения метана в кислороде — это не реакция замещения.
- 3) Простое вещество не может образоваться в реакции обмена.
- 4) В результате реакции разложения могут образоваться простые вещества — металл и неметалл.
- 5) Все реакции разложения протекают с поглощением теплоты.
- 6) Если реакцию замещения провести в обратном направлении, то это снова будет реакция замещения.

Решение. 1) Утверждение неверное. Бывают реакции разложения, в которых образуется три вещества или более. Пример — разложение малахита: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 = 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

2) Это правильное утверждение. Реакцию горения метана $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ нельзя по формальным признакам отнести ни к одному из основных четырех типов.

3) Правильно. В реакции обмена, по определению, участвуют только сложные вещества.

4) Правильно. Пример — разложение оксида ртути(II): $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$.

5) Неверно. Большинство реакций разложения требуют постоянного подвода теплоты, но есть и реакции разложения, которые происходят с выделением большого количества теплоты, например реакция разложения дихромата аммония («вулканчик»): $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$.

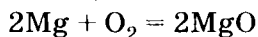
6) Это верное утверждение. Пример реакции замещения, которая может протекать в прямом и обратном направлении — взаимодействие железа с парами воды: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$. В прямом направлении железо замещает водо-

род, в обратном направлении водород вытесняет железо из оксида.

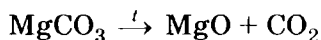
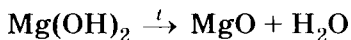
О т в е т. 2), 3), 4), 6).

■ **Пример 1-10.** Оксид магния можно получить с помощью реакций соединения, разложения и замещения. Напишите уравнения этих реакций.

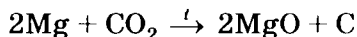
Р е ш е н и е. Реакция соединения происходит при взаимодействии простых веществ:



Оксид магния образуется также при термическом разложении гидроксида магния или кислородсодержащих солей магния:



Магний — довольно активный металл, обладающий большим сродством к кислороду, он способен отнимать кислород у многих оксидов, вступая при этом в реакцию замещения. Например, он горит в атмосфере углекислого газа:

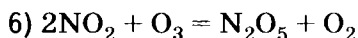
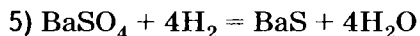
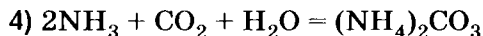
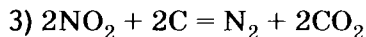
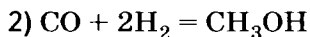


Задачи и упражнения для самостоятельного решения

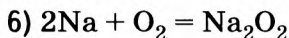
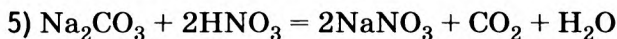
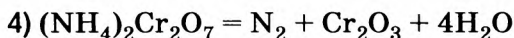
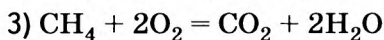
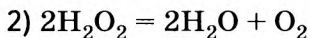
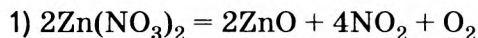
Уровень 1

1.72. Перечислите важнейшие типы химических реакций. В каких из них могут, а в каких не могут участвовать простые вещества? Ответ поясните и приведите примеры.

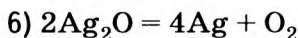
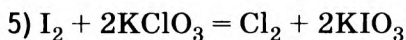
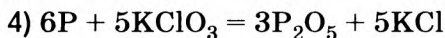
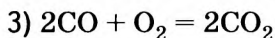
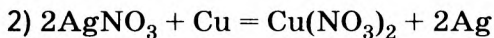
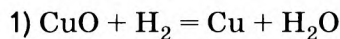
1.73. Из перечисленных реакций выберите все реакции соединения:



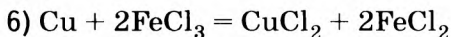
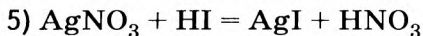
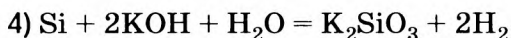
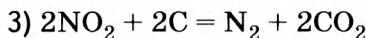
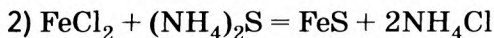
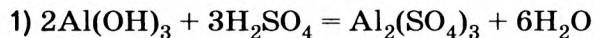
1.74. Из перечисленных реакций выберите все реакции разложения:



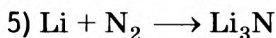
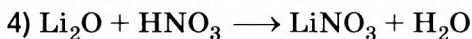
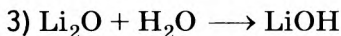
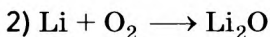
1.75. Из перечисленных реакций выберите все реакции замещения:



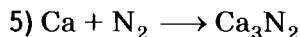
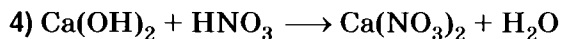
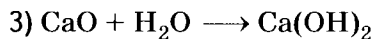
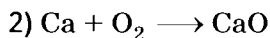
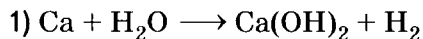
1.76. Из перечисленных реакций выберите все реакции обмена:



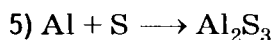
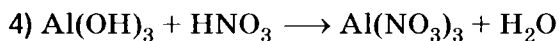
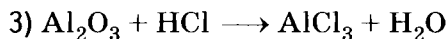
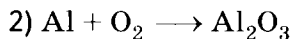
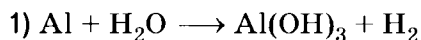
1.77. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



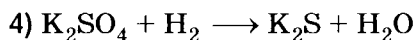
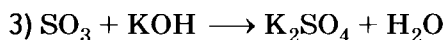
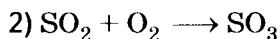
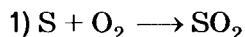
1.78. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



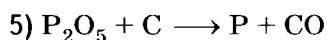
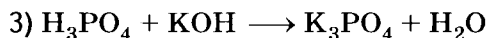
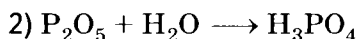
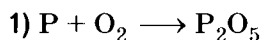
1.79. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



1.80. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



1.81. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



1.82. При распаде двух молекул фосфина образуется три молекулы водорода и два атома фосфора. Определите формулу фосфина. Запишите уравнение реакции.

1.83. При прокаливании оксида свинца(IV) образуется оксид свинца(II) и выделяется бесцветный газ. Запишите уравнение реакции.

- 1.84.** При нагревании на воздухе оксид марганца(II) превращается в оксид марганца(III). Запишите уравнение реакции.
- 1.85.** При нагревании оксид ксенона XeO_4 разлагается на простые вещества. Запишите уравнение реакции.
- 1.86.** При нагревании сульфида ртути(II) на воздухе образуется простое вещество и выделяется газ, который является продуктом сгорания серы на воздухе. Запишите уравнение реакции. К какому типу она относится?
- 1.87.** При распаде молекулы какого вещества образуются две молекулы оксида азота(IV)? Запишите уравнение реакции.
- 1.88.** Продуктом взаимодействия двух газов — водорода и хлора — является газ хлороводород. Запишите уравнение реакции. Изменяется ли давление в закрытом сосуде в результате протекания этой реакции?
- 1.89.** Какое вещество образуется при сгорании в кислороде угарного газа — оксида углерода(II)? Запишите уравнение реакции.
- 1.90.** Красный порошок оксида меди(I) при нагревании на воздухе становится чёрным — он превращается в оксид меди(II). Запишите уравнение реакции. К какому типу она относится?
- 1.91.** При взаимодействии двух молекул оксида азота(II) с молекулой кислорода образуются две молекулы вещества X. Запишите уравнение реакции. Назовите вещество X.
- 1.92.** Какое вещество вступило в реакцию с хлором, если продуктом этой реакции является хлорид фосфора(V)? Запишите уравнение реакции.
- 1.93.** Один из старинных способов получения водорода заключается в пропускании водяного пара через нагретые до тёмно-красного каления железные стружки. При взаимодействии пара с металлом образуются водород и железная окалина Fe_3O_4 . Составьте уравнение реакции взаимодействия железа с водяным паром.
- 1.94.** В реакциях соединения из нескольких веществ образуется одно. Приведите уравнения реакций соединения простых веществ с кислородом, в которых сумма коэффициентов равна: а) 4; б) 5; в) 7; г) 9. Коэффициенты должны быть целыми числами.
Чему равна минимально возможная сумма коэффициентов в уравнении реакции соединения? Приведите пример такой реакции с участием кислорода.

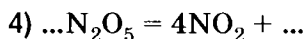
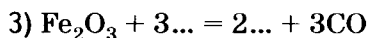
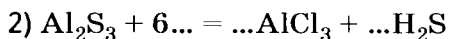
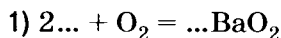
- 1.95.** Заполните формулами и числами пропущенные места в уравнениях химических реакций с участием кислорода.
- $$2... + O_2 = ...CO_2$$
- $$3... + ...O_2 = Fe_3O_4$$
- $$2... + 3O_2 = ...SO_2 + ...H_2O$$
- $$2... = ...H_2O + O_2$$
- $$2... + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2$$
- 1.96.** Выберите все верные утверждения о типах химических реакций.
- 1) Все реакции, в результате которых образуется простое вещество, — это реакции разложения.
 - 2) Реакция горения метана в кислороде — это НЕ реакция замещения.
 - 3) Простое вещество не может образоваться в реакции обмена.
 - 4) Два простых вещества-металла могут вступать в реакцию соединения.
 - 5) Все реакции разложения протекают с поглощением теплоты.
 - 6) Если реакцию разложения провести в обратном направлении, то это будет реакция соединения.
 - 7) Если реакцию замещения провести в обратном направлении, то это будет реакция обмена.
- 1.97.** Оксид лития можно получить с помощью реакций соединения и разложения. Запишите уравнения этих реакций.

Уровень 2

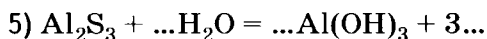
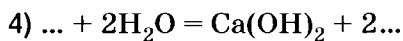
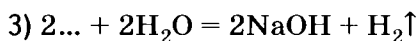
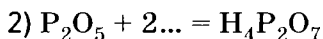
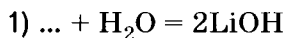
- 1.98.** Молекула фуллерена состоит из 60 атомов углерода. Запишите уравнение реакции горения фуллерена в кислороде.
- 1.99.** Озон O_3 — очень активное вещество, он легко реагирует со многими веществами, отдавая им свои атомы кислорода. При пропускании озона через раствор сероводорода H_2S в воде происходит реакция соединения и образуется серная кислота H_2SO_4 . Составьте уравнение этой реакции.

- 1.100.** При распаде одной молекулы вещества X образуются атом олова и две молекулы водорода. Запишите уравнение реакции. Изобразите структурную формулу вещества X.
- 1.101.** При разложении двух молекул азидоводорода образовались три молекулы азота и одна молекула водорода. Определите формулу азидоводорода и запишите уравнение реакции.
- 1.102.** Газ хлор, подобно кислороду, состоит из двухатомных молекул. Молекула какого вещества образуется при соединении одной молекулы угарного газа (оксида углерода(II)) с одной молекулой хлора? Запишите уравнение реакции. Изобразите структурную формулу продукта, зная, что атом углерода в нём имеет валентность IV.
- 1.103.** При сгорании на воздухе сероуглерода CS_2 образуются такие же продукты, как при сгорании смеси угля и серы. Запишите уравнение реакции сгорания сероуглерода.
- 1.104.** Новое экспериментальное ракетное топливо представляет собой смесь тонкоизмельчённого льда и порошка алюминия, частицы которого по размеру в 500 раз меньше толщины волоса. При поджигании происходит химическая реакция, в которой образуются оксид и простое вещество. Запишите уравнение этой реакции.
- 1.105.** Синильная кислота — водный раствор циановодорода. Это вещество состоит из водорода, азота и углерода. Составьте формулу циановодорода, зная, что валентность углерода равна IV, а валентность азота — III. Запишите уравнение реакции горения этого вещества на воздухе, если известно, что продукты реакции — вода, углекислый газ и одно простое вещество.
- 1.106.** Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.
- 1) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
 - 2) $\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - 3) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}$
 - 4) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 - 5) $\text{FeS} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- 1.107.** Завершите приведённые ниже уравнения реакций, поставив вместо пропусков коэффициенты или химические формулы. Отнесите каж-

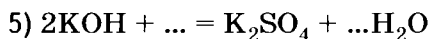
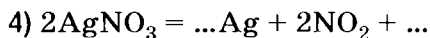
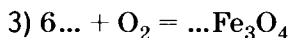
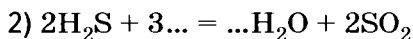
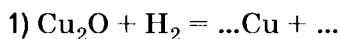
дую реакцию к одному из четырёх типов — соединения, разложения, замещения или обмена.



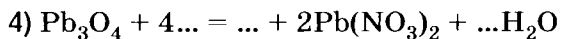
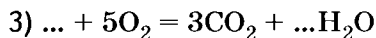
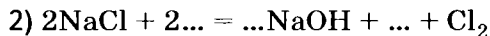
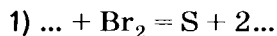
1.108. Заполните формулами и числами пропущенные места в уравнениях химических реакций с участием воды.



1.109. Ниже приведены уравнения химических реакций, в которых пропущены некоторые вещества и коэффициенты. Заполните все пропуски.



1.110. Ниже приведены уравнения химических реакций, в которых пропущены некоторые вещества и коэффициенты. Заполните все пропуски.



- 1.111.** Соединение серы с водородом и соединение кислорода с водородом имеют одинаковую относительную молекулярную массу. Чему она равна? Запишите уравнение реакции между этими двумя веществами, если известно, что в результате реакции образуются сера и вода.
- 1.112.** В одном из оксидов углерода число атомов углерода в 1,5 раза больше числа атомов кислорода. Составьте структурную формулу этого вещества, зная, что валентность углерода равна IV, а валентность кислорода — II. Запишите уравнение реакции сгорания этого оксида на воздухе.
- 1.113.** Семь простых веществ в обычных условиях состоят из двухатомных молекул — X_2 . Масса самой тяжёлой из этих молекул в 127 раз больше массы самой лёгкой. Установите формулы обеих молекул. Запишите уравнение реакции между ними, если известно, что продукт реакции также состоит из двухатомных молекул. Составьте формулы трёх других простых веществ, молекулы которых состоят из двух атомов.
- 1.114.** Приведите уравнение реакции горения, в которой: а) из 3 молекул образуются 3 молекулы; б) из 5 молекул получаются 4 молекулы.
- 1.115.** Оксид алюминия можно получить с помощью реакций соединения, разложения и замещения. Запишите уравнения этих реакций.
- 1.116.** Угарный газ (оксид углерода(II)) можно получить с помощью реакций соединения, разложения и замещения. Составьте уравнения этих реакций.
- 1.117.** Какое вещество можно получить с помощью реакций соединения, разложения, замещения и обмена? Приведите примеры таких реакций.

КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ СООТНОШЕНИЯ В ХИМИИ (ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ СТЕХИОМЕТРИИ)

2.1. Количество вещества

■ Основные формулы

Постоянная (число) Авогадро: $N_A = 6,02214 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Количество вещества: $\nu(\text{моль}) = N / N_A = m / M$.

Молярная масса: $M = m / \nu$, $M = M_r \cdot 1$ г/моль.

Молярная масса вещества A_xB_y : $M(A_xB_y) = xM(A) + yM(B)$.

Примеры решения задач

■ **Пример 2-1.** Сколько молекул содержится в одном литре воды?

Решение. Масса одного литра воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г}.$$

I способ (через количество вещества). Количество вещества — удобная величина, через которую можно связать между собой число атомов или молекул и массу вещества.

Молярная масса воды: $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ г/моль.

Количество вещества воды: $\nu(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 1000 / 18 = 55,6$ моль.

Число молекул: $N(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot N_A = 55,6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,35 \cdot 10^{25}$.

II способ (пропорция).

18 г (один моль) H_2O содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,

1000 г H_2O содержит x молекул.

$$x = 1000 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / 18 = 3,35 \cdot 10^{25}.$$

О т в е т. $3,35 \cdot 10^{25}$ молекул воды.

- **Пример 2-2.** Сколько атомов водорода содержится в: а) 10 моль аммиака; б) 100 г воды?

Решение. а) Формула аммиака — NH_3 . В одной молекуле аммиака содержится три атома водорода, а в любом количестве аммиака атомов водорода в 3 раза больше, чем молекул. Следовательно, $\nu(\text{H}) = 3 \cdot \nu(\text{NH}_3) = 30$ моль, $N(\text{H}) = \nu \cdot N_A = 30 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,81 \cdot 10^{25}$.

б) В одной молекуле воды H_2O содержится два атома водорода, поэтому в любом количестве воды атомов водорода в 2 раза больше, чем молекул: $\nu(\text{H}) = 2 \cdot \nu(\text{H}_2\text{O})$.

Количество воды можно определить по массе: $\nu(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 100 / 18 = 5,56$ моль. $\nu(\text{H}) = 2 \cdot 5,56 = 11,12$ моль. $N(\text{H}) = 11,12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,69 \cdot 10^{24}$.

О т в е т. а) $1,81 \cdot 10^{25}$; б) $6,69 \cdot 10^{24}$.

- **Пример 2-3.** Вычислите массу кислорода, содержащегося в 15,0 г серной кислоты.

Решение. *I способ* (через количество вещества).

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

Количество вещества: $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = m / M = 15,0 / 98 = 0,153$ моль.

Согласно химической формуле H_2SO_4 , в одном моле серной кислоты содержится четыре моля кислорода, поэтому $\nu(\text{O}) = 4 \cdot \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,612$ моль. Зная количество кислорода, можно найти массу: $m(\text{O}) = \nu \cdot M = 9,79$ г.

II способ (пропорция).

98 г (один моль) H_2SO_4 содержит $4 \cdot 16 = 64$ г О,

15 г H_2SO_4 содержит x г О.

$x = 15 \cdot 64 / 98 = 9,79$ г.

О т в е т. 9,79 г кислорода.

- **Пример 2-4.** Имеются образцы натрия и калия равной массы. В каком из них больше атомов и во сколько раз?

Решение. *I способ.* Прежде всего, заметим, что отношение числа атомов равно отношению количеств вещества металлов:

$$\frac{N(\text{Na})}{N(\text{K})} = \frac{\nu(\text{Na}) \cdot N_A}{\nu(\text{K}) \cdot N_A} = \frac{\nu(\text{Na})}{\nu(\text{K})}.$$

Обозначим массу образцов m г и выразим количества вещества, используя молярные массы элементов: $\nu(\text{Na}) = m / 23$ (моль), $\nu(\text{K}) = m / 39$ (моль). Подставим эти количества в отношение:

$$\frac{\nu(\text{Na})}{\nu(\text{K})} = \frac{\frac{m}{23}}{\frac{m}{39}} = \frac{39}{23} = 1,7.$$

II способ. Можно поступить более прямолинейно: взять по 100 г каждого металла и сначала рассчитать число атомов, а затем — их отношение.

$$\nu(\text{Na}) = m(\text{Na}) / M(\text{Na}) = 100 / 23 = 4,35 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{K}) = m(\text{K}) / M(\text{K}) = 100 / 39 = 2,56 \text{ моль},$$

$$N(\text{Na}) = \nu(\text{Na}) \cdot N_A = 4,35 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,62 \cdot 10^{24},$$

$$N(\text{K}) = \nu(\text{K}) \cdot N_A = 2,56 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,54 \cdot 10^{24}.$$

$$\frac{\nu(\text{Na})}{\nu(\text{K})} = \frac{2,62 \cdot 10^{24}}{1,54 \cdot 10^{24}} = 1,7.$$

О т в е т. Атомов натрия больше в 1,7 раза.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 2.1.** Какое вещество имеет наименьшую молярную массу?
- 2.2.** Рассчитайте молярные массы следующих соединений: H_2O ; NH_3 ; F_2 ; CO_2 ; SO_2 ; NaOH ; KOH ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; BaSO_4 ; CaCO_3 ; C_6H_6 ; CH_3COOH ; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.
- 2.3.** Рассчитайте массу: а) 2 моль газообразного водорода; б) 0,25 моль гелия; в) 5 моль гидроксида натрия; г) 0,1 моль сероводорода; в) 0,07 моль оксида азота(IV).
- 2.4.** Найдите количество вещества в 64 г: а) газообразного водорода; б) метана; в) газообразного кислорода; г) меди; д) оксида серы(IV); е) оксида серы (VI); ж) оксида железа(III).
- 2.5.** Сколько молекул содержится в 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
- 2.6.** Сколько всего атомов содержится в 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

- 2.7.** Где содержится больше молекул: в 6 г воды или в 6 г аммиака?
- 2.8.** Образец серной кислоты имеет массу 147 г. Рассчитайте количество вещества (в молях): а) серной кислоты; б) атомов серы; в) атомов водорода; г) атомов кислорода в этом образце.
- 2.9.** Сколько молей: а) воды; б) аммиака; в) метана; г) глюкозы $C_6H_{12}O_6$ содержат один моль водорода?
- 2.10.** Сколько молекул и атомов кислорода содержится в 320 г жидкого кислорода?
- 2.11.** Рассчитайте массу воды, в которой содержится один моль атомов водорода.
- 2.12.** Сколько атомов водорода содержится в: а) 5 моль бензола C_6H_6 ; б) 5 г бензола; в) 5 л бензола (плотность 0,8 г/мл)?
- 2.13.** Образец железа содержит $1,2 \cdot 10^{22}$ атомов. Найдите массу образца.
- 2.14.** Образец оксида железа(III) содержит $1,2 \cdot 10^{22}$ атомов железа. Найдите массу образца и число атомов кислорода в нём.
- 2.15.** В образцах цинка и алюминия содержится одинаковое число атомов. Масса алюминия равна 81 г. Рассчитайте массу цинка.
- 2.16.** В образцах меди и алюминия содержится равное число атомов. Какой металл тяжелее и во сколько раз?
- 2.17.** В образцах аммиака и сероводорода содержится равное число молекул. Какой газ имеет большую массу и во сколько раз?
- 2.18.** Имеются образцы серной и фосфорной кислот равной массы. В каком из них больше молекул, а в каком — атомов?

Уровень 2

- 2.19.** В образцах оксидов алюминия и магния содержится одинаковое число атомов кислорода. Масса оксида магния равна 60 г. Рассчитайте массу оксида алюминия.
- 2.20.** Где содержится больше водорода: в 6 г воды или в 6 г аммиака?
- 2.21.** В некоторых порциях воды и серной кислоты содержится одинаковое число атомов. Какое вещество тяжелее и во сколько раз?
- 2.22.** Смешали 1 моль азотной кислоты и 3 моль воды. Атомов какого элемента больше всего в полученном растворе?

- 2.23.** В 14 г металла содержится $1,5 \cdot 10^{23}$ атомов. Определите металл.
- 2.24.** В 9,60 г вещества содержится $9,03 \cdot 10^{22}$ молекул. Чему равна молярная масса этого вещества?
- 2.25.** Сколько молекул содержится в одном кубометре воздуха? Примите плотность воздуха равной 1,29 г/л, молярную массу воздуха — 29 г/моль.
- 2.26.** Оцените число атомов в человеческом организме массой 70 кг, принимая, что основной компонент организма — вода.
- 2.27.** Молярная масса гемоглобина равна примерно 65 000 г/моль. Масса гемоглобина в организме — около 150 г. Найдите число молекул гемоглобина в организме.
- 2.28.** Рутений — довольно редкий элемент, его запасы в земной коре оцениваются в 5000 тонн. Сколько атомов рутения имеется в земной коре?
- 2.29.** Оцените число атомов на Земле, приняв среднюю молярную массу элементов равной 35 г/моль. Данные о массе Земли найдите самостоятельно.
- 2.30.** Масса Солнца составляет около $2 \cdot 10^{30}$ кг. Примерно 3/4 массы приходится на атомы водорода, остальное — на атомы гелия. Сколько всего атомов на Солнце? Во сколько раз число атомов на Солнце больше числа атомов на Земле (см. предыдущую задачу)?

2.2. Химические формулы и расчёты по ним

■ Основные формулы

Массовая доля элемента A в веществе A_xB_y :

$$\omega(A) = \frac{xM(A)}{M(A_xB_y)} (\cdot 100\%).$$

Мольная (атомная) доля элемента A в веществе A_xB_y :

$$\chi(A) = \frac{x}{x+y} (\cdot 100\%).$$

Вывод простейшей формулы вещества:

а) по массовым долям элементов: $x : y = \frac{\omega(A)}{M(A)} : \frac{\omega(B)}{M(B)}$;

б) по мольным долям элементов: $x : y = \chi(A) : \chi(B)$.

Примеры решения задач

- **Пример 2-5.** Рассчитайте массовые доли водорода и кислорода в воде.

Решение. В этой задаче водород и кислород — это элементы H и O, а не простые вещества H_2 и O_2 . Массовая доля определяется как отношение массы элемента к массе вещества:

$$\omega(H) = \frac{m(H)}{m(H_2O)}; \omega(O) = \frac{m(O)}{m(H_2O)}.$$

Удобное свойство массовой доли состоит в том, что она не зависит от общей массы вещества: массовые доли элементов одинаковы и в капле, и в литре, и в бочке воды. Поэтому для расчёта массовой доли можно взять любую массу вещества, например один моль.

Масса одного моля воды: $m(H_2O) = \nu \cdot M = 18$ г. Согласно формуле воды H_2O , в одном моле воды содержатся два моля атомов водорода и один моль атомов кислорода: $m(H) = \nu \cdot M = 2 \cdot 1 = 2$ г, $m(O) = \nu \cdot M = 1 \cdot 16 = 16$ г. Массовые доли элементов:

$$\omega(H) = \frac{2}{18} = 0,111 = 11,1\%; \omega(O) = \frac{16}{18} = 0,889 = 88,9\%.$$

О т в е т. 11,1% H, 88,9% O.

- **Пример 2-6.** Определите простейшую формулу химического соединения, если массовые доли составляющих его элементов равны: H — 2,04%, S — 32,65%, O — 65,31%.

Решение. Простейшая формула отражает относительные числа атомов в молекуле или, что то же самое, молярные соотношения атомов. Поскольку простейшая формула не зависит от массы вещества, возьмём образец вещества массой 100 г и найдём отношение количеств элементов (в молях) в этом образце. Для этого следует разделить массу каждого элемента на его относительную атомную массу:

$$\nu(H) : \nu(S) : \nu(O) = \left(\frac{2,04}{1} \right) : \left(\frac{32,65}{32} \right) : \left(\frac{65,31}{16} \right) = 2,04 : 1,02 : 4,08.$$

Наименьшее из чисел (1,02) принимаем за единицу и находим отношение:

$$\nu(H) : \nu(S) : \nu(O) = 2 : 1 : 4.$$

Оно означает, что в молекуле химического соединения на 2 атома водорода приходится 1 атом серы и 4 атома кислоро-

да, следовательно, простейшая формула искомого соединения — H_2SO_4 .

О т в е т. H_2SO_4 .

- **Пример 2-7.** Определите молекулярную формулу вещества, если оно содержит 40% углерода, 6,7% водорода и 53,3% кислорода по массе, а его молярная масса равна 60 г/моль.

Р е ш е н и е. *I способ.* Действуя так же, как и в предыдущей задаче, можно найти относительные количества элементов и определить простейшую формулу вещества:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = \left(\frac{40}{12} \right) : \left(\frac{6,7}{1} \right) : \left(\frac{53,3}{16} \right) = 1 : 2 : 1.$$

Простейшая формула вещества — CH_2O . Простейшей формуле соответствует молярная масса: $M(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30$ г/моль. Молярная масса вещества равна 60 г/моль, следовательно, истинная формула равна простейшей формуле, умноженной на 2, т. е. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

II способ. Возьмём 1 моль вещества, масса которого равна 60 г, и найдём количества элементов (в молях) в этом образце вещества:

$$m(\text{C}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,4 = 24 \text{ г}, \nu(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{24}{12} = 2 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,07 = 4 \text{ г}, \nu(\text{H}) = \frac{m}{M} = \frac{4}{1} = 4 \text{ моль};$$

$$m(\text{O}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,533 = 32 \text{ г}, \nu(\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{32}{16} = 2 \text{ моль}.$$

Так, 1 моль вещества содержит 2 моль углерода, 4 моль водорода и 2 моль кислорода. Это означает, что молекулярная формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

О т в е т. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

- **Пример 2-8.** Неизвестное вещество состоит из двух элементов-неметаллов, один из которых — водород. Массовая доля водорода в этом веществе равна 25%, а мольная доля — 80%. Установите простейшую формулу вещества.

Р е ш е н и е. Начнём с мольной доли. Обозначим формулу неизвестного вещества $\text{Э}_x\text{H}_y$. Возьмём один моль вещества и запишем уравнение для мольной доли водорода:

$$\chi(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H})}{\nu(\text{Э}) + \nu(\text{H})} = \frac{y}{x + y} = \frac{80\%}{100\%} = 0,8.$$

Решив уравнение, найдём: $y = 4x$. Это означает, что простейшая формула соединения — ЭН_4 .

Для того чтобы найти неизвестный элемент, используем значение массовой доли водорода. Выражение для массовой доли водорода в одном моле вещества:

$$\omega(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{Э}) + m(\text{H})} = \frac{4}{M(\text{Э}) + 4} = \frac{25\%}{100\%} = 0,25.$$

Решив уравнение, найдём: $M(\text{Э}) = 12$ г/моль, это углерод. Простейшая формула вещества — СН_4 . Разумеется, она совпадает с истинной, это вещество — метан. Но напомним, что по массовой или мольной доле можно определить только простейшую формулу.

О т в е т. СН_4 .

■ **Пример 2-9.** Оксид неизвестного элемента содержит 47,1% кислорода по массе. Установите формулу оксида.

Р е ш е н и е. Валентность элемента неизвестна, поэтому для расчёта придётся использовать общую формулу всех оксидов. Пусть валентность элемента Э равна n , тогда формула его оксида — $\text{Э}_2\text{O}_n$ (если n — чётное, то эта формула описывает удвоенную простейшую формулу, но это не влияет на массовую долю). Возьмём один моль оксида и запишем выражение для массовой доли кислорода в нём:

$$\omega(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{Э}) + m(\text{O})} = \frac{16n}{2M(\text{Э}) + 16n} = \frac{47,1\%}{100\%} = 0,471.$$

Из этого уравнения можно выразить молярную массу элемента: $M(\text{Э}) = 9n$. Далее осуществим перебор по n :

$n = 1$, $M(\text{Э}) = 9$ г/моль, Э — Be, но он не бывает одновалентным, не подходит.

$n = 2$, $M(\text{Э}) = 18$ г/моль, не подходит.

$n = 3$, $M(\text{Э}) = 27$ г/моль, Э — Al, его валентность равна III — подходит.

О т в е т. Al_2O_3 .

- **Пример 2-10.** Массовая доля кислорода в кристаллогидрате сульфата меди находится между 60 и 62%. Определите формулу кристаллогидрата.

Решение. Пусть формула соединения — $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Возьмём один моль кристаллогидрата и составим неравенство, записав формулу для массовой доли кислорода:

$$0,60 < \omega(\text{O}) = \frac{16 \cdot (4 + n)}{160 + 18n} < 0,62,$$

откуда $6,15 < n < 7,27$. Единственное целочисленное решение: $n = 7$.

О т в е т. $\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 2.31.** Сколько граммов кислорода и водорода содержится в 200 г воды?
- 2.32.** Вычислите массу углерода, водорода и кислорода в 1 кг сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- 2.33.** Сколько граммов кислорода содержится в 100 г: а) сернистого газа; б) серной кислоты; в) азотной кислоты; г) карбоната кальция; д) гидроксида натрия?
- 2.34.** Во сколько раз масса железа больше массы кислорода в оксидах FeO и Fe_2O_3 ?
- 2.35.** Рассчитайте массовые доли элементов в следующих соединениях: H_2O ; H_2O_2 ; CO ; CO_2 ; NH_4NO_2 ; NH_4NO_3 ; CH_4 ; C_2H_6 ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
- 2.36.** Не прибегая к расчётам, определите, в каком из оксидов азота — N_2O , NO или N_2O_3 — массовая доля азота наибольшая.
- 2.37.** Не прибегая к расчётам, определите, в каком из галогеноводородов массовая доля водорода наибольшая.
- 2.38.** Предложите по одному веществу, для которых простейшая формула: а) совпадает с молекулярной; б) в 2 раза меньше молекулярной; в) в 3 раза меньше молекулярной.
- 2.39.** В молекуле оксида фосфора число атомов кислорода составляет $3/5$ от общего числа атомов. Установите простейшую формулу оксида.

- 2.40.** В молекуле углеводорода число атомов углерода составляет $1/4$ от общего числа атомов. Установите простейшую формулу углеводорода.
- 2.41.** Установите формулу оксида серы, в котором масса серы равна массе кислорода.
- 2.42.** Найдите простейшую формулу углеводорода, содержащего 82,76% углерода по массе.
- 2.43.** Найдите простейшие формулы соединений, имеющих следующий массовый состав:
- а) 91,2% Р и 8,8% Н;
 - б) 88,9% Cu и 11,1% О;
 - в) 50% S и 50% О;
 - г) 50% С и 50% О;
 - д) 70% Fe и 30% О;
 - е) 62,5% Ca и 37,5% С;
 - ж) 75% Al и 25% С;
 - з) 40% Cu, 40% О и 20% S;
 - и) 35% N, 5% Н и 60% О;
 - к) 40% Ca, 12% С и 48% О;
 - л) 57,7% Cu, 36,0% О, 5,4% С и 0,9% Н.
- 2.44.** Определите простейшую формулу углеводорода, в котором массы углерода и водорода относятся как 4 : 1.
- 2.45.** Установите формулу одноосновной кислоты, содержащей азот, водород и кислород, если массовая доля кислорода в ней больше массовой доли азота в 3,43 раза.
- 2.46.** Установите молекулярную формулу углеводорода, содержащего 92,31% углерода по массе, если его молярная масса равна 104 г/моль.
- 2.47.** Определите простейшую формулу органического вещества, если известно, что в некотором образце этого вещества содержится 1,5 г водорода, 18 г углерода, 48 г кислорода.
- 2.48.** Масса молекулы белого фосфора равна $2,06 \cdot 10^{-22}$ г. Установите формулу белого фосфора.

- 2.49.** Оксид щелочного металла содержит 46,7% металла по массе. Установите формулу оксида.
- 2.50.** Оксид трёхвалентного элемента содержит 47,1% кислорода по массе. Установите формулу оксида.
- 2.51.** Водородное соединение элемента VI группы содержит 11,1% водорода по массе. Установите формулу этого соединения.
- 2.52.** Оксид фосфора содержит 43,7% фосфора по массе и имеет молярную массу 284 г/моль. Установите молекулярную формулу оксида. Чему равна мольная доля фосфора в нём?
- 2.53.** Органическое вещество содержит 40% углерода и 6,7% водорода по массе, остальное — кислород. Молярная масса вещества 180 г/моль. Определите молекулярную формулу вещества и мольные доли всех элементов в нём.

Уровень 2

- 2.54.** Рассчитайте массовую и мольную долю азота в нитрате аммония. Почему массовая доля больше мольной?
- 2.55.** В водородном соединении какого элемента массовая доля водорода наибольшая? Напишите формулу этого вещества и рассчитайте массовые доли элементов в нём.
- 2.56.** В оксиде какого элемента массовая доля кислорода наибольшая? Напишите формулу этого оксида и рассчитайте массовые доли элементов в нём.
- 2.57.** Не прибегая к расчётам, определите, в каком из галогенидов щелочных металлов массовая доля галогена наибольшая.
- 2.58.** Нитрат щелочного металла содержит 13,9% азота по массе. Определите формулу нитрата.
- 2.59.** Выведите формулу кристаллогидрата хлорида бария, если известно, что 36,6 г соли содержат 5,4 г кристаллизационной воды.
- 2.60.** Установите формулу кристаллогидрата нитрата меди(II), в котором половина всех атомов — атомы кислорода.
- 2.61.** Массовая доля безводной соли в кристаллогидрате хлорида кальция равна 50,7%. Установите формулу кристаллогидрата.

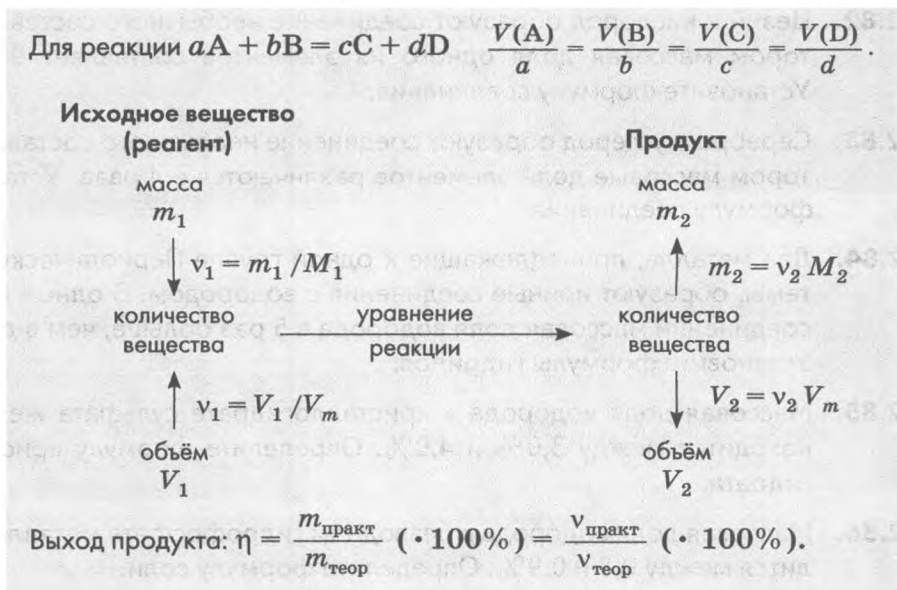
- 2.62.** Навеску кристаллогидрата карбоната натрия массой 28,6 г подвергли высушиванию и полному обезвоживанию, после чего она стала весить 10,6 г. Определите формулу кристаллогидрата.
- 2.63.** В кристаллогидрате, полученном из раствора карбоната натрия, содержится 19,82% натрия по массе. Установите формулу кристаллогидрата.
- 2.64.** При сгорании 11,2 г металла образуется 16,0 г оксида. Установите формулу оксида.
- 2.65.** Оксид неметалла содержит 25,9% неметалла по массе. Установите формулу оксида.
- 2.66.** Оксид металла содержит 88,15% металла по массе. Установите формулу оксида. Предложите два варианта ответа.
- 2.67.** Вещество содержит натрий, фосфор и кислород. Массовая доля кислорода равна 47,06%. Определите простейшую формулу вещества.
- 2.68.** Выведите молекулярные формулы гидридов бора: **A** (65,1 г/моль, 83,1 масс.% бора) и **B** (122,2 г/моль, 88,5 масс.% бора).
- 2.69.** Неизвестное вещество содержит 40% углерода по массе и не содержит кислорода. Приведите возможную формулу вещества.
- 2.70.** Известны два соединения серы состава SXY_2 и SX_2Y_2 . В первом соединении массовая доля серы составляет 26,89%, а элемента X — 13,45%. Установите формулы обоих соединений.
- 2.71.** Известны два соединения фосфора состава PX_3Y_4 и PX_3Y_3 . В первом соединении массовая доля фосфора составляет 31,63%, а элемента Y — 65,31%. Установите формулы обоих соединений.
- 2.72.** В соединении состава NX_2Y (X и Y — неизвестные элементы) массовая доля азота равна 29,79%. Установите формулу соединения.
- 2.73.** Сульфат двухвалентного металла образует кристаллогидрат, в котором доля кислорода составляет 55,8% по массе и 50% по молям. Установите формулу кристаллогидрата.
- 2.74.** Неизвестный минерал содержит железо (массовая доля 30,4%) и два других элемента, массовые доли которых одинаковы. Установите формулу минерала.
- 2.75.** Определите возможную формулу органического вещества, в котором массовая доля одного из элементов составляет 50%.

- 2.76.** Известное вещество состоит из двух элементов-неметаллов, один из которых азот. Массовая доля азота в этом веществе равна 42,9%, а мольная доля азота — 62,5%. Установите простейшую формулу вещества.
- 2.77.** Предложите формулу вещества, в котором массовая доля и мольная доля одного из элементов совпадают.
- 2.78.** Кальций и бор образуют соединение необычного состава, в котором массовая доля одного из элементов составляет 38,17%. Установите формулу соединения, если известно, что формульная единица содержит меньше 10 атомов.
- 2.79.** Углерод и литий образуют соединение необычного состава, в котором массовая доля одного из элементов составляет 43,75%. Установите формулу соединения.
- 2.80.** Углерод и бор образуют соединение необычного состава, в котором массовая доля одного из элементов составляет 21,74%. Установите формулу соединения.
- 2.81.** Сера и азот образуют соединение необычного состава, в котором массовая доля одного из элементов составляет 30,43%. Установите формулу соединения, если известно, что его молекула содержит 8 атомов.
- 2.82.** Цезий и кислород образуют соединение необычного состава, в котором массовая доля одного из элементов составляет 97,08%. Установите формулу соединения.
- 2.83.** Серебро и углерод образуют соединение необычного состава, в котором массовые доли элементов различаются в 4 раза. Установите формулу соединения.
- 2.84.** Два металла, принадлежащие к одной группе Периодической системы, образуют ионные соединения с водородом. В одном из этих соединений массовая доля водорода в 5 раз больше, чем в другом. Установите формулы гидридов.
- 2.85.** Массовая доля водорода в кристаллогидрате сульфата железа(II) находится между 3,0% и 4,0%. Определите формулу кристаллогидрата.
- 2.86.** Массовая доля водорода в безводном гидрофосфате металла находится между 0,8 и 0,9%. Определите формулу соли.

- 2.87.** По данным химического анализа, неизвестный минерал содержит 31,3% кремния, 53,6% кислорода (по массе), алюминий и бериллий. Найдите простейшую формулу минерала (приведите расчёты) и представьте её в виде комбинации оксидов. Как называется этот минерал?
- 2.88.** По данным химического анализа, неизвестный минерал содержит 16,8% кремния, 38,4% кислорода (по массе), хром и кальций. Найдите простейшую формулу минерала (приведите расчёты) и представьте её в виде комбинации оксидов. Как называется этот минерал?
- 2.89.** Кристаллогидрат сульфата магния выдержали в вакууме при небольшом нагревании. В результате масса твёрдого вещества уменьшилась на 39,5%. Определите формулы исходного и конечного веществ.
- 2.90.** Кристаллогидрат нитрата алюминия выдержали в вакууме при небольшом нагревании. В результате масса твёрдого вещества уменьшилась на 14,4%. Определите формулы исходного и конечного веществ. Ответ подтвердите расчётом.

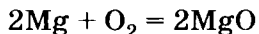
2.3. Расчёты по уравнениям реакций

■ Основные формулы



- **Пример 2-11.** Сколько граммов кислорода потребуется для сжигания 18 г магния? Сколько граммов оксида при этом образуется?

Р е ш е н и е. Запишем уравнение химической реакции:



Для расчётов по химическим уравнениям так же, как и для расчётов по химическим формулам, можно использовать два эквивалентных способа — через количество вещества или через пропорцию.

I способ. Массу продуктов реакции можно рассчитать через количество вещества, используя следующую схему: $m(\text{исх. в-ва}) \rightarrow \nu(\text{исх. в-ва}) \rightarrow \nu(\text{продукта}) \rightarrow m(\text{продукта})$.

Найдём количество вещества магния: $\nu(\text{Mg}) = m / M = 18 / 24 = 0,75$ моль. По основному закону химической стехиометрии, отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. Коэффициент перед O_2 в 2 раза меньше, чем коэффициент перед Mg , поэтому количество вещества кислорода также в 2 раза меньше: $\nu(\text{O}_2) = 1/2\nu(\text{Mg}) = 0,375$ моль. Масса кислорода: $m(\text{O}_2) = \nu \cdot M = 0,375 \cdot 32 = 12$ г.

II способ. Согласно уравнению реакции, для сжигания 2 моль ($2 \cdot 24 = 48$ г) Mg требуется 1 моль (32 г) O_2 , для сжигания 18 г Mg требуется x г O_2 .

$$x = 32 \cdot 18 / 48 = 12 \text{ г.}$$

Для расчёта массы продукта проще всего использовать закон сохранения массы:

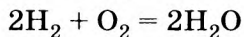
$$m(\text{MgO}) = m(\text{Mg}) + m(\text{O}_2) = 18 + 12 = 30 \text{ г.}$$

Разумеется, тот же результат получается и при расчёте с использованием количества вещества: $\nu(\text{MgO}) = \nu(\text{Mg}) = 0,75$ моль, $m(\text{MgO}) = 0,75 \cdot 40 = 30$ г.

О т в е т. 12 г O_2 , 30 г MgO .

■ **Пример 2-12.** Рассчитайте массу воды, которая образуется при реакции между 10 г водорода и 96 г кислорода.

Решение. Запишем уравнение реакции:



Если даны массы нескольких исходных веществ, то расчёт по уравнению реакции проводят по тому из веществ, которое находится в недостатке, т. е. первым заканчивается в реакции. Для того чтобы узнать, какое из веществ находится в недостатке, сравнивают их относительные количества, т. е. количества, которые делят на соответствующие коэффициенты в уравнении реакции.

$\nu(\text{H}_2) = m / M = 10 / 2 = 5$ моль, $\nu(\text{O}_2) = m / M = 96 / 32 = 3$ моль. Водорода дано больше, чем кислорода, однако с учётом коэффициентов в уравнении реакции он находится в недостатке, так как

$$\frac{\nu(\text{H}_2)}{2} = 2,5 < \frac{\nu(\text{O}_2)}{1} = 3.$$

В том, что водород находится в недостатке, можно убедиться и по-другому: для того чтобы сжечь 5 моль H_2 , необходимо $5 / 2 = 2,5$ моль O_2 , а у нас есть 3 моль, поэтому кислород — в избытке, водород — в недостатке. Расчёт массы воды ведем по водороду: $\nu(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2) = 5$ моль, $m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 5 \cdot 18 = 90$ г.

О т в е т. 90 г H_2O .

■ **Пример 2-13.** Сколько граммов кислорода можно получить при нагревании 25 г перманганата калия, если реакция разложения протекает с выходом 86%?

Решение. Выход реакции определяется как отношение практически полученной массы продукта к теоретической массе, рассчитанной по уравнению реакции:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}$$

Выход дан в условии задачи, а теоретическую массу кислорода рассчитаем двумя способами по уравнению реакции:



I способ (через количество вещества). $\nu(\text{KMnO}_4) = m / M = 25 / 158 = 0,16$ моль. В уравнении реакции разложения коэффициент перед O_2 в 2 раза меньше, чем коэффициент перед KMnO_4 , поэтому количество кислорода также в 2 раза меньше: $\nu(\text{O}_2) = \nu(\text{KMnO}_4) / 2 = 0,08$ моль. Теоретически возможная масса кислорода: $m_{\text{теор}}(\text{O}_2) = \nu \cdot M = 0,08 \cdot 32 = 2,56$ г.

II способ (пропорция). Согласно уравнению реакции, из двух молей KMnO_4 ($2 \cdot 158 = 316$ г) образуется один моль O_2 (32 г), из 25 г KMnO_4 образуется x г O_2 .

$$x = 25 \cdot 32 / 316 = 2,56 \text{ г.}$$

Практическую массу кислорода находим, умножая теоретическую на выход:

$$m_{\text{практ}}(\text{O}_2) = m_{\text{теор}}(\text{O}_2) \cdot \eta = 2,56 \cdot 0,86 = 2,2 \text{ г.}$$

Эквивалентный способ расчёта практической массы — пропорция:

теоретическая масса O_2 2,56 г составляет 100% ,

практическая масса O_2 y г составляет 86% .

$$y = 2,56 \cdot 86 / 100 = 2,2 \text{ г.}$$

О т в е т. 2,2 г O_2 .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 2.91.** Сколько граммов хлора необходимо для реакции с 10 г водорода? Сколько граммов хлороводорода при этом образуется?
- 2.92.** Сколько граммов кислорода расходуется при полном сгорании 14 г железа? Сколько граммов оксида железа(III) при этом образуется?
- 2.93.** Найдите массу сульфида алюминия, который образуется при взаимодействии 13,5 г алюминия с избытком серы. Сколько граммов серы вступит в реакцию?
- 2.94.** Рассчитайте массу 10%-го раствора азотной кислоты, которая необходима для растворения 16 г меди. Сколько граммов нитрата меди при этом образуется?
- 2.95.** Рассчитайте массы сероводорода и оксида серы(IV), которые можно получить из 120 г серы.

- 2.96.** Сколько граммов кислорода образуется при полном разложении 136 г пероксида водорода?
- 2.97.** Определите массу твёрдого остатка, полученного при длительном прокаливании 150 г карбоната кальция.
- 2.98.** Образцы магния массой по 36 г вступили в следующие реакции:
- 1) $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
 - 2) $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 - 3) $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Рассчитайте массы образовавшихся соединений магния.
- 2.99.** Оксид железа(III) можно получить разными способами:
- 1) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
 - 2) $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$
 - 3) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Какие массы исходных веществ надо взять в каждом случае, чтобы получить 800 г оксида железа(III)?
- 2.100.** В каком соотношении по массе надо взять железо и серу, чтобы они полностью прореагировали друг с другом?
- 2.101.** Сколько граммов хлорида аммония образуется при взаимодействии 20 г аммиака и 40 г хлороводорода?
- 2.102.** При нагревании 80 г брома с избытком водорода образовалось 56,7 г бромоводорода. Сколько процентов брома прореагировало?
- 2.103.** Сколько граммов хлорида натрия образуется при обработке 15 г карбоната натрия, содержащего 15% примесей, избытком соляной кислоты?

Уровень 2

- 2.104.** Железо можно растворить в разбавленной серной и в соляной кислоте:
- $$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$$
- $$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$
- В каком из двух случаев для растворения одинаковых образцов железа потребуется меньше кислоты (по массе)?

- 2.105.** На сколько процентов уменьшится масса твёрдого вещества после длительного прокаливания гидрокарбоната натрия?
- 2.106.** При прокаливании 29 г гидроксида магния выделилось 7,2 г воды. Сколько процентов гидроксида магния разложилось?
- 2.107.** Рассчитайте выход продукта, если при пропускании смеси 2 кг водорода и 5,6 кг азота над нагретым катализатором образовалось 3,4 кг аммиака.
- 2.108.** При пропускании стехиометрической смеси оксида серы(IV) и кислорода над катализатором образовалось 2,4 кг оксида серы(VI). Рассчитайте массы исходных веществ, если выход продукта равен 60% от теоретического.
- 2.109.** Навеску основного карбоната меди массой 55,5 г нагревали в течение некоторого времени. При растворении полученного твёрдого остатка в избытке соляной кислоты выделилось 3,92 л (н. у.) газа. Сколько процентов вещества разложилось при нагревании?
- 2.110.** При растворении 2,1 г щелочного металла в воде образовалось 7,2 г гидроксида металла. Определите формулу гидроксида.
- 2.111.** При полном разложении 30,0 г карбоната двухвалентного металла образовалось 16,8 г оксида металла. Установите формулу карбоната.
- 2.112.** При растворении 25,4 г высшего оксида элемента VI группы в воде образовалось 29,0 г двухосновной кислоты. Установите формулы оксида и кислоты.
- 2.113.** При растворении 34,5 г высшего оксида элемента V группы в воде образовалось 42,6 г трёхосновной кислоты. Установите формулы оксида и кислоты.
- 2.114.** При растворении 6,95 г гидрида щёлочноземельного металла в воде выделилось 2,24 л газа (н. у.). Установите формулы гидрида и продукта его реакции с водой, который остаётся в растворе.
- 2.115.** При сжигании 0,1 моль неизвестного простого вещества образовалось 264 г углекислого газа. Установите формулу сжигаемого вещества.
- 2.116.** Определите молекулярную формулу углеводорода, если известно, что при полном сгорании 25,0 г этого соединения образовалось 36,0 г воды. Сколько граммов углекислого газа при этом образовалось?

- 2.117.** При длительном нагревании 38,4 г кристаллогидрата нитрата двухвалентного металла происходит полное обезвоживание и образуется 22,2 г безводной соли, которая при дальнейшем прокаливании превращается в 6,0 г твёрдого остатка, представляющего собой оксид металла. Определите состав исходного кристаллогидрата.
- 2.118.** При длительном нагревании 84,3 г кристаллогидрата сульфата трёхвалентного металла происходит полное обезвоживание и образуется 60,0 г безводной соли, которая при дальнейшем прокаливании превращается в 24,0 г твёрдого остатка, представляющего собой оксид металла. Определите состав исходного кристаллогидрата.

2.4. Идеальные газы. Закон Авогадро

■ Основные формулы

Уравнение Клапейрона-Менделеева: $PV = \nu RT$, $PV = (m/M)RT$.

Универсальная газовая постоянная: $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) = 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К})$.

Количество вещества газа: $\nu = V / V_m$.

Молярный объём газа $V_m = RT / P = 22,4 \text{ л/моль}$ при н. у. (давление $P_0 = 1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$, температура $T_0 = 273,15 \text{ К} = 0^\circ \text{C}$).

Закон Авогадро: $V_1 / V_2 = \nu_1 / \nu_2$.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$, $\frac{V(A)}{a} = \frac{V(B)}{b} = \frac{V(C)}{c} = \frac{V(D)}{d}$.

Относительная плотность газа В по газу А: $\frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}$.

Плотность газа: $\rho = m / V = PM / RT$.

Примеры решения задач

- **Пример 2-14.** Какой объём занимают 20 г азота при температуре 0°C и давлении 202 кПа?

Решение. Для расчёта объёма используем уравнение Клапейрона-Менделеева в форме:

$$V = \frac{\nu RT}{P} = \frac{mRT}{MP}.$$

При расчётах по этому уравнению объём обычно выражают в литрах, давление — в килопаскалях, а R — в Дж/(моль · К) и учитывают, что $\text{кПа} \cdot \text{л} = \text{Дж}$:

$$V = \frac{20 \text{ г} \cdot 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 273 \text{ К}}{28 \text{ г}/\text{моль} \cdot 202 \text{ кПа}} = 8,03 \frac{\text{Дж}}{\text{кПа}} = 8,03 \text{ л.}$$

О т в е т. 8,03 л.

- **Пример 2-15.** Сколько молекул содержится в 11,2 л углекислого газа: а) при нормальных условиях; б) при температуре 20 °С и давлении 99 кПа?

Р е ш е н и е. Число молекул N можно найти через количество вещества ν по формуле

$$N = \nu \cdot N_A.$$

а) При нормальных условиях молярный объём всех газов равен 22,4 л/моль, поэтому количество вещества углекислого газа: $\nu(\text{CO}_2) = V / V_m = 11,2 / 22,4 = 0,5$ моль. Число молекул: $N(\text{CO}_2) = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}$.

б) При произвольных условиях для расчёта количества вещества через объём используют уравнение Клапейрона-Менделеева: $\nu(\text{CO}_2) = PV / RT = (99 \cdot 11,2) / (8,31 \cdot 293) = 0,455$ моль. Число молекул: $N(\text{CO}_2) = 0,455 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,74 \cdot 10^{23}$.

О т в е т. а) $3,01 \cdot 10^{23}$; б) $2,74 \cdot 10^{23}$.

- **Пример 2-16.** Имеются образцы двух газов, взятых при одинаковых условиях: 10 л метана и 20 л хлороводорода. В каком газе содержится больше молекул, а в каком — больше атомов и во сколько раз?

Р е ш е н и е. В данном случае мы не можем рассчитать точное число молекул и атомов в метане и в хлороводороде, так как условия неизвестны, и мы не можем применить уравнение Клапейрона-Менделеева. Известно, однако, что условия — температура и давление — одинаковы, поэтому можно применить закон Авогадро: объёмы газов прямо пропорциональны их количествам.

$$\nu(\text{HCl}) / \nu(\text{CH}_4) = V(\text{HCl}) / V(\text{CH}_4) = 20 / 10 = 2.$$

В образце хлороводорода содержится в 2 раза больше молей, а следовательно, и молекул, чем в образце метана.

В молекуле хлороводорода содержится 2 атома, а в молекуле метана — 5 атомов, поэтому число атомов в хлороводороде в 2 раза больше числа молекул, а в метане — в 5 раз:

$$\nu(\text{атомов в HCl}) = 2\nu(\text{HCl}), \nu(\text{атомов в CH}_4) = 5\nu(\text{CH}_4).$$

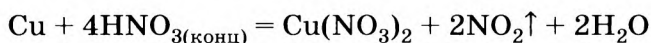
$$\nu(\text{атомов в HCl}) / \nu(\text{атомов в CH}_4) = 2\nu(\text{HCl}) / 5\nu(\text{CH}_4) = \\ = 2/5 \cdot 2 = 4/5.$$

В образце метана атомов в $5/4 = 1,25$ раза больше, чем в образце хлороводорода.

О т в е т. Молекул в 2 раза больше в хлороводороде, атомов в 1,25 раза больше в метане.

■ **Пример 2-17.** Рассчитайте объём газа (при н. у.), который выделяется при действии избытка концентрированной азотной кислоты на 16 г меди.

Р е ш е н и е. Запишем уравнение реакции:



Выделяющийся газ — оксид азота(IV), NO_2 . Для расчёта объёма газа по уравнению реакции можно использовать два способа.

I способ (через количество вещества). Объём продукта реакции рассчитывается по схеме: $m(\text{исх. в-ва}) \rightarrow \nu(\text{исх. в-ва}) \rightarrow \nu(\text{продукта}) \rightarrow V(\text{продукта}) = \nu \cdot V_m$.

Найдём количество меди: $\nu(\text{Cu}) = m / M = 16 / 64 = 0,25$ моль. По основному закону химической стехиометрии, отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. Коэффициент перед NO_2 в 2 раза больше, чем коэффициент перед Cu , поэтому количество NO_2 также в 2 раза больше: $\nu(\text{NO}_2) = 2\nu(\text{Cu}) = 0,5$ моль. Объём оксида азота(IV): $V(\text{NO}_2) = \nu \cdot V_m = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2$ л.

II способ (пропорция). Согласно уравнению реакции, из 1 моль Cu (64 г) выделяется 2 моль NO_2 ($2 \cdot 22,4 = 44,8$ л),

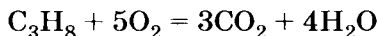
из 16 г Cu выделяется x л NO_2 .

$$x = 16 \cdot 44,8 / 64 = 11,2 \text{ л.}$$

О т в е т. 11,2 л NO_2 .

- **Пример 2-18.** Какой объём кислорода требуется для сжигания 2 м³ пропана? Чему равен объём образующегося углекислого газа?

Р е ш е н и е. Запишем уравнение реакции сгорания пропана:



Газы, участвующие в реакции, находятся при одинаковых условиях, поэтому для расчёта их объёмов не надо находить количество вещества, а можно применить следствие из закона Авогадро, согласно которому в газовых реакциях отношение объёмов реагирующих веществ равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. По уравнению сгорания,

для сжигания одного объёма C_3H_8 необходимо 5 объёмов O_2 ,

для сжигания 2 м³ C_3H_8 необходимо x м³ O_2 .

$x = 2 \cdot 5 / 1 = 10$ м³. Аналогично рассчитывается объём углекислого газа:

при сжигании одного объёма C_3H_8 образуется 3 объёма CO_2 ,

при сжигании 2 м³ C_3H_8 образуется y м³ CO_2 .

$y = 2 \cdot 3 / 1 = 6$ м³. Аналогично рассчитывается объём углекислого газа.

О т в е т. 10 м³ O_2 , 6 м³ CO_2 .

- **Пример 2-19.** Плотность некоторого газа по воздуху равна 2. Чему равна плотность этого газа по водороду?

Р е ш е н и е. Плотность одного газа по другому, или относительная плотность газа, — это безразмерная величина, равная отношению плотностей двух газов. Отношение плотностей газов равно отношению молярных масс:

$$D_A(\text{B}) = \rho(\text{B}) / \rho(\text{A}) = M(\text{B}) / M(\text{A}).$$

Если плотность некоторого газа по воздуху равна 2,23, то его молярная масса равна: $M(X) = D_{\text{возд}}(X) \cdot M_{(\text{возд})} = 2 \cdot 29 = 58$ г/моль. Плотность этого газа по водороду равна отношению молярных масс: $D_{\text{H}_2}(X) = M(X) / M(\text{H}_2) = 58 / 2 = 29$.

О т в е т. 29.

- **Пример 2-20.** Фторид неизвестного металла представляет собой летучее твёрдое вещество. Он содержит 32,4% фтора по массе. При небольшом нагревании вещество возгоняется, а плотность полученного газа равна 12,5 г/л при давлении 1 атм и температуре 70 °С. Установите формулу фторида.

Р е ш е н и е. По плотности газа найдём его молярную массу:

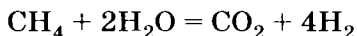
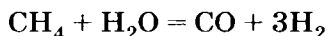
$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{12,5 \cdot 8,314 \cdot 343}{101,3} = 352 \text{ г/моль.}$$

Содержание фтора в одном моле фторида: $m(\text{F}) = 352 \cdot 0,324 = 114$ г, т. е. 6 моль. Масса металла в одном моле фторида: $352 - 114 = 238$ г, это уран. Формула фторида: UF_6 .

О т в е т. UF_6 .

- **Пример 2-21.** Для получения водорода смешали 100 л метана и 140 л паров воды. Вещества прореагировали полностью, в результате двух реакций образовалось три газообразных продукта. Установите формулы продуктов и их объёмы. (Все объёмы измерены при одних и тех же температуре и давлении.)

Р е ш е н и е. При взаимодействии метана с парами воды могут протекать две реакции:



Пусть в первую реакцию вступило x л, а во вторую — $(100 - x)$ л метана, тогда в первой реакции израсходовано x л H_2O , а во второй — $2 \cdot (100 - x)$ л H_2O , всего 140 л.

$$x + 2 \cdot (100 - x) = 140,$$

$$x = 60.$$

Объёмы продуктов: $V(\text{CO}) = x = 60$ л, $V(\text{CO}_2) = 100 - x = 40$ л,
 $V(\text{H}_2) = 3x + 4 \cdot (100 - x) = 340$ л.

О т в е т. 60 л CO , 40 л CO_2 , 340 л H_2 .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 2.119.** Напишите формулы следующих газообразных веществ: а) углекислый газ; б) сернистый газ; в) угарный газ; г) водяной пар.
- 2.120.** Какой объём занимает при нормальных условиях: а) 0,15 моль кислорода; б) 0,15 моль хлороводорода; в) 0,45 моль углекислого газа; г) 0,45 моль метана?
- 2.121.** Какой объём занимают при нормальных условиях: а) 48 г кислорода; б) 51 г сероводорода; в) 6,8 г аммиака; г) 11,2 г азота?
- 2.122.** Сколько весят при нормальных условиях: а) 56 л воздуха; б) 1,12 л фтороводорода; в) 13,44 л водорода; г) 28 л кислорода?
- 2.123.** Какой объём занимают при нормальных условиях: а) 10 г водорода; б) 10 моль водорода?
- 2.124.** Рассчитайте массу одного кубометра воздуха, который содержит 21% кислорода, 78% азота и 1% аргона по объёму, при нормальных условиях.
- 2.125.** Сколько молекул находится при нормальных условиях: а) в одном кубометре воздуха; б) в одном килограмме воздуха (молярная масса 29 г/моль)?
- 2.126.** Сколько молекул содержится в 100 л водорода: а) при нормальных условиях; б) при температуре 200 °С и давлении 200 кПа?
- 2.127.** Напишите формулы восьми газов, которые легче воздуха при 30 °С.
- 2.128.** Какое газообразное вещество тяжелее азота, но легче кислорода?
- 2.129.** Рассчитайте относительную плотность по водороду и по воздуху: а) гелия; б) метана; в) аммиака; г) азота; д) кислорода; е) углекислого газа; ж) сернистого газа; з) хлора; и) оксида хлора(II).
- 2.130.** Где содержится больше аммиака при нормальных условиях — в 100 г или в 100 л?

- 2.131.** Имеются образцы двух газов, взятых при нормальных условиях: 16 л водорода и 20 л гелия. В каком газе содержится больше молекул и во сколько раз?
- 2.132.** Рассчитайте объём аммиака, в котором содержится в 3 раза больше молекул, чем в 100 л метана. Газы находятся при одинаковых температуре и давлении.
- 2.133.** Сколько литров оксида азота(II) (в пересчёте на н. у.) выделится при растворении 24 г меди в избытке разбавленной азотной кислоты?
- 2.134.** Рассчитайте объёмы газов (в пересчёте на н. у.), которые выделяются при растворении 22,4 г железа в следующих реакциях:
- а) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- б) $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (при нагревании)
- в) $\text{Fe} + 4\text{HNO}_{3(\text{разб})} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2.135.** Рассчитайте объём водорода (при н. у.), который выделится при растворении 13,5 г алюминия в следующих реакциях:
- а) $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
- б) $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
- 2.136.** Определите объёмы углекислого и сернистого газов (при температуре 25 °С и давлении 101,3 кПа), которые выделяются при растворении 3,6 г углерода в избытке концентрированной серной кислоты.
- 2.137.** При действии избытка соляной кислоты на сплав цинка и меди выделилось 4,48 л газа (н. у.). Рассчитайте массу сплава, если известно, что он содержит 70% цинка по массе.
- 2.138.** При растворении железа в горячей концентрированной азотной кислоте выделилось 16,8 л (н. у.) оксида азота(IV). Сколько граммов железа израсходовано?
- 2.139.** Сколько граммов сульфида алюминия требуется для получения 2,24 л (н. у.) сероводорода с помощью реакции гидролиза?
- 2.140.** Сколько граммов хлората калия образуется при растворении 26,88 л (н. у.) хлора в горячем растворе гидроксида калия?

- 2.141.** Сколько литров хлора (н. у.) потребуется для получения хлорида железа(III) из 28 г железа?
- 2.142.** При сгорании железа на воздухе образовалось 29 г оксида железа(II, III). Сколько литров кислорода (н. у.) израсходовано?
- 2.143.** При обжиге сульфида меди(II) образовалось 5,6 л (в пересчёте на н. у.) оксида серы(IV). Сколько граммов сульфида меди(II) вступило в реакцию?
- 2.144.** При взаимодействии железа с парами воды выделилось 11,2 л (в пересчёте на н. у.) водорода. Сколько граммов оксида железа(II, III) образовалось?
- 2.145.** Для полного восстановления раскалённого сульфата бария израсходовано 17,92 л водорода (в пересчёте на нормальные условия). Сколько граммов сульфида бария образовалось?
- 2.146.** При нагревании пищевой соды образовалось 5,6 л (н. у.) оксида углерода(IV). Сколько граммов соды израсходовано?
- 2.147.** При длительном прокаливании основного карбоната меди получен твёрдый остаток массой 25 г. Сколько литров углекислого газа образовалось (в пересчёте на н. у.)?
- 2.148.** При разложении карбоната аммония образовалась смесь газов, объём которой после конденсации паров воды составил при нормальных условиях 33,6 л. Сколько граммов соли разложилось?
- 2.149.** При сгорании натрия в атмосфере хлора образовалось 35,1 г хлорида натрия. Сколько литров хлора (н. у.) израсходовано?
- 2.150.** Сколько литров водорода и хлора необходимо для синтеза 50 л хлороводорода? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 2.151.** Какой объём кислорода требуется для полного сжигания 100 л ацетилена? Сколько литров углекислого газа при этом образуется? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 2.152.** Какой объём воздуха, содержащего 20% кислорода по объёму, необходим для сжигания 500 л метана? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 2.153.** При нагревании оксид азота(I) полностью разложился, при этом образовалась смесь простых веществ общим объёмом 450 мл.

Сколько миллилитров газа израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

- 2.154.** Сколько литров хлороводорода образуется при взрыве смеси, содержащей 20 л водорода и 25 л хлора?
- 2.155.** Какой объём аммиака можно получить из 200 м³ азота, если выход реакции составляет 45%?

Уровень 2

- 2.156.** При какой температуре молярный объём газов равен 30 л/моль (давление 1 атм)?
- 2.157.** Какой объём занимают 100 г кислорода при температуре 20 °С и давлении 100 кПа?
- 2.158.** В сосуде объёмом 20 л находится оксид серы(IV) при давлении 105 кПа и температуре 20 °С. Рассчитайте массу газа.
- 2.159.** Гелий массой 100 г ввели в ёмкость объёмом 200 л и нагрели до 50 °С. Какое давление создаст гелий в ёмкости?
- 2.160.** Рассчитайте объём 2,0 г газообразного калия при температуре 1000 °С и давлении 20 кПа.
- 2.161.** Давление водяных паров при температуре 20 °С равно 2337 Па. Рассчитайте массу воды, которая содержится в воздухе объёмом 100 м³.
- 2.162.** Аммиак находится в замкнутом реакторе при температуре 27 °С. Какую температуру надо создать в реакторе, чтобы увеличить давление в 2 раза?
- 2.163.** Имеются образцы двух газов, взятых при нормальных условиях: 16 л водорода и 20 л гелия. В каком газе содержится больше атомов и во сколько раз?
- 2.164.** В каком из перечисленных газов содержится больше всего атомов (все объёмы измерены при н. у.): а) 5 л азота; б) 11 л аргона; в) 4 л сернистого газа; г) 3 л углекислого газа?
- 2.165.** Какое вещество в 3 раза тяжелее метана (при одинаковых условиях)? Во сколько раз это вещество тяжелее воздуха?
- 2.166.** Относительная плотность газа А по газу В равна 2,5. Чему равна относительная плотность газа В по газу А?

- 2.167.** Относительная плотность некоторого газа по воздуху равна 1,93. Рассчитайте относительные плотности этого газа по водороду и по азоту.
- 2.168.** Плотность некоторого газа равна 1,96 г/л при нормальных условиях. Определите молярную массу газа и его плотность по воздуху.
- 2.169.** Оксид углерода и оксид азота имеют одинаковую плотность при одинаковых условиях. Определите формулы оксидов.
- 2.170.** При сгорании 25 л углеводорода образовалось 75 л оксида углерода(IV) и 100 л паров воды. Определите формулу углеводорода.
- 2.171.** При сжигании углеводорода образовалось 8 л углекислого газа и 10 л паров воды. Сколько литров кислорода израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 2.172.** Смешали 100 л кислорода и 100 л оксида углерода(II) и подожгли. Определите общий объём смеси после окончания реакции и состав смеси (в объёмных процентах).
- 2.173.** Один моль сероводорода поместили в сосуд объёмом 30 л и нагрели до 800 °С (сера при этой температуре — газ). Давление в сосуде оказалось равным 420 кПа. Сколько процентов сероводорода разложилось на простые вещества?
- 2.174.** Некоторый углеводород смешали в замкнутом сосуде со строго необходимым для реакции объёмом кислорода при 150 °С и смесь подожгли. После завершения реакции и приведения к первоначальной температуре давление в сосуде не изменилось. Сколько атомов водорода содержит молекула углеводорода?
- 2.175.** При действии избытка концентрированной серной кислоты на 18,72 г твёрдого фторида щёлочноземельного металла выделился газ объёмом 12,89 л при 50 °С и 100 кПа. Установите формулу фторида.
- 2.176.** Органическое вещество состоит всего из двух элементов с равными массовыми долями. При испарении 14,4 г этого вещества в вакуумированном сосуде объёмом 2,00 л при температуре 250 °С получено давление 108,7 кПа. Установите молекулярную формулу вещества.
- 2.177.** Фторид неизвестного металла представляет собой жёлтые кристаллы. Он содержит 37,5% фтора по массе. При небольшом нагревании вещество плавится, а затем испаряется. Плотность полученного

газа равна 10,2 г/л при давлении 1 атм и температуре 90 °С. Установите формулу фторида.

- 2.178.** Хлорид неизвестного металла — вещество молекулярного строения, содержит 60,4% хлора по массе. При температуре 250 °С и нормальном атмосферном давлении представляет собой газ с плотностью 8,21 г/л. Установите формулу хлорида.
- 2.179.** Для получения водорода смешали 200 л метана и 320 л паров воды. Вещества прореагировали полностью, в результате двух реакций образовалось три газообразных продукта. Установите формулы продуктов и их объёмы. (Все объёмы измерены при одних и тех же температуре и давлении.)
- 2.180.** Бинарное соединение представляет собой бесцветный газ, плотность которого равна 5,00 г/л при 34 °С и 1,0 атм. При сильном нагревании это соединение разлагается на два газообразных вещества — простое (состоит из двухатомных молекул) и сложное, которое в 3,03 раза тяжелее воздуха. Установите формулу газа и напишите уравнение реакции разложения.

2.5. Смеси веществ

■ Основные формулы

Массовая доля: $\omega(A) = m(A) / (m(A) + m(B) + \dots)$.

Мольная доля: $x(A) = \nu(A) / (\nu(A) + \nu(B) + \dots)$.

Объёмная доля (для газов): $\varphi(A) = V(A) / (V(A) + V(B) + \dots)$.

Средняя молярная масса смеси:

$$M_{\text{ср}} = m_{\text{общ}} / \nu_{\text{общ}} = \frac{\nu_1 \cdot M_1 + \nu_2 \cdot M_2}{\nu_1 + \nu_2} = \frac{V_1 \cdot M_1 + V_2 \cdot M_2}{V_1 + V_2},$$

$$M_{\text{min}} < M_{\text{ср}} < M_{\text{max}}.$$

Примеры решения задач

- **Пример 2-22.** Элемент бром встречается в природе в виде двух изотопов с массовыми числами 79 и 81. Используя значение относительной атомной массы брома $A_r(\text{Br}) = 79,9$, рассчитайте

распространённость этих изотопов в земной коре в атомных процентах.

Решение. Пусть 1 моль природного брома содержит x моль ^{79}Br и $(1-x)$ моль ^{81}Br . Средняя относительная атомная масса брома:

$$79x + 81(1 - x) = 79,9.$$

$$x = 0,55.$$

Природный бром содержит 55% ^{79}Br и 45% ^{81}Br .

О т в е т. 55% ^{79}Br и 45% ^{81}Br .

■ **Пример 2-23.** Незвестный элемент встречается в природе в виде пяти изотопов. В таблице приведены их массовые числа и распространённость в земной коре в атомных процентах.

Массовое число изотопа	70	72	73	74	76
Распространённость изотопа, ат. %	22,6	27,5	7,5	35,4	7,0

Рассчитайте относительную атомную массу элемента (с точностью до десятых) и установите, какой это элемент.

Решение. Найдём относительную атомную массу как среднее значение с учётом атомных процентов каждого изотопа:

$$A_r = 70 \cdot 0,226 + 72 \cdot 0,275 + 73 \cdot 0,075 + 74 \cdot 0,354 + 76 \cdot 0,070 = 72,6.$$

Элемент — Ge, германий.

О т в е т. $A_r = 72,6$. Германий.

■ **Пример 2-24.** Рассчитайте массовые доли веществ в смеси пероксида водорода и воды, в которой число атомов водорода в 1,9 раза больше числа атомов кислорода.

Решение. Стандартный способ решения расчётных задач на установление состава смеси состоит в том, чтобы обозначить количества веществ через неизвестные переменные и составить для них систему уравнений.

Отношение числа атомов равно отношению числа молей атомов:

$$N(\text{H}) / N(\text{O}) = \nu(\text{H}) / \nu(\text{O}) = 1,9.$$

Пусть $\nu(\text{H}_2\text{O}) = x$ моль, $\nu(\text{H}_2\text{O}_2) = y$ моль. Выразим число молей атомов через число молей молекул, т. е. через x и y . В молекуле H_2O содержится два атома Н и один атом О, поэтому в x моль H_2O содержится $2x$ моль Н и x моль О. Аналогично, в y моль H_2O_2 содержится $2y$ моль Н и $2y$ моль О. Подставим эти значения в условие задачи:

$$\nu(\text{H}) / \nu(\text{O}) = (2x + 2y) / (x + 2y) = 1,9,$$

откуда $x = 18y$. Число молекул воды в смеси в 18 раз больше числа молекул пероксида водорода.

Массы веществ можно выразить через количества вещества и учесть соотношение между x и y :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 18x = 324y \text{ г}, \quad m(\text{H}_2\text{O}_2) = \nu \cdot M = 34y \text{ г}, \\ m(\text{смеси}) = 324y + 34y = 358y.$$

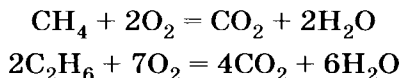
При расчёте массовых долей переменная y сокращается, и мы видим, что массовая доля вещества не зависит от общего количества смеси:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = m(\text{H}_2\text{O}_2) / m(\text{смеси}) = 34y / 358y = 0,095 = 9,5\%; \\ \omega(\text{H}_2\text{O}) = 1 - \omega(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 0,905 = 90,5\%.$$

О т в е т. 9,5% H_2O_2 , 90,5% H_2O .

■ **Пример 2-25.** При полном сжигании смеси метана и этана общей массой 85 г образовалась вода массой 171 г. Определите массы веществ в исходной смеси.

Р е ш е н и е. Обозначим количества веществ через неизвестные переменные и составим для них систему уравнений: одно уравнение для массы смеси, другое — для массы продукта реакции, воды. Для расчёта массы воды потребуются уравнения реакций:



Пусть $\nu(\text{CH}_4) = x$ моль, $\nu(\text{C}_2\text{H}_6) = y$ моль. Масса смеси равна:

$$m(\text{смеси}) = m(\text{CH}_4) + m(\text{C}_2\text{H}_6) = 16x + 30y = 85 \text{ г}.$$

Согласно уравнениям реакций, из x моль CH_4 образуется $2x$ моль H_2O , а из y моль C_2H_6 образуется $(6/2)y = 3y$ моль H_2O . Масса воды равна

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = (2x + 3y) \cdot 18 = 171 \text{ г.}$$

Решив систему, получим: $x = 2,5$, $y = 1,5$. Массы газов в смеси:

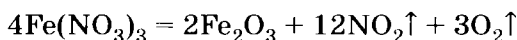
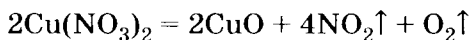
$$m(\text{CH}_4) = \nu \cdot M = 2,5 \cdot 16 = 40 \text{ г.}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_6) = \nu \cdot M = 1,5 \cdot 30 = 45 \text{ г.}$$

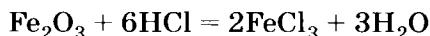
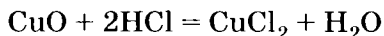
О т в е т. 40 г CH_4 , 45 г C_2H_6 .

■ **Пример 2-26.** Смесь нитратов меди и железа(III) общей массой 30,9 г прокалили в течение продолжительного времени. Для растворения полученного твёрдого остатка потребовалось 64 г 20%-й соляной кислоты. Определите массовые доли веществ в смеси нитратов.

Р е ш е н и е. Составим уравнения реакций разложения нитратов:



Полученные оксиды имеют основной характер и растворяются в соляной кислоте:



Количество вещества израсходованного хлороводорода: $\nu(\text{HCl}) = 64 \cdot 0,2 / 36,5 = 0,35$ моль.

Пусть в исходной смеси $\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = x$ моль, $\nu(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = y$ моль. Для двух неизвестных величин составим два уравнения.

1) Масса исходной смеси: $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) + m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 188x + 242y = 30,9 \text{ г.}$

2) Из уравнений разложения нитратов следует: $\nu(\text{CuO}) = x$ моль, $\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = y/2$ моль. Тогда общее количество вещества хлороводорода: $\nu(\text{HCl}) = 2x + 6y/2 = 0,35$.

Решив систему двух уравнений, находим: $x = 0,1$, $y = 0,05$.

Массовые доли нитратов в смеси:

$$\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,1 \cdot 188 / (30,9 \cdot 100)\% = 60,8\%,$$

$$\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 100\% - 60,8\% = 39,2\%.$$

О т в е т. 60,8% $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, 39,2% $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

- **Пример 2-27.** Найдите среднюю молярную массу и плотность (при нормальных условиях) воздуха, имеющего объёмный состав: 20,0% O_2 , 79,0% N_2 , 1,0% Ar .

Р е ш е н и е. Поскольку объёмы газов пропорциональны их количествам (закон Авогадро), то среднюю молярную массу смеси газов можно выражать не только через количества, но и через объёмы:

$$M_{\text{ср}} = (M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + M_3 \cdot V_3) / (V_1 + V_2 + V_3).$$

Возьмём 100 л смеси, тогда $V(\text{O}_2) = 20$ л, $V(\text{N}_2) = 79$ л, $V(\text{Ar}) = 1$ л. Подставляя эти значения в формулу, получим:

$$M_{\text{ср}} = (32 \cdot 20 + 28 \cdot 79 + 40 \cdot 1) / (20 + 79 + 1) = 28,9 \text{ г/моль}.$$

Плотность при нормальных условиях равна отношению молярной массы к молярному объёму: $\rho = M_{\text{ср}} / V_m = 28,9 / 22,4 = 1,29 \text{ г/л}$.

О т в е т. 28,9 г/моль; 1,29 г/л.

- **Пример 2-28.** Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую, объёмную и мольную доли кислорода в смеси.

Р е ш е н и е. Средняя молярная масса смеси:

$$M = D_{\text{H}_2} \cdot M(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 = 34 \text{ г/моль}.$$

Пусть в смеси содержится x моль O_2 и y моль O_3 . Соотношение между x и y можно найти через среднюю молярную массу:

$$\begin{aligned} M_{\text{ср}} &= (v_1 \cdot M_1 + v_2 \cdot M_2) / (v_1 + v_2) = (32x + 48y) / (x + y) = \\ &= 34 \text{ г/моль}, \end{aligned}$$

откуда $x = 7y$. Мольная доля кислорода в смеси:

$$v(\text{O}_2) / [v(\text{O}_2) + v(\text{O}_3)] = x / (x + y) = 0,875 = 87,5\%.$$

По закону Авогадро, объёмы газов прямо пропорциональны их количествам, поэтому объёмная доля газа в смеси всегда равна его мольной доле:

$$\varphi(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) / V_{\text{общ}} = \nu(\text{O}_2) / \nu_{\text{общ}} = 0,875 = 87,5\%.$$

Найдём массовую долю кислорода: $m(\text{O}_2) = \nu \cdot M = 32x = 32 \cdot 7y = 224y$, $m(\text{O}_3) = \nu \cdot M = 48y$, $m(\text{смеси}) = 224y + 48y = 272y$. Массовая доля кислорода: $\omega(\text{O}_2) = 224y / 272y = 0,824 = 82,4\%$.

Мы видим, что молярная, объёмная и массовая доли вещества в смеси не зависят от общего количества смеси (т. е. от $x + y$).

О т в е т. Молярная и объёмная доли O_2 — 87,5%, массовая доля O_2 — 82,4%.

■ **Пример 2-29.** При каком молярном соотношении оксидов углерода получается смесь, которая в 2 раза тяжелее неона?

Р е ш е н и е. Средняя молярная масса смеси в 2 раза больше молярной массы неона: $M_{\text{ср}}(\text{CO}_2, \text{CO}) = 2 \cdot 20 = 40$ г/моль. Пусть в смеси содержится x моль CO_2 и y моль CO . Тогда, пользуясь определением средней молярной массы, можно записать соотношение:

$$M_{\text{ср}} = (\nu_1 \cdot M_1 + \nu_2 \cdot M_2) / (\nu_1 + \nu_2) = (44x + 28y) / (x + y) = 40 \text{ г/моль},$$

откуда $x = 3y$, т. е. $\nu(\text{CO}_2) : \nu(\text{CO}) = 3 : 1$.

Мы видим, что средняя молярная масса газовой смеси зависит только от относительного, а не абсолютного количества компонентов смеси, т. е. не от x и y по отдельности, а только от их отношения.

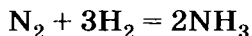
О т в е т. $\nu(\text{CO}_2) : \nu(\text{CO}) = 3 : 1$.

■ **Пример 2-30.** Смесь азота и водорода, имеющую плотность по водороду 3,6, пропустили над катализатором, при этом реакция прошла с выходом 50%. Чему равна плотность по водороду полученной газовой смеси?

Р е ш е н и е. Найдём сначала состав исходной смеси. Возьмём один моль смеси, и пусть в ней содержалось x моль N_2 и $(1 - x)$ моль H_2 . Средняя молярная масса смеси:

$$M_{\text{ср}} = 28 \cdot x + 2 \cdot (1 - x) = 3,6 \cdot 2 = 7,2 \text{ г/моль},$$

откуда $x = 0,2$. В исходной смеси было 0,2 моль азота и 0,8 моль водорода. Водорода в 4 раза больше, чем азота, а по реакции синтеза аммиака



его должно быть в 3 раза больше, поэтому водород находится в избытке, а азот — в недостатке. Расчёт ведём по азоту. Выход реакции равен 50%; это означает, что в реакцию с водородом вступила половина азота, т. е. $0,2 \cdot 0,5 = 0,1$ моль N_2 . Количество прореагировавшего водорода в 3 раза больше, чем азота: $\nu(\text{H}_2) = 3\nu(\text{N}_2) = 0,3$ моль, а аммиака образовалось в 2 раза больше, чем азота: $\nu(\text{NH}_3) = 2\nu(\text{N}_2) = 0,2$ моль.

В конечной смеси содержатся:

$$\begin{aligned}\nu(\text{N}_2) &= 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ моль; } \nu(\text{H}_2) = 0,8 - 0,3 = 0,5 \text{ моль;} \\ \nu(\text{NH}_3) &= 0,2 \text{ моль.}\end{aligned}$$

Связь между исходным составом, конечным составом и уравнением реакции можно представить в виде таблицы.

Вещество	Было	Прореагировало	Стало
N_2	0,2	0,1	$0,2 - 0,1 = 0,1$
H_2	0,8	0,3	$0,8 - 0,3 = 0,5$
NH_3	0	0,2	$0 + 0,2 = 0,2$

По количествам веществ в конечной смеси находим её среднюю молярную массу:

$$\begin{aligned}M_{\text{cp}} &= (0,1 \cdot 28 + 0,5 \cdot 2 + 0,2 \cdot 17) / (0,1 + 0,5 + 0,2) = \\ &= 9 \text{ г/моль.}\end{aligned}$$

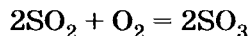
Плотность конечной смеси по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{смеси}) = M_{\text{cp}} / M(\text{H}_2) = 9 / 2 = 4,5.$$

О т в е т. 4,5.

- **Пример 2-31.** Для синтеза серного ангидрида смешали SO_2 и O_2 в объёмном соотношении 1 : 1. В полученной после реакции газовой смеси объём кислорода оказался в 3 раза больше, чем объём сернистого газа. Чему равен выход SO_3 ? Во сколько раз атомов кислорода в конечной смеси больше, чем атомов серы? Примите, что продукт реакции остался в газовой смеси.

Решение. Согласно закону Авогадро, объёмные отношения равны молярным. Возьмём по одному молю SO_2 и O_2 (при таком соотношении SO_2 — в недостатке). Пусть в реакцию



вступило x моль SO_2 , тогда O_2 израсходовано $x/2$ моль. Составим таблицу.

	SO_2	O_2
Исходная смесь	1	1
Вступило в реакцию	x	$x/2$
Конечная смесь	$1 - x$	$1 - x/2$

По условию,

$$v(\text{O}_2) / v(\text{SO}_2) = (1 - x/2) / (1 - x) = 3,$$

откуда $x = 0,8$. В реакцию вступило 0,8 моль SO_2 , а теоретически — 1 моль. Выход равен 80%.

Все атомы из исходной смеси остались в конечной смеси, поэтому

$$v(\text{O}) / v(\text{S}) = (2 + 2) / 1 = 4.$$

О т в е т. 80%. В 4 раза.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

2.181. Элемент медь встречается в природе в виде двух изотопов с массовыми числами 63 и 65. Используя значение относительной атомной массы меди $A_r(\text{Cu}) = 63,5$, рассчитайте распространённость этих изотопов в земной коре в атомных процентах.

2.182. Неизвестный элемент встречается в природе в виде пяти изотопов. В таблице приведены их массовые числа и распространённость в земной коре в атомных процентах.

Массовое число изотопа	58	60	61	62	64
Распространённость изотопа, ат. %	69,3	26,1	1,0	3,0	0,6

Рассчитайте относительную атомную массу элемента (с точностью до десятых) и установите, какой это элемент.

- 2.183.** Бронза — это сплав, содержащий 90% меди и 10% олова (по массе). Рассчитайте общее число атомов в 1 кг бронзы.
- 2.184.** Во сколько раз число атомов меди больше числа атомов олова в составе бронзы (см. предыдущую задачу)?
- 2.185.** В сплаве золота с серебром число атомов серебра в 1,3 раза больше числа атомов золота. Определите массовую долю золота в сплаве.
- 2.186.** Раствор содержит равные количества вещества азотной кислоты и воды. Рассчитайте массовые доли веществ в растворе.
- 2.187.** В смеси оксидов углерода общее число атомов в 2,5 раза больше общего числа молекул. Рассчитайте массовые доли веществ в смеси.
- 2.188.** В смеси оксидов углерода общей массой 32 г содержится 20 г кислорода. Рассчитайте массовую и мольную доли оксида углерода(IV) в смеси. Почему массовая доля больше мольной?
- 2.189.** Вычислите массовую долю нитрата натрия в водном растворе, если известно, что в 150 г такого раствора содержится $1,2 \cdot 10^{23}$ атомов азота.
- 2.190.** Смесь оксидов углерода общей массой 48 г пропустили через избыток раствора щёлочи, после чего масса раствора увеличилась на 32 г. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.
- 2.191.** Смесь азота и кислорода общей массой 100 г пропустили через трубку с раскалённой медью, после чего масса твёрдого вещества в трубке увеличилась на 23 г. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.
- 2.192.** Раствор (200 г), содержащий 18,8 г смеси сульфидов натрия и калия, обработали избытком раствора нитрата свинца(II), при этом образовалось 47,8 г чёрного осадка. Вычислите массовые доли веществ в исходном растворе.
- 2.193.** Смесь гидроксидов натрия и калия общей массой 36,8 г полностью нейтрализует 200 г 19,6%-й серной кислоты. Определите массовые доли гидроксидов в исходной смеси.
- 2.194.** Сплав серебра и меди общей массой 23,6 г растворили в избытке концентрированной азотной кислоты, при этом выделилось 11,2 л бурого газа (в пересчёте на н. у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.

- 2.195.** Для сжигания 100 л смеси метана и этана потребовалось 215 л кислорода. Найдите объёмные доли газов в смеси.
- 2.196.** При неполном сжигании 24 г угля израсходовано 26,88 л кислорода (в пересчёте на н. у.). Рассчитайте объёмные доли оксидов углерода в полученной смеси. Считайте, что уголь представляет собой чистый углерод.
- 2.197.** Рассчитайте среднюю молярную массу и плотность по воздуху газовой смеси, содержащей 20 л азота и 80 л кислорода.
- 2.198.** Газовая смесь состоит из равных объёмов водорода, оксида углерода(II) и азота. Чему равна средняя молярная масса этой смеси?
- 2.199.** Молярное соотношение водорода и азота в смеси, предназначенной для синтеза аммиака, равно 3 : 1. Определите объёмную долю водорода и среднюю молярную массу смеси.
- 2.200.** Смесь оксидов углерода(IV) и серы(IV) имеет объём 100 л (н. у.) и массу 232 г. Рассчитайте объёмную и массовую долю оксида углерода(IV) в смеси.
- 2.201.** Чему равна объёмная доля водорода в газовой смеси, полученной при электролитическом разложении воды?
- 2.202.** Определите объёмную долю кислорода в газовых смесях, полученных при разложении нитратов:
- 1) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 - 2) $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 - 3) $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
- 2.203.** При полном разложении нитрата серебра образовались серебро и смесь газов общим объёмом 24 л. Чему равен объём кислорода в этой смеси (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 2.204.** При полном разложении нитрата железа(II) образовались оксид железа(III) и смесь газов общим объёмом 36 л. Чему равен объём оксида азота(IV) в этой смеси (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 2.205.** При растворении углерода в концентрированной азотной кислоте образовалась смесь газов общим объёмом 20 л. Сколько литров оксида азота(IV) содержится в этой смеси? Ответ приведите в виде целого числа.

- 2.206.** При обработке смеси гидрокарбоната калия и карбоната кальция избытком соляной кислоты выделилось 30,8 г углекислого газа. Чему равна масса смеси?
- 2.207.** Для поглощения смеси углекислого и сернистого газов требуется минимально 35 г 12%-го раствора гидроксида калия. Чему равен объём газовой смеси (н. у.)?
- 2.208.** Какой объём водорода (температура 546 К, давление нормальное) понадобится для полного восстановления одного моля смеси оксида меди(I) и оксида меди(II)?
- 2.209.** Газовая смесь состоит из 20 л азота и 10 л аммиака. Сколько молекул азота приходится на одну молекулу аммиака в этой смеси? Сколько атомов азота приходится на один атом водорода?
- 2.210.** Плотность смеси оксидов углерода по водороду равна 18. Найдите объёмные доли газов в этой смеси.
- 2.211.** При каком молярном соотношении гелия и кислорода получается смесь, которая в 2,4 раза тяжелее гелия?
- 2.212.** Смесь гелия с неизвестным газом имеет среднюю молярную массу 3 г/моль. Определите этот газ и найдите его объёмную долю в смеси.
- 2.213.** Смесь азота и углекислого газа имеет плотность по водороду 18. К 100 л этой смеси добавили 100 л углекислого газа. Рассчитайте плотность по водороду конечной смеси.
- 2.214.** В смеси водорода и хлора, находящейся в закрытом сосуде, объёмная доля водорода равна 60%. Рассчитайте среднюю молярную массу смеси. Как изменятся общая масса и средняя молярная масса смеси после освещения смеси?
- 2.215.** Смесь оксида серы(IV) и кислорода в молярном соотношении 2 : 1 пропустили над катализатором при температуре 400 °С, при этом реакция прошла с выходом 80%. Определите объёмные доли веществ в полученной смеси и плотность смеси по воздуху.
- 2.216.** При разложении неорганического вещества образуются твёрдое вещество и смесь газов, имеющая плотность по водороду 21,6. Напишите возможное уравнение реакции.

- 2.217.** При разложении неорганического вещества образуются вода и смесь газов, имеющая плотность по водороду 13. Напишите уравнение реакции.
- 2.218.** Смесь гидроксида натрия и карбоната натрия общей массой 50,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ, при пропускании которого через избыток известковой воды образовалось 5,0 г осадка. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.219.** Смесь порошкообразных магния и алюминия общей массой 20,0 г обработали избытком щёлочи. Выделился газ, который может полностью восстановить 48,0 г оксида меди(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.220.** Смесь сульфата бария и сульфита бария общей массой 70,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ, при пропускании которого через избыток известковой воды образовалось 24,0 г осадка. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.221.** Смесь сульфида железа(II) и сульфида меди(II) общей массой 11,0 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. Выделился газ, который полностью прореагировал с 400 г 2,0%-го водного раствора брома. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.222.** Для полной нейтрализации 200 г раствора, содержащего серную и азотную кислоты, потребовалось 855 г 5,0%-го раствора гидроксида бария, при этом из раствора выпал осадок массой 34,95 г. Рассчитайте массовые доли (в %) кислот в исходном растворе.
- 2.223.** Смесь карбонатов магния и бария обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ объёмом 5,60 л (н. у.). При действии избытка серной кислоты на полученный раствор образовался осадок массой 11,65 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.224.** Смесь сульфидов меди(II) и алюминия общей массой 60,0 г сожгли в кислороде. Полученный твёрдый остаток может прореагировать с 200 г 8,0%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси сульфидов.

- 2.225.** Смесь сульфита натрия и карбоната натрия общей массой 50,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся газ может обесцветить 316 г 5,0%-го раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси сульфидов.
- 2.226.** Для полного растворения навески сплава меди с цинком потребовалось 39,3 мл 88%-й серной кислоты (плотность 1,7 г/мл). Такая же навеска сплава реагирует со 100 мл 2 М раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли металлов (в %) в сплаве. Запишите уравнения всех реакций.
- 2.227.** Для полного растворения навески сплава серебра с медью потребовалось 43,5 мл 63%-й азотной кислоты (плотность 1,38 г/мл). При добавлении к полученному раствору избытка щёлочи выпал осадок, который высушили и прокалили. Масса полученного твёрдого вещества составила 25,6 г. Рассчитайте массовые доли металлов (в %) в сплаве. Запишите уравнения всех реакций.
- 2.228.** Смесь сульфида меди(І) и сульфида меди(ІІ) общей массой 17,6 г сожгли в избытке кислорода. Полученный при этом газ полностью обесцветил 190 г 5%-го раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой. Определите массовые доли веществ в смеси сульфидов. (Относительную атомную массу меди примите равной 64.)
- 2.229.** Навеску смеси оксида меди(ІІ) и оксида цинка разделили на две равные части. Для полного растворения первой части потребовалось 150 г 9,8%-й серной кислоты. Ко второй части добавили 0,5 М раствор гидроксида натрия, смесь растворилась частично, при этом было израсходовано 400 мл щёлочи. Определите массовые доли оксидов в исходной смеси (в %).
- 2.230.** Навеску смеси оксида магния и оксида алюминия разделили на две равные части. Для полного растворения первой части потребовалось 125 г 19,6%-й серной кислоты. Ко второй части добавили 0,5 М раствор гидроксида натрия, смесь растворилась частично, при этом было израсходовано 200 мл щёлочи. Определите массовые доли оксидов в исходной смеси (в %).
- 2.231.** Смесь хлорида натрия и хлорида аммония общей массой 40,0 г обработали избытком гидроксида калия при нагревании. Выделился

газ, который может полностью восстановить 48,0 г оксида меди(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.

- 2.232.** Смесь оксида бария и пероксида бария общей массой 67,6 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. Осадок отделили, а к надосадочной жидкости прилили избыток подкисленного раствора перманганата калия. Выделился газ объёмом 4,48 л (н. у.). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.233.** Смесь аммиака и водорода разделили на две равные части. Первая часть может полностью восстановить 8,8 г оксида меди(II), а вторая — полностью нейтрализовать 9,8 г 10%-й серной кислоты. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.234.** Смесь гидроксидов натрия и бария растворили в воде и раствор разделили на две равные части. Для полной нейтрализации первой части потребовалось 210 г 30%-й азотной кислоты. При действии избытка раствора сульфата натрия на вторую часть образовался осадок массой 46,6 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.235.** Смесь кремния и оксида кремния общей массой 14,0 г растворили в избытке щёлочи. При этом выделился газ, который может полностью восстановить 32,0 г оксида меди(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 2.236.** Смесь меди и оксида меди(II) общей массой 32,0 г растворили в концентрированной серной кислоте. При этом выделился газ, который может обесцветить 1000 г 4,0%-й бромной воды. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 2.237.** Смесь серебра и оксида серебра общей массой 40,0 г растворили в концентрированной азотной кислоте. Выделился бурый газ, для поглощения которого потребовалось 50,0 г 12,0%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.238.** Смесь хлоридов натрия и кальция растворили в воде и раствор разделили на две равные части. Первую часть обработали избытком раствора нитрата серебра, при этом выпал осадок массой 28,7 г.

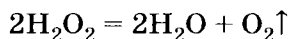
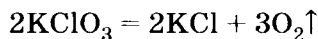
К другой части добавили избыток раствора карбоната натрия, и образовался осадок массой 5,0 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.

- 2.239.** Смесь оксида и карбида кальция общей массой 4,8 г растворили в большом количестве воды. Выделился газ, который полностью реагирует с 500 г 3,2%-й бромной воды. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 2.240.** Оксид серы содержит 60% кислорода по массе. При сильном нагревании этот оксид частично разлагается, в результате чего образуется смесь трёх газов. Плотность этой смеси равна плотности одного из газов, входящих в её состав. Определите состав смеси (в мольных процентах). Запишите уравнение реакции разложения и определите, с каким выходом она произошла.
- 2.241.** Бинарное соединение представляет собой твёрдое вещество, которое при небольшом нагревании возгоняется, образуя газ с плотностью 4,00 г/л, при 56 °С и 1,0 атм. Это соединение весьма неустойчиво и легко разлагается на два газообразных вещества — простое (входит в состав воздуха) и сложное, причём образующаяся смесь в 1,5 раза тяжелее воздуха. Установите формулу соединения и напишите уравнение реакции разложения.

Примеры решения задач

- **Пример 3-1.** Сколько граммов перманганата калия, хлората калия и пероксида водорода требуется для получения одного моля кислорода?

Решение. Все реакции разложения данных веществ протекают при нагревании (в присутствии катализатора пероксид водорода может разложиться и при комнатной температуре):

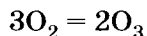


Согласно этим уравнениям, для получения 1 моль кислорода надо взять 2 моль KMnO_4 ($m = 2 \cdot 158 = 316$ г), $2/3$ моль KClO_3 ($m = 2/3 \cdot 122,5 = 81,7$ г) и 2 моль H_2O_2 ($m = 2 \cdot 34 = 68$ г).

О т в е т. 316 г KMnO_4 , 81,7 г KClO_3 , 68 г H_2O_2 .

- **Пример 3-2.** При действии электрического разряда на кислород 15% газа превратилось в озон. Рассчитайте объёмные доли газов в полученной кислородно-озоновой смеси и плотность смеси по воздуху.

Решение. Так как ни объёмные доли, ни относительная плотность не зависят от абсолютного количества смеси, можно взять 1 моль O_2 . По условию, 0,15 моль O_2 вступит в реакцию



и образуется $0,15 / 3 \cdot 2 = 0,1$ моль O_3 . В полученной смеси содержится $1 - 0,15 = 0,85$ моль O_2 и 0,1 моль O_3 .

По закону Авогадро, объёмные доли газов равны их молярным долям: $\varphi(\text{O}_3) = 0,1 / (0,1 + 0,85) = 0,105 = 10,5\%$; $\varphi(\text{O}_2) = 0,85 / (0,1 + 0,85) = 0,895 = 89,5\%$.

Средняя молярная масса смеси находится по определению:

$$M_{\text{ср}} = \frac{v_1 M_1 + v_2 M_2}{v_1 + v_2} = \frac{0,1 \cdot 48 + 0,85 \cdot 32}{0,1 + 0,85} = 33,7 \text{ г/моль.}$$

Плотность смеси по воздуху: $D_{\text{возд}} = M_{\text{ср}} / M_{\text{возд}} = 33,7 / 29 = 1,16$.

О т в е т. 10,5% O_3 , 89,5% O_2 ; $D_{\text{возд}} = 1,16$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 3.1.** Напишите электронные конфигурации атомов кислорода и серы. Что у них общего? Чем они различаются?
- 3.2.** Назовите пять природных соединений кислорода.
- 3.3.** В каком природном веществе массовые доли серы и кислорода равны? Как получить это вещество?
- 3.4.** Воздух содержит 21% кислорода по объёму. Принимая молярную массу воздуха 29 г/моль, рассчитайте массовую долю кислорода в воздухе.
- 3.5.** Массовая доля серы в земной коре равна 0,03%, а кислорода — 49,13%. Во сколько раз атомов кислорода в земной коре больше, чем атомов серы?
- 3.6.** Как можно поглотить кислород из воздуха? Предложите схему опыта.
- 3.7.** Приведите по одному примеру реакций кислорода с представителями разных классов неорганических веществ: а) металлом; б) неметаллом; в) кислотным оксидом; г) основным оксидом; д) гидридом неметалла; е) солью.
- 3.8.** Назовите три простых вещества — два металла и один неметалл, с которыми кислород не реагирует.

- 3.9.** Рассчитайте массу кислорода, который можно получить из 100 г каждого из веществ: KMnO_4 , KClO_3 , H_2O_2 . Какое из них наиболее эффективно для лабораторного получения кислорода?
- 3.10.** Смесь угля с кварцевым песком массой 250 г длительное время нагревали в атмосфере кислорода. Масса твёрдого остатка после опыта составила 200 г. Найдите состав исходной смеси в массовых процентах.
- 3.11.** В одном объёме расплавленного серебра вблизи температуры его плавления может растворяться двадцать объёмов кислорода. Объясните, почему при быстром охлаждении после плавления на воздухе серебро получается пористым. Как необходимо проводить охлаждение для получения однородного слитка?
- 3.12.** Можно ли считать жидкий и твёрдый кислород разными аллотропными модификациями? Ответ поясните.
- 3.13.** Оксид железа(III) при сильном прокаливании превращается в оксид железа(II). Запишите уравнение реакции. К какому типу она относится?
- 3.14.** Оксид железа(II) при нагревании на воздухе превращается в оксид железа(III). Запишите уравнение реакции. К какому типу она относится?
- 3.15.** При нагревании оксида золота(III) массой 80 г образовалось 1,4 г кислорода. Какая часть оксида золота разложилась?
- 3.16.** Какой объём займут при нормальных условиях 6,4 г кислорода?

Уровень 2

- 3.17.** Сколько граммов оксида фосфора(V) образуется при сжигании в кислороде 6,2 г красного фосфора?
- 3.18.** Сколько граммов оксида серы(IV) образуется при сжигании 12,8 г серы?
- 3.19.** Сколько граммов оксида магния образуется при сжигании в кислороде 6 г магниевой стружки?
- 3.20.** Сколько граммов воды образуется при сжигании в кислороде 9 г водорода?

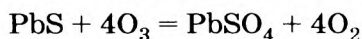
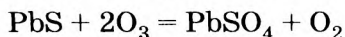
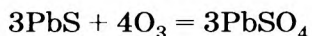
- 3.21.** Сколько граммов алюминия надо взять для получения 30,6 г оксида алюминия?
- 3.22.** При нагревании пиролюзит MnO_2 превращается в оксид Mn_3O_4 . Какой объем кислорода (н. у.) можно получить при прокаливании 34,8 г пиролюзита?
- 3.23.** Какой объем воздуха (21% O_2 , н. у.) требуется для сжигания порошка алюминия массой 5,4 г?
- 3.24.** Сколько граммов фосфора можно сжечь в 1 л кислорода (н. у.) с образованием оксида фосфора(V)?
- 3.25.** Через смесь равных объемов кислорода и водорода пропустили искру, а затем охладили. Во сколько раз уменьшился объем газовой смеси?
- 3.26.** Через смесь 1 л метана и 5 л кислорода пропустили искру, а затем охладили. Во сколько раз уменьшился объем газовой смеси?
- 3.27.** Определите формулу вещества, которое при сжигании в кислороде образует смесь сернистого и углекислого газов в объемном отношении 2 : 1.
- 3.28.** При пропускании смеси двух газов через раствор иодида калия последний вступил в реакцию, но объем смеси не изменился. Назовите неизвестные газы. Запишите уравнение реакции.
- 3.29.** Найдите ошибки в тексте.

«Лаборант наполнил резиновый шарик чистым озоном из озонатора и привязал его к лапке штатива. При этом за неделю с шариком никаких изменений не произошло».

- 3.30.** Напишите уравнения реакций, в которых степень окисления кислорода изменяется следующим образом:



- 3.31.** Есть ли ошибки в записи приведённых уравнений реакций?



- 3.32.** Рассчитайте состав озono-кислородной смеси (в % по объёму), плотность которой по углекислому газу равна 0,8.
- 3.33.** Какой объём воздуха (21% кислорода по объёму) необходим для полного сжигания 1000 л природного газа, содержащего 95% CH_4 и 5% C_2H_6 по объёму?
- 3.34.** При сжигании смеси сероводорода H_2S и дисульфана H_2S_2 массой 10 г образовалось 6,72 л (н. у.) сернистого газа. Определите массу образовавшейся воды.
- 3.35.** При сжигании железа на воздухе образуется оксид, в котором массовая доля кислорода равна 27,6%. Установите формулу оксида и напишите уравнение реакции.
- 3.36.** В лаборатории имеются по 1 кг перманганата калия, бертолетовой соли, калийной селитры и 30%-го раствора пероксида водорода. Какой из реактивов даёт при разложении наибольший объём кислорода?
- 3.37.** Назовите неметалл, который при сжигании в кислороде образует оксид в 2 раза большей массы, чем масса исходного простого вещества-неметалла.
- 3.38.** При действии электрического разряда на кислород получена смесь газов, содержащая 9% более тяжёлого газа по объёму. Рассчитайте выход реакции озонирования.
- 3.39.** Выведите химическую формулу соединения натрия с кислородом, содержащего 59% натрия по массе.
- 3.40.** Выведите молекулярную формулу одной из модификаций оксида фосфора, содержащей 43,6% кислорода по массе и имеющей молярную массу 220 г/моль.
- 3.41.** Раньше для поглощения кислорода из воздуха использовали оксид бария. Это вещество способно обратимо поглощать кислород, превращаясь в пероксид бария BaO_2 . Какой объём кислорода (н. у.) можно выделить из воздуха при однократном использовании 10 кг пероксида бария?
- 3.42.** При сгорании 1 моль метана выделяется 74,9 кДж теплоты. Сколько теплоты выделится при сжигании 300 л (н. у.) метана?

- 3.43.** При сжигании в кислороде 1 моль красного фосфора выделяется 1471,3 кДж теплоты. Запишите термохимическое уравнение реакции.
- 3.44.** Сколько теплоты выделится при сгорании 6 г магния, если термохимическое уравнение реакции имеет вид

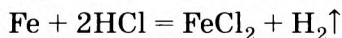


- 3.45.** Запишите термохимическое уравнение реакции горения угля, если известно, что при сгорании 1 г угля выделилось 33,5 кДж теплоты.
- 3.46.** При разложении 4,9 г бертолетовой соли (KClO_3) было получено 1,28 л (н. у.) кислорода. Определите массовую долю выхода продукта.
- 3.47.** При нагревании 10 г оксида ртути(II) получили 7 г ртути. Определите массовую долю выхода продукта.
- 3.48.** Рассчитайте массовую долю пероксида водорода в водном растворе, если при добавлении катализатора (MnO_2) к 200 г такого раствора из него выделилось 4,48 л кислорода (н. у.).
- 3.49.** В кислороде, выделившемся при полном разложении 100 г 10%-го раствора пероксида водорода, сожгли белый фосфор. Полученное вещество белого цвета растворили в воде, охлаждённой льдом, и нейтрализовали карбонатом натрия. К образовавшемуся раствору прилили раствор хлорида кальция. Какова масса образовавшегося осадка (в расчёте на безводную соль)?
- 3.50.** Сколько граммов оксида меди(II) может образоваться при пропускании над раскалённой медной стружкой 20 л (н. у.) воздуха (20% кислорода по объёму)?
- 3.51.** Сколько граммов свинцового сурика (Pb_3O_4) можно получить при прокаливании 24 г оксида свинца(IV)?

Примеры решения задач

- **Пример 4-1.** Сколько граммов железа вступило в реакцию с соляной кислотой, если при этом выделилось 2,24 л водорода (при н. у.)?

Р е ш е н и е. Уравнение реакции

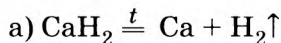


показывает, что для выделения $2,24/22,4 = 0,1$ моль H_2 требуется столько же молей железа, т. е. необходимо $0,1 \text{ моль} \times 56 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ г}$ железа.

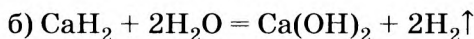
О т в е т. 5,6 г.

- **Пример 4-2.** Рассчитайте количество водорода, который может быть получен из 10,5 г гидрида кальция в случае: а) термического разложения твёрдого образца; б) реакции такого же образца с водой.

Р е ш е н и е.



Из $10,5/42 = 0,25$ моль CaH_2 образуется столько же молей H_2 .

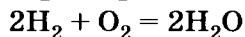
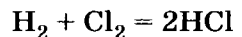


Из 0,25 моль гидрида образуется 0,5 моль H_2 . Часть водорода «приходит» из воды.

О т в е т. а) 0,25 моль; б) 0,5 моль.

- **Пример 4-3.** Имеются два сосуда, заполненных смесями газов: а) H_2 и Cl_2 ; б) H_2 и O_2 . Как изменится давление в сосудах при пропускании через эти смеси электрической искры?

Р е ш е н и е. При пропускании искры газы реагируют по уравнениям:



Из первого уравнения видно, что 1 моль водорода и 1 моль хлора образуют 2 моль хлороводорода. Следовательно, количество вещества (в молях) газа после первой реакции остаётся без изменения, объём газовой смеси также не меняется, поэтому и давление в сосуде не изменится.

Количество вещества газа после окончания второй реакции уменьшается в 1,5 раза, следовательно, уменьшается и давление. В условии задачи намеренно не оговорено, приводится ли смесь к нормальным условиям или нет. Для ответа на поставленный вопрос это несущественно. Допустим, что смесь останется при высокой температуре, тогда образовавшаяся вода будет находиться в парообразном состоянии, и давление после реакции уменьшится для стехиометрической смеси в 1,5 раза; если же смесь будет приведена к нормальным условиям, давление ещё более уменьшится за счёт конденсации паров воды.

О т в е т. а) Давление не изменится; б) давление уменьшится.

■ **Пример 4-4.** Установите формулы всех гидридов (общей формулы ЭH_x), в которых содержится 12,5% водорода по массе.

Р е ш е н и е. Пусть молярная масса неизвестного элемента Э равна M г/моль. Возьмём 1 моль гидрида: его масса равна $M + x$ г, и в нём содержится x моль водорода Н общей массой x г. Массовая доля водорода:

$$\omega(\text{H}) = \frac{x}{M + x} = 0,125,$$

откуда $A = 7x$. В гидридах x может принимать значения от 1 до 4.

$x = 1, A = 7$. Элемент — литий, гидрид — LiH .

$x = 2, A = 14$. Элемент — азот, гидрид NH_2 не существует, но известно вещество с такой же простейшей формулой, это N_2H_4 , гидразин.

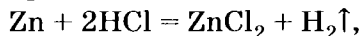
$x = 3, A = 21$. Такого элемента нет.

$x = 4, A = 28$. Элемент — кремний, гидрид SiH_4 .

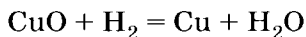
О т в е т. $\text{LiH}, \text{N}_2\text{H}_4, \text{SiH}_4$.

- **Пример 4-5.** Газ, выделившийся при действии 2,0 г цинка на 18,7 мл 14,6%-й соляной кислоты (плотность раствора 1,07 г/мл), пропустили при нагревании над 4,0 г оксида меди(II). Чему равна масса полученной твёрдой смеси?

Решение. При действии цинка на соляную кислоту выделяется водород:



который при нагревании восстанавливает оксид меди(II) до меди:



Найдём количества веществ в первой реакции: $m(\text{р-ра HCl}) = 18,7 \cdot 1,07 = 20,0$ г, $m(\text{HCl}) = 20,0 \cdot 0,146 = 2,92$ г, $\nu(\text{HCl}) = 2,92/36,5 = 0,08$ моль, $\nu(\text{Zn}) = 2,0/65 = 0,031$ моль. Цинк находится в недостатке, поэтому количество вещества выделившегося водорода равно: $\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Zn}) = 0,031$ моль.

Во второй реакции в недостатке находится водород, поскольку $\nu(\text{CuO}) = 4,0/80 = 0,05$ моль. В результате реакции 0,031 моль CuO превратится в 0,031 моль Cu и потеря массы составит: $m(\text{CuO}) - m(\text{Cu}) = 0,031 \cdot 80 - 0,031 \cdot 64 = 0,50$ г.

Масса твёрдой смеси CuO с Cu после пропускания водорода составит $4,0 - 0,5 = 3,5$ г.

О т в е т. 3,5 г.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 4.1. Как правильно открыть на воздухе сосуд, наполненный водородом? Опишите порядок действий.
- 4.2. Шар, наполненный водородом и выпущенный в помещении, сначала взлетает к потолку, но на следующие сутки опускается вниз. Дайте объяснение этому факту.
- 4.3. Назовите пять металлов, которые можно использовать для получения водорода из соляной кислоты. Запишите уравнения реакций.
- 4.4. Селен реагирует с водородом подобно сере. Запишите уравнение реакции получения селеноводорода. К какому типу она относится?

- 4.5.** Неустойчивый газ силан SiH_4 используют для получения особо чистого кремния. Предложите простейший способ, как это можно осуществить.
- 4.6.** При полном разложении метана CH_4 было получено 24 г угольной сажи и 89 л водорода (плотность 0,08987 г/л). Найдите объём разложившегося метана (плотность 0,7168 г/л).
- 4.7.** В лаборатории имеются реагенты: по 10 г алюминия, меди, магния, цинка и серная кислота. Какой общий объём водорода (н. у.) можно получить, используя эти реагенты? Какой из имеющихся в вашем распоряжении металлов позволяет получить наибольшее количество газа?
- 4.8.** Приведите примеры пяти простых и пяти сложных веществ, вступающих в реакцию с водородом.
- 4.9.** Смесь водорода с кислородом в закрытом сосуде объёмом 10 л взорвали и охладили до начальной температуры. Давление в сосуде уменьшилось в 10 раз. Определите объёмы газов. Давлением водяных паров пренебречь.
- 4.10.** Смесь водорода с хлором взорвали в закрытом сосуде. Изменилось ли давление в сосуде? Почему?
- 4.11.** В каком объёмном соотношении необходимо смешать водород и кислород, чтобы в реакцию вступила лишь треть от исходного количества кислорода?
- 4.12.** В каком объёмном соотношении нужно смешать водород и кислород, чтобы половина от исходного количества водорода осталась после завершения реакции?
- 4.13.** Сколько литров водорода (н. у.) необходимо сжечь для получения одного литра воды?
- 4.14.** Сколько молей водорода может быть получено при взаимодействии 210 г гидрида кальция с водой?
- 4.15.** Сколько литров водорода (н. у.) можно получить в результате электролитического разложения 180 мл воды?
- 4.16.** Какой объём водорода (н. у.) выделится при действии соляной кислотой на медно-алюминиевый сплав массой 10 г, содержащий 24% меди по массе?
- 4.17.** При действии соляной кислоты на сплав цинка с серебром массой 10 г после завершения реакции осталось твёрдое вещество массой 3,5 г. Определите объём выделившегося водорода (н. у.).

- 4.18.** Сколько граммов меди может быть получено при восстановлении 1,6 г оксида меди(II) водородом?
- 4.19.** Какие из кислот используют в лабораторной практике для получения водорода: азотную, соляную, серную, фосфорную, уксусную, кремниевую, угольную?
- 4.20.** Приведите пример кислоты, которая не изменяет окраску индикатора. С чем это связано?
- 4.21.** Почему для вытеснения водорода из растворов кислот никогда не используют металлы с высокой химической активностью, такие как натрий или калий?
- 4.22.** Если соль, образующаяся при реакции между металлом и кислотой, нерастворима в воде, она покрывает поверхность металла, и реакция прекращается. Приведите примеры таких металлов при получении водорода из соляной и серной кислоты.
- 4.23.** При внесении в раствор нитрата металла X проволоки металла Y розово-красного цвета на её поверхности образуются блестящие серебристые кристаллы металла X, а раствор приобретает голубую окраску. О каких двух металлах идёт речь? Запишите уравнение реакции.

Уровень 2

- 4.24.** Некоторые металлы способны поглотить большое количество водорода. Масса слитка палладия при нагревании в атмосфере водорода увеличилась на 2%. Найдите растворимость палладия в водороде, выраженную в литрах водорода (н. у.) на 100 г металла.
- 4.25.** Твёрдый водород при $-262\text{ }^{\circ}\text{C}$ имеет плотность $0,08667\text{ г/см}^3$. Каков молярный объём твёрдого водорода при этой температуре?
- 4.26.** В лаборатории водород получают взаимодействием алюминия как с раствором соляной кислоты, так и с раствором щёлочи. Сколько молей водорода образуется в каждом из этих случаев, если в реакцию вступает по 10,8 г алюминия?
- 4.27.** Какая масса гидрида калия необходима для получения 56 л водорода (н. у.) в реакции с водой?
- 4.28.** В воздухе объёмом 200 л сожгли 40 л водорода. Полученную газовую смесь охладили. Определите её состав в объёмных процентах. Считайте воздух состоящим из азота (78 об.%), кислорода (21 об.%) и аргона (1 об.%).

- 4.29.** Что образуется при пропускании водорода над нагретыми до высокой температуры сульфатом бария, хлоридом меди(II), карбонатом серебра, ортофосфатом кальция? Запишите уравнения реакций.
- 4.30.** Установите формулу гидрида, который содержит 25% водорода по массе. Чему будет равна массовая доля водорода в этом соединении, если все атомы протия заменить на атомы трития?
- 4.31.** Для полного восстановления меди из оксида меди(II) потребовалось 4,48 л водорода (н. у.). Рассчитайте массу полученного металла.
- 4.32.** В реакционном сосуде, предназначенном для синтеза аммиака, смешаны равные количества азота и водорода. Как изменится давление в сосуде после завершения процесса синтеза аммиака, если реакция проходит с выходом 25%? Температура в ходе процесса поддерживалась постоянной.
- 4.33.** При растворении в разбавленной серной кислоте магний-алюминиевого сплава массой 5,1 г выделилось 5,6 л водорода (н. у.). Определите состав сплава в массовых процентах.
- 4.34.** При растворении в соляной кислоте железо-цинкового сплава массой 17,7 г выделилось 6,72 л водорода (н. у.). Определите состав сплава в массовых процентах.
- 4.35.** На восстановление смеси оксида меди(II) и оксида свинца(II) массой 82,9 г потребовалось 11,2 л водорода (н. у.). Найдите массовые доли металлов в полученном сплаве.
- 4.36.** Смесь равных объёмов двух газов имеет плотность по метану 0,25. Какие это газы?
- 4.37.** Какой объём водорода (н. у.) выделится при обработке 10 г магния раствором, содержащим 28 г серной кислоты?
- 4.38.** При обработке сплава никеля и алюминия массой 25 г горячим концентрированным раствором гидроксида калия образовалось 12 г никеля Ренея (это очень мелкий порошок никеля, обладающий высокой реакционной способностью и каталитической активностью). Какой объём водорода (н. у.) выделился в результате реакции? Определите массовую долю алюминия в исходном сплаве.
- 4.39.** Из приборов, изображённых на рисунках, выберите те, с помощью которых можно получить и собрать: (1) газообразный водород по реакции между цинком и соляной кислотой; (2) газообразный кис-

лород по реакции разложения пероксида водорода; (3) газообразный водород по реакции кальция с водой; (4) газообразный кислород по реакции разложения перманганата калия.

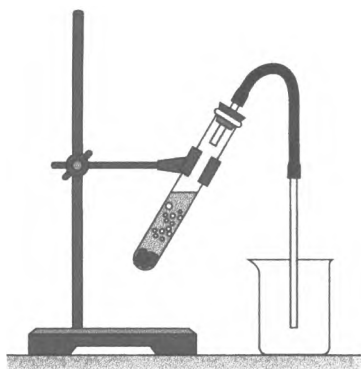


Рис. 1

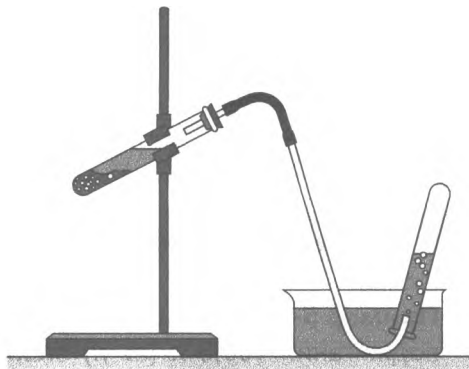


Рис. 2

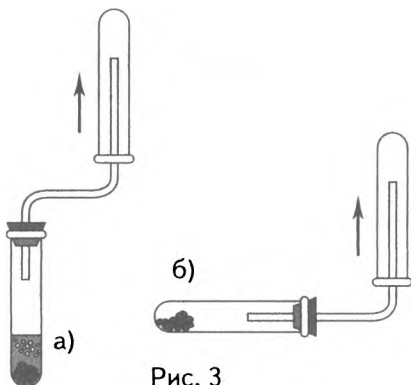


Рис. 3

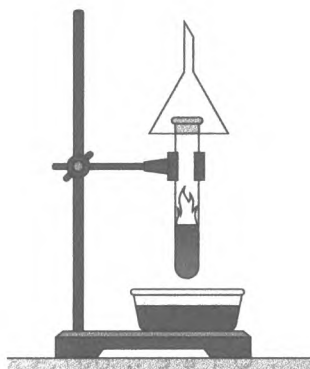


Рис. 4

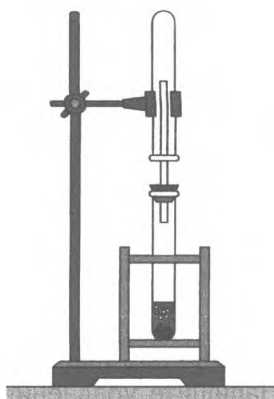


Рис. 5

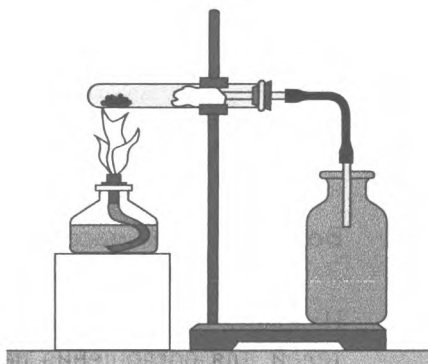


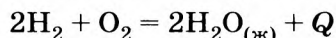
Рис. 6

5.1. Вода

Примеры решения задач

- **Пример 5-1.** Рассчитайте, сколько теплоты выделится при поджигании 100,8 л (н. у.) стехиометрической смеси водорода с кислородом, если теплота образования жидкой воды равна 285,8 кДж/моль.

Решение. Поскольку смесь водорода с кислородом стехиометрическая, в соответствии с уравнением реакции



будем считать, что $\nu(\text{O}_2) = x$ моль, $\nu(\text{H}_2) = 2x$ моль, т. е. $3x = 100,8/22,4$; $x = 1,5$ моль.

В результате реакции из 1,5 моль кислорода и 3 моль водорода образуется 3 моль воды. Тепловой эффект реакции составляет $3 \cdot 285,8 = 857,4$ кДж.

О т в е т. 857,4 кДж.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 5.1. Приведите по одному примеру жидкостей, которые: а) не смешиваются с водой; б) смешиваются с водой в любых соотношениях. Объясните, почему это происходит.
- 5.2. Во сколько раз масса кислорода в воде больше массы водорода? Зависит ли ответ от количества воды?
- 5.3. Назовите четыре вещества, которые используют в качестве осушителей для поглощения паров воды. Напишите уравнения реакций этих веществ с водой.

- 5.4.** При пропуске 2 л воздуха (н. у.) через склянку с концентрированной серной кислотой масса склянки увеличилась на 0,2 г. Вычислите массовую долю водяных паров в воздухе.
- 5.5.** Приведите примеры металлов, реагирующих с водой при комнатной температуре, и металлов, реагирующих только с горячим водяным паром.

Уровень 2

- 5.6.** Выведите формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если известно, что массовая доля воды в нём составляет 55,9%.
- 5.7.** Рассчитайте, сколько литров стехиометрической смеси водорода с кислородом (н. у.) было использовано при получении воды, если при этом выделилось 380,8 кДж теплоты (теплота образования жидкой воды равна 285,5 кДж/моль).
- 5.8.** Равные объёмы воды и метана смешали в замкнутом сосуде и нагрели до 900 °С. Реакция конверсии прошла с выходом 50%. Определите объёмные доли всех газов в полученной смеси.
- 5.9.** Кристаллическое вещество белого цвета образовано щелочным металлом. При взаимодействии с водой 7,2 г этого вещества выделилось 6,72 л водорода (н. у.). Определите состав вещества и напишите уравнения реакций с соляной кислотой и бромом.
- 5.10.** Сколько граммов оксида бария нужно добавить к 200 г 5%-го раствора гидроксида бария, чтобы увеличить массовую долю вещества в растворе в 3 раза?
- 5.11.** При обработке водой амальгамы натрия (амальгама — сплав натрия и ртути) выделилось 1,12 л водорода (н. у.), а на дне сосуда осталась капля жидкости массой 2,7 г. Найдите массу амальгамы.
- 5.12.** Сколько литров водорода необходимо сжечь в кислороде, чтобы выделившейся в ходе реакции теплоты хватило на разложение 1 кг мела? Теплоты образования жидкой воды, оксида кальция, углекислого газа и карбоната кальция равны 285,8 кДж/моль, 635,1 кДж/моль, 393,5 кДж/моль и 1206,6 кДж/моль соответственно.

5.2. Растворы. Растворимость

■ Основные определения

Раствор — однородная система, состоящая из двух или более компонентов.

Насыщенный раствор — раствор, находящийся в равновесии с чистым растворённым веществом.

Растворимость (коэффициент растворимости) — концентрация насыщенного раствора. Выражается в различных единицах, например в граммах вещества на 100 г или на 1 л растворителя.

■ Основные формулы

Массовая доля растворённого вещества: $\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра})$,

$$\omega(\%) = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра}) \cdot 100\%$$

Связь растворимости (s г/100 г растворителя) с массовой долей:

$$\omega = s / (s + 100),$$

$$s = 100\omega / (1 - \omega).$$

Плотность раствора: $\rho(\text{раствора}) = m(\text{раствора}) / V(\text{раствора})$

Плотность воды: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} = 1 \text{ кг/л} = 1000 \text{ г/л}$.

Молярная концентрация (молярность) растворённого вещества (моль/л):

$$C = \nu(\text{вещества}) / V(\text{раствора}).$$

Связь молярной концентрации с массовой долей вещества ω :

$C = 1000\omega \cdot \rho(\text{раствора}) / M(\text{вещества})$, где плотность раствора ρ выражается в г/мл, а молярная масса вещества — в г/моль.

Примеры решения задач

- **Пример 5-2.** Какой минимальный объём воды необходим для растворения 100 г сульфата калия при 20 °С, если растворимость соли при данной температуре составляет 111,2 г/л? Сколько граммов раствора при этом образуется?

Решение. Составим пропорцию:

в 1000 мл воды можно растворить 111,2 г K_2SO_4 ,

в x мл воды — 100 г K_2SO_4 ,

$x = 1000 \cdot 100 / 111,2 = 899$ мл воды. Масса воды равна 899 г.
Масса раствора составляет: $899 + 100 = 999$ г.

О т в е т. 899 мл воды, 999 г раствора.

- **Пример 5-3.** Какую массу соли и какой объём воды необходимо взять для приготовления 100 г насыщенного при 18 °С раствора сульфата натрия, если растворимость сульфата натрия при 18 °С составляет 168,3 г/л?

Р е ш е н и е. Приведённое в условии значение растворимости означает, что в 1 л (1000 мл, или 1000 г) воды при данной температуре может быть растворено 168,3 г сульфата натрия. Рассчитаем массу такого насыщенного раствора:

$$m(\text{раствора}) = 1000 + 168,3 = 1168,3 \text{ г.}$$

Составим пропорцию:
в 1168,3 г насыщенного раствора содержится 168,3 г сульфата натрия,

в 100 г насыщенного раствора — x г сульфата натрия,
 $x = 100 \cdot 168,3 / 1168,3 = 14,4$ г сульфата натрия.

Определим массу воды. Для этого из массы раствора вычтем массу соли:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 14,4 = 85,6 \text{ г.}$$
 Объём воды равен 85,6 мл.

О т в е т. 14,4 г сульфата натрия, 85,6 г воды.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 5.13.** Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора хлорида калия, содержащего 54 г соли, если растворимость хлорида калия равна 329,5 г/л? Какова масса раствора?
- 5.14.** Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора сульфата магния, содержащего 10 г соли, если растворимость соли при данной температуре равна 337 г/л?
- 5.15.** Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора хлорида кальция, содержащего 500 г соли, если растворимость хлорида кальция при данной температуре составляет 731,9 г/л?

- 5.16.** Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора нитрата калия, в котором содержится 350 г соли, если растворимость составляет 303,4 г/л?
- 5.17.** Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора, содержащего 15 г гидроксида натрия, если растворимость гидроксида натрия равна 1070 г/л?
- 5.18.** Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора пищевой соды, содержащего 54 г вещества, если растворимость соды в воде равна 95,7 г/л?
- 5.19.** Какой объём воды необходим для приготовления 100 г насыщенного при 20 °С раствора иодида лития, если растворимость иодида лития при данной температуре составляет 1615 г/л?
- 5.20.** Сколько граммов хлорида натрия и какой объём воды необходимо взять для приготовления 250 г насыщенного при 18 °С раствора? Растворимость хлорида натрия при 18 °С составляет 358,6 г/л.
- 5.21.** Сколько граммов нитрата магния и какой объём воды необходимо взять для приготовления 1000 г насыщенного при 18 °С раствора, если растворимость нитрата магния при данной температуре составляет 743,1 г/л?
- 5.22.** Сколько граммов карбоната натрия и какой объём воды необходимо взять для приготовления 500 г насыщенного при 18 °С раствора, если растворимость карбоната натрия при данной температуре составляет 1080 г/л?
- 5.23.** Сколько граммов безводного сульфата кальция и какой объём воды необходимо взять для приготовления 250 г насыщенного при 30 °С раствора, если растворимость сульфата кальция при данной температуре составляет 2,1 г/л?
- 5.24.** Сколько граммов бертолетовой соли и какой объём воды необходимо взять для приготовления 300 г насыщенного при 20 °С раствора, если растворимость бертолетовой соли при данной температуре составляет 73 г/л?
- 5.25.** Сколько граммов поваренной соли и какой объём воды необходимо взять для приготовления 200 г насыщенного при 20 °С раствора, если растворимость поваренной соли при данной температуре составляет 358,5 г/л?

- 5.26.** Сколько граммов сахара и какой объём воды необходимо взять для приготовления 100 г насыщенного при 20 °С раствора, если растворимость сахара при данной температуре составляет 2039 г/л?

Уровень 2

- 5.27.** Насыщенный при 20 °С раствор нитрата серебра массой 150 г охладил до 0 °С (растворимость нитрата серебра при 20 °С 228 г / 100 г воды, а при 0 °С 125 г / 100 г воды), выпавшую в осадок безводную соль отделили, а от оставшегося раствора отобрали порцию массой 20,6 г. Вычислите, какой объём смеси сероводорода и азота (при н. у.), содержащей 40% сероводорода по массе, необходимо пропустить через эту порцию раствора, чтобы полностью осадить содержащиеся в ней ионы серебра.
- 5.28.** Смешали 110 г насыщенного раствора сульфата меди(II), 85 мл воды и 15,0 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Из полученного раствора отобрали порцию массой 100 г, внесли в неё цинковую пластинку и выдерживали до тех пор, пока массовые доли солей не стали равны. Вычислите массовую долю сульфата цинка в растворе, оставшемся после удаления пластинки. Примите, что растворимость безводного сульфата меди(II) равна 20 г / 100 г воды.
- 5.29.** Смесь магния и оксида магния массой 14,4 г вступила в реакцию с минимально необходимым количеством 25%-й соляной кислоты, при этом выделилось 2,24 л (н. у.) газа. От полученного раствора отобрали порцию массой 32,75 г, выпарили из неё 7,75 г воды и остаток охладил до 4 °С. Вычислите массу выпавшего в осадок шестиводного хлорида магния, если растворимость безводного хлорида магния при 4 °С равна 53 г / 100 г воды.

5.3. Массовая доля растворённого вещества. Кристаллогидраты

Примеры решения задач

- **Пример 5-4.** Сколько граммов хлорида натрия и воды необходимо взять для приготовления 250 г 10%-го раствора?

$$\text{Решение. } \omega = \frac{m(\text{растворённого вещества})}{m(\text{раствора})}.$$

$$m(\text{NaCl}) = \omega \cdot m(\text{раствора}) = 0,1 \cdot 250 = 25 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу воды: $m(\text{H}_2\text{O}) = 250 - 25 = 225 \text{ г.}$

О т в е т. 25 г хлорида натрия и 225 г воды.

- **Пример 5-5.** В 380 мл воды растворили 20 г иодида калия. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Р е ш е н и е. Определим массу полученного раствора, для этого сложим массу соли и массу воды:

$$m(\text{раствора}) = 380 + 20 = 400 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{m(\text{раствора})} = \frac{20}{400} = 0,05, \text{ или } 5\%.$$

О т в е т. 0,05, или 5%.

- **Пример 5-6.** Сколько граммов шестиводного хлорида кальция ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) и воды необходимо взять для приготовления 250 г 5%-го раствора хлорида кальция?

Р е ш е н и е. Найдём массу безводной соли, необходимой для приготовления заданного раствора:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega \cdot m(\text{раствора}) = 0,05 \cdot 250 = 12,5 \text{ г.}$$

Пересчитаем массу безводной соли в массу кристаллогидрата:

$$M(\text{CaCl}_2) = 40 + 2 \cdot 35,5 = 111 \text{ г/моль,}$$

$$M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 111 + 6 \cdot 18 = 219 \text{ /моль.}$$

Составим пропорцию:

в 219 г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ содержится 111 г CaCl_2 ,

в x г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ содержится 12,5 г CaCl_2 .

$$x = 219 \cdot 12,5 / 111 = 24,7 \text{ г } (\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}).$$

Масса воды: $m(\text{H}_2\text{O}) = 250 - 24,7 = 225,3 \text{ г.}$

О т в е т. 24,7 г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и 225,3 г воды.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень I

- 5.30. Сколько граммов соды и воды необходимо для приготовления 500 г 3%-го раствора соды?

- 5.31.** Сколько граммов нитрата калия и воды необходимо для приготовления 250 г 5%-го раствора?
- 5.32.** Сколько граммов щавелевой кислоты и воды необходимо для приготовления 370 г 2%-го раствора?
- 5.33.** Сколько граммов калийной селитры (нитрата калия) и воды необходимо для приготовления 3 кг 20%-го раствора?
- 5.34.** Сколько граммов гидроксида калия и воды необходимо для приготовления 280 г 50%-го раствора?
- 5.35.** Сколько граммов сахара и воды необходимо для приготовления 500 г 2%-го раствора сахара?
- 5.36.** Сколько граммов хлорида натрия образуется при выпаривании 150 г 5%-го раствора?
- 5.37.** Сколько граммов карбоната калия и воды необходимо для приготовления 450 г 7%-го раствора?
- 5.38.** Сколько граммов гашёной извести и воды необходимо для приготовления 260 г 1%-го раствора?
- 5.39.** В 180 мл воды растворили 20 г соды. Определите массовую долю растворённого вещества.
- 5.40.** В 50 мл воды растворили 4 г бромид натрия. Определите массовую долю растворённого вещества.
- 5.41.** В 98 мл воды растворили 2 г лимонной кислоты. Определите массовую долю растворённого вещества.
- 5.42.** В 30 мл воды растворили 2 г сахара. Определите массовую долю растворённого вещества.
- 5.43.** Растворимость сахара составляет 2039 г в одном литре воды. Определите массовую долю сахара в насыщенном растворе.
- 5.44.** В 100 г воды при 20 °С может быть растворено 52,6 г аммиака. Определите массовую долю аммиака в насыщенном растворе.
- 5.45.** В 100 г воды при 20 °С и атмосферном давлении может быть растворено 0,17 г углекислого газа. Определите массовую долю углекислого газа в насыщенном растворе.
- 5.46.** В 250 г раствора содержится 35 г поваренной соли. Найдите массовую долю соли в растворе.

- 5.47.** Определите массовую долю иодида лития в насыщенном при 18 °С растворе, если растворимость иодида лития при 18 °С составляет 1615 г/л воды.

Уровень 2

- 5.48.** Сколько граммов кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медного купороса) и воды необходимо для приготовления 200 г 5%-го раствора сульфата меди?
- 5.49.** Сколько граммов кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (стиральной соды) и воды необходимо для приготовления 350 г 10%-го раствора карбоната натрия?
- 5.50.** Сколько граммов железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) и воды необходимо для приготовления 200 г 25%-го раствора сульфата железа(II)?
- 5.51.** Сколько граммов кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо для приготовления 25 г 6%-го раствора хлорида бария?
- 5.52.** Сколько граммов кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (английской соли) и воды необходимо для приготовления 2 кг 5%-го раствора сульфата магния?
- 5.53.** В 370 мл воды растворили 30 г алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Определите массовые доли сульфатов калия и алюминия в растворе.
- 5.54.** Чему равна массовая доля азотной кислоты в растворе, в котором содержится одинаковое число атомов водорода и кислорода?

5.4. Приготовление растворов

Примеры решения задач

- **Пример 5-7.** Сколько граммов гидроксида калия и какой объём воды нужны для приготовления 200 мл 52%-го раствора щёлочи (плотность раствора 1,51 г/мл).

Р е ш е н и е.

1) Определим массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = \rho V = 1,51 \cdot 200 = 302 \text{ г.}$$

2) Определим массу КОН в растворе:

$$m(\text{KOH}) = 302 \cdot 52\% / 100\% = 157,04 \text{ г.}$$

3) Определим массу воды: $m(\text{H}_2\text{O}) = 302 - 157,04 = 144,96 \text{ г.}$

4) Определим объём воды: плотность воды равна 1 г/мл, следовательно, надо взять 144,96 мл воды.

О т в е т. 157,04 г КОН и 144,96 г H_2O .

■ **Пример 5-8.** Какой объём воды надо добавить к 300 г 20%-й серной кислоты для получения 15%-го раствора?

Р е ш е н и е.

1) Найдём массу вещества в исходном растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 300 \cdot 20\% / 100\% = 60 \text{ г.}$$

2) Рассчитаем массу нового, 15% -го раствора:

$$m(\text{раствора}) = 60 / 15\% \cdot 100\% = 400 \text{ г.}$$

3) Определим массу воды, которую необходимо добавить к раствору: $m(\text{H}_2\text{O}) = 400 - 300 = 100 \text{ г}$, этой массе соответствует объём 100 мл.

О т в е т. 100 мл воды.

■ **Пример 5-9.** Сколько граммов хлорида натрия необходимо добавить к 200 г 3%-го раствора для получения 5%-го раствора?

Р е ш е н и е.

1) Определим массу NaCl в 3% -м растворе:

$$m(\text{NaCl}) = 200 \cdot 3\% / 100\% = 6 \text{ г.}$$

2) Найдём массу воды в этом растворе:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 - 6 = 194 \text{ г.}$$

3) Найдём массу нового раствора, используя тот факт, что в конечном растворе останется то же количество воды, однако на её долю будет приходиться $100 - 5 = 95\%$ массы раствора:

$$m(\text{раствора}) = 194 / 95\% \cdot 100\% = 204,2 \text{ г.}$$

4) Рассчитаем, сколько граммов хлорида натрия необходимо добавить: $m(\text{NaCl}) = 204,2 - 200 = 4,2 \text{ г.}$

О т в е т. 4,2 г NaCl.

■ **Пример 5-10.** Приготовьте 500 г 30%-го раствора иодида калия, используя 40%-й и 5%-й растворы.

Р е ш е н и е. Такие задачи удобно решать с помощью «правила креста». Составим «крест». Запишем друг под другом процентные концентрации исходных растворов, а правее между ними процентную концентрацию того раствора, который необходимо приготовить (конечного раствора):

$$\begin{array}{ccc} 40\% & & \\ & 30\% & \\ 5\% & & \end{array}$$

Левая половина «креста» готова. Вычитая из концентрации более крепкого раствора (40%) концентрацию конечного раствора (30%), получаем число (10%), которое помещаем в правом нижнем конце «креста». Аналогично, вычитая из концентрации конечного раствора (30%) концентрацию более разбавленного из исходных растворов (5%), получаем число (25%), которое помещаем в правом верхнем углу. Итак, «крест» готов:

$$\begin{array}{ccc} 40\% - 30\% = 10 & 40\% & 25\% \\ 30\% - 5\% = 25 & & \\ & 30\% & \\ & 5\% & 10\% \end{array}$$

Числа, стоящие в правой части «креста», используются при расчёте масс исходных растворов, при смешении которых образуется раствор с заданной концентрацией:

$$m(40\% \text{-го раствора}) = 500 \cdot 25\% / (25\% + 10\%) = 357,1 \text{ г.}$$

$$m(5\% \text{-го раствора}) = 500 \cdot 10\% / (25\% + 10\%) = 142,9 \text{ г.}$$

О т в е т. 357,1 г 40%-го раствора и 142,9 г 5%-го раствора.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

5.55. Сколько граммов карбоната натрия и какой объём воды необходимы для приготовления 500 мл 10%-го раствора (плотность 1,1 г/мл)?

- 5.56.** Сколько граммов гидроксида натрия и какой объём воды необходимы для приготовления 300 мл 20%-го раствора (плотность 1,11 г/мл)?
- 5.57.** Сколько граммов бромида калия и какой объём воды необходимы для приготовления 40 мл 20%-го раствора (плотность 1,16 г/мл)?
- 5.58.** Какой объём хлороводорода и какой объём воды необходимы для приготовления 500 мл 36%-го раствора (плотность 1,183 г/мл)?
- 5.59.** Какой объём аммиака (н. у.) необходим для приготовления 1 л 25%-го раствора, имеющего плотность 0,9 г/мл?
- 5.60.** Какой объём воды необходимо добавить к 200 г 10%-го раствора хлорида натрия для получения 5%-го раствора?
- 5.61.** Какой объём воды необходимо добавить к 600 г 10%-го раствора бромида калия для получения 6%-го раствора?
- 5.62.** Какой объём воды необходимо добавить к 50 г 20%-го раствора азотной кислоты для получения 8%-го раствора?
- 5.63.** Какой объём воды необходимо добавить к 200 г 16%-го раствора хлорида натрия для получения 0,4%-го раствора?
- 5.64.** Какой объём воды необходимо добавить к 250 г 25%-го раствора лимонной кислоты для получения 8%-го раствора?
- 5.65.** Сколько граммов нитрата калия необходимо растворить в 300 г 5%-го раствора для получения раствора с массовой концентрацией 8%?
- 5.66.** Сколько граммов чистого иодида калия необходимо растворить в 200 г 20%-го раствора для получения 30%-го раствора?
- 5.67.** Сколько граммов гидроксида натрия необходимо растворить в 150 г 2%-го раствора для получения раствора с массовой долей 5%?
- 5.68.** Сколько граммов хлорида кальция необходимо растворить в 30 г 4%-го раствора для получения раствора с массовой долей 8%?
- 5.69.** Сколько граммов лимонной кислоты необходимо растворить в 100 г 5%-го раствора для получения раствора с массовой долей 15%?

- 5.70.** Приготовьте 300 г 20%-го раствора гидроксида калия, используя 30%-й и 5%-й растворы.
- 5.71.** Приготовьте 100 г 5%-го раствора хлорида натрия, используя 10%-й и 1%-й растворы.
- 5.72.** Приготовьте 400 г 10%-го раствора сульфата магния, используя 20%-й и 5%-й растворы.
- 5.73.** Приготовьте 200 г 20%-го раствора сахара, используя 30%-й и 5%-й растворы.
- 5.74.** Приготовьте 500 г 10%-го раствора хлорида кальция, используя 20%-й и 5%-й растворы.

5.5. Молярная концентрация

Примеры решения задач

- **Пример 5-11.** Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 2 л 1 М раствора?

Решение. Количество вещества гидроксида натрия:

$$\nu(\text{NaOH}) = c \cdot V = 1 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} = 2 \text{ моль.}$$
 Масса вещества:

$$m(\text{NaOH}) = \nu \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 80 \text{ г.}$$

Для приготовления такого раствора нужно точно взвесить 80 г гидроксида натрия, поместить навеску в мерную колбу на 2 л и налить воды до метки.

О т в е т. 80 г.

- **Пример 5-12.** Определите массовую долю азотной кислоты в 4 М растворе (плотность 1,13 г/мл).

Решение. Массовая доля не зависит от количества раствора, поэтому возьмём 1 л раствора.

1) Найдём массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1,13 \text{ г/мл} = 1130 \text{ г.}$$

2) Найдём массу азотной кислоты:

$$\nu(\text{HNO}_3) = c \cdot V = 4 \text{ моль/л} \cdot 1 \text{ л} = 4 \text{ моль,}$$

$$m(\text{HNO}_3) = \nu \cdot M = 4 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 252 \text{ г.}$$

3) Рассчитаем массовую долю азотной кислоты:

$$\omega(\text{HNO}_3) = 252 / 1130 \cdot 100\% = 22,3\%.$$

О т в е т. 22,3% HNO_3 .

■ **Пример 5-13.** Определите молярность 20%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,186 г/мл).

Р е ш е н и е. Молярность не зависит от количества раствора, поэтому возьмём 1 л раствора.

1) Найдём массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1,186 \text{ г/мл} = 1186 \text{ г.}$$

2) Найдём массу гидроксида калия:

$$m(\text{KOH}) = 1186 \cdot 20\% / 100\% = 237,2 \text{ г.}$$

3) Найдём количество вещества гидроксида калия:

$$\nu(\text{KOH}) = 237,2 / 56 = 4,24 \text{ моль.}$$

4) Поскольку мы взяли 1 л раствора, его молярность численно совпадает с количеством вещества:

$$C(\text{KOH}) = 4,24 \text{ моль} / 1 \text{ л} = 4,24 \text{ М.}$$

Если бы мы взяли не 1 л, а 100 г раствора, результат был бы точно такой же (проверьте!).

О т в е т. 4,24 М KOH.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения.....

Уровень 1

- 5.75. Определите молярную концентрацию хлорид-ионов в 2 М растворе хлорида кальция.
- 5.76. Определите молярную концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе азотной кислоты.
- 5.77. Даны 1 М растворы иодида натрия и иодида кальция. Чему равны молярные концентрации иодид-ионов в этих растворах?
- 5.78. Смешали 500 мл 5 М раствора соляной кислоты и 500 мл 1 М раствора соляной кислоты. Найдите молярную концентрацию конечного раствора, считая, что его объём равен 1 л.

5.79. Из 1 л 2 М раствора сульфата меди выпарили 500 мл воды. Какова молярная концентрация полученного раствора?

Уровень 2

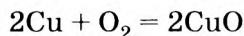
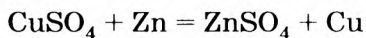
- 5.80.** Сколько граммов соли нужно взять для приготовления 400 мл 0,5 М раствора хлорида калия?
- 5.81.** Сколько граммов соли нужно взять для приготовления 200 мл 0,3 М раствора сульфата натрия?
- 5.82.** Сколько граммов соли нужно взять для приготовления 100 мл 2 М раствора иодида калия?
- 5.83.** Сколько граммов соли нужно взять для приготовления 2 л 0,5 М раствора дигидроортофосфата натрия?
- 5.84.** Сколько граммов соли нужно взять для приготовления 400 мл 0,05 М раствора перманганата калия?
- 5.85.** Определите процентную концентрацию 1 М раствора серной кислоты (плотность 1,06 г/мл).
- 5.86.** Определите процентную концентрацию 12 М раствора серной кислоты (плотность 1,64 г/мл).
- 5.87.** Определите процентную концентрацию 1 М раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,15 г/мл).
- 5.88.** Определите процентную концентрацию 2 М раствора гидроксида калия (плотность 1,09 г/мл).
- 5.89.** Определите молярность 35,2%-й соляной кислоты (плотность 1,175 г/мл).
- 5.90.** Определите молярность 68%-го раствора азотной кислоты (плотность 1,405 г/мл).
- 5.91.** Определите молярность 50,5%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,53 г/мл).
- 5.92.** Определите молярность 25%-го раствора аммиака (плотность 0,91 г/мл).

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ И ИХ ВЗАИМОСВЯЗЬ

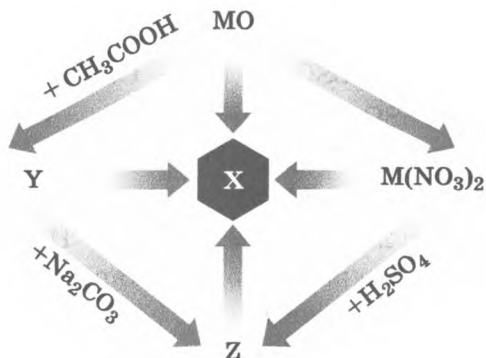
Примеры решения задач

- **Пример 6-1.** Используя раствор сульфата меди(II), цинк и кислород, получите оксид меди(II).

Решение. Цинк, как более активный металл, вытесняет медь из растворов её солей. Вытесненную медь можно окислить нагреванием её в кислороде:

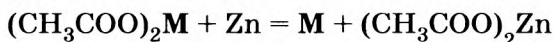


- **Пример 6-2.** Расшифруйте схему превращений, определите неизвестный элемент **М** и напишите уравнения всех реакций, если известно, что действие цинка на водный раствор, содержащий 9,75 г вещества **Y**, позволяет получить 6,21 г твёрдого простого вещества **М**. Напишите уравнения всех указанных реакций.



Решение. Из схемы можно сделать вывод, что **Y** — ацетат двухвалентного металла **М**. В ряду напряжений **М**

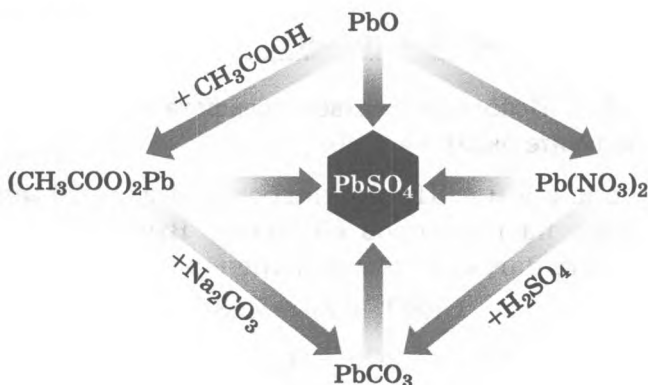
расположен правее цинка, поэтому происходит реакция замещения:



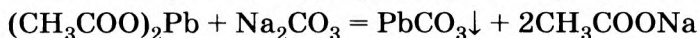
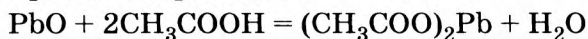
Согласно уравнению, $\nu((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{M}) = \nu(\text{M})$.

$$9,75 / (M(\text{M}) + 118) = 6,21 / M(\text{M}).$$

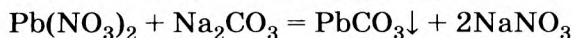
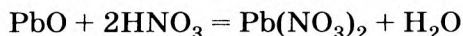
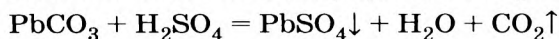
$M(\text{M}) = 207$ г/моль, это свинец. Расшифруем схему превращений:



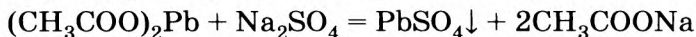
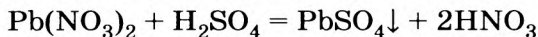
Уравнения реакций:



(Более правильно: $2(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3\downarrow + 4\text{CH}_3\text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow$, однако средний карбонат можно записать как упрощённое решение.)



(Более правильно: $2\text{Pb(NO}_3)_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3\downarrow + 4\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$, однако средний карбонат можно записать как упрощённое решение.)



О т в е т. $\text{M} — \text{Pb}$.

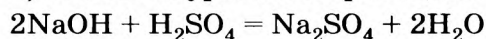
- **Пример 6-3.** Какой объём 15%-го раствора NaOH (плотность 1,16 г/мл) необходим для полной нейтрализации 200 мл 30%-го раствора H_2SO_4 (плотность 1,22 г/мл)?

Р е ш е н и е.

1) Найдём количество вещества H_2SO_4 :

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 200 \cdot 1,22 \cdot (30\% / 100\%) / 98 = 0,747 \text{ моль.}$$

2) Запишем уравнение реакции:



3) Найдём количество вещества NaOH: согласно уравнению реакции, $\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot 0,747 = 1,494$ моль.

4) Рассчитаем массу NaOH, массу раствора и объём раствора:

$$m(\text{NaOH}) = 1,494 \cdot 40 = 59,76 \text{ г,}$$

$$m(\text{раствора}) = 59,76 / 15\% \cdot 100\% = 398,4 \text{ г,}$$

$$V(\text{раствора}) = 398,4 / 1,16 = 343,4 \text{ мл.}$$

О т в е т. 343,4 мл раствора.

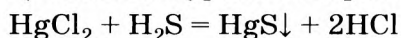
- **Пример 6-4.** Сколько граммов сульфида ртути(II) выпадет в осадок при длительном пропускании сероводорода через 300 г 5%-го раствора хлорида ртути(II)?

Р е ш е н и е.

1) Найдём количество вещества HgCl_2 :

$$\nu(\text{HgCl}_2) = 300 \cdot (5\% / 100\%) / 272 = 0,055 \text{ моль.}$$

2) Запишем уравнение реакции обмена:



3) Найдём количество вещества HgS: согласно уравнению реакции, $\nu(\text{HgS}) = \nu(\text{HgCl}_2) = 0,055$ моль.

4) Рассчитаем массу осадка: $m(\text{HgS}) = 0,055 \cdot 233 = 12,9$ г.

О т в е т. 12,9 г HgS.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 6.1. Приведите примеры оксидов, реагирующих с соляной кислотой, но не вступающих в реакцию с водой.

- 6.2.** Приведите примеры оксидов, реагирующих с щелочами, но не вступающих в реакцию с кислотами.
- 6.3.** Известный оксид реагирует с гидроксидом натрия, но не взаимодействует с соляной кислотой и водой. Назовите такой оксид.
- 6.4.** Приведите три пары оксидов, вступающих в реакции друг с другом.
- 6.5.** Даны следующие вещества: нитрат натрия, нитрат серебра, оксид меди(II), оксид углерода(IV), карбонат кальция, медь, магний. Какие из этих веществ вступают в реакцию: а) с соляной кислотой; б) с раствором гидроксида натрия? Запишите уравнения реакций.
- 6.6.** При действии на неизвестную соль соляной кислотой выпадает белый осадок. При внесении в пламя соль окрашивает его в жёлтый цвет. Назовите соль, приведите уравнение реакции.
- 6.7.** При действии на неизвестную соль нитратом серебра выпадает белый творожистый осадок, нерастворимый в кислотах. При внесении в пламя соль окрашивает его в фиолетовый цвет. Назовите соль, приведите уравнение реакции.
- 6.8.** При действии на неизвестную соль соляной кислотой выделяется газ. При внесении в пламя соль окрашивает его в жёлтый цвет. Назовите соль, приведите уравнение реакции.
- 6.9.** Приведите пример реакции обмена, в результате которой образуются два нерастворимых в воде вещества.
- 6.10.** Как получить гидроксид цинка, имея в распоряжении цинк, соляную кислоту и гидроксид натрия? Предложите два способа.
- 6.11.** Как из нитрата цинка получить карбонат цинка, а из карбоната цинка — хлорид цинка? Запишите уравнения реакций.
- 6.12.** Получите из железа оксид железа(III), используя в качестве реагентов хлор и гидроксид натрия. Запишите уравнения реакций.
- 6.13.** Получите карбонат бария тремя разными способами. Запишите уравнения реакций.
- 6.14.** Предложите способы получения гидроксида натрия из карбоната натрия и карбоната натрия из гидроксида натрия. Запишите уравнения реакций.
- 6.15.** Как получить из нитрата магния хлорид магния? Запишите уравнения реакций.

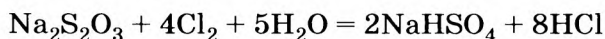
- 6.16.** Как получить медь, используя цинк, серную кислоту и оксид меди(II)? Запишите уравнения реакций.
- 6.17.** Как химическим путём отличить осадки гидроксида алюминия и гидроксида магния?
- 6.18.** Как химическим путём отличить оксид цинка от белого тонкоизмельчённого кварца?
- 6.19.** Приведите пример кислоты и основания, которые не вступают друг с другом в реакцию нейтрализации. Объясните причину.
- 6.20.** Приведите примеры кислоты и основания, не изменяющих окраску индикатора.
- 6.21.** Запишите формулы следующих солей: гидрокарбонат кальция, гидрофосфат калия, дигидрофосфат калия, пентагидрат сульфата меди(II) (медный купорос), додекагидрат сульфата калия-алюминия (алюмокалиевые квасцы), гидрокарбонат меди(II) (малахит), гексацианоферрат(III) калия (красная кровяная соль), роданид железа(III).

Уровень 2

- 6.22.** Как получить из сульфата натрия гидросульфат натрия и как осуществить обратный процесс? Запишите уравнения реакций.
- 6.23.** Как отличить друг от друга растворы сульфата и гидросульфата натрия?
- 6.24.** При длительном пропускании углекислого газа через известковую воду выпавший белый осадок вновь растворяется. Объясните это явление. Запишите уравнения реакций.
- 6.25.** Что наблюдается при смешении растворов хлорида магния и гидрокарбоната натрия? Запишите уравнение реакции.
- 6.26.** При сливании растворов сульфата меди(II) и гидрокарбоната натрия выпадает голубой осадок, который при слабом нагревании становится зелёным, превращаясь в основной карбонат меди — малахит. Запишите уравнение реакции.
- 6.27.** При действии на раствор ацетата свинца(II) сульфидом или гидросульфидом натрия выпадает осадок одного и того же состава. Запишите уравнения реакций.

- 6.28.** Что произойдёт, если на раствор гидросульфата натрия подействовать магнием, раствором гидрокарбоната магния, раствором хлорида бария? Запишите уравнения реакций.
- 6.29.** Сколько граммов карбоната кальция осаждается при пропускании углекислого газа через 200 мл 1%-го раствора гидроксида кальция (плотность 1,007 г/моль)?
- 6.30.** Сколько граммов сульфида меди(II) образуется при пропускании сероводорода через 300 мл 20%-го раствора сульфата меди(II) (плотность 1,15 г/мл)?
- 6.31.** Какой объём 15%-го раствора карбоната натрия (плотность 1,16 г/мл) потребуется для нейтрализации 40 мл концентрированной соляной кислоты (36,5% HCl, плотность 1,18 г/мл)? Какой объём углекислого газа выделится при этом?
- 6.32.** Какой объём 21%-го раствора азотной кислоты (плотность 1,12 г/мл) потребуется для полной нейтрализации 200 мл 20%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,19 г/мл)? Сколько граммов нитрата калия при этом образуется?
- 6.33.** Какой объём 10%-го раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл) потребуется для полной нейтрализации 400 мл 20%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,19 г/мл)? Сколько граммов сульфата калия при этом образуется?
- 6.34.** Какой объём 10%-го раствора аммиака (плотность 0,98 г/мл) потребуется для нейтрализации 200 мл 20%-й соляной кислоты (плотность 1,10 г/мл)? Сколько граммов хлорида аммония при этом образуется?
- 6.35.** Сколько граммов карбоната кальция образуется при взаимодействии 300 г 20%-го раствора хлорида кальция с избытком раствора карбоната натрия?
- 6.36.** Сколько граммов цинка вступит в реакцию с 220 г 10%-й соляной кислоты? Сколько граммов соли (в расчёте на $\text{ZnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) при этом образуется?
- 6.37.** Сколько граммов алюминия вступит в реакцию с 340 г 20%-й серной кислоты? Сколько граммов сульфата алюминия при этом образуется?

- 6.38.** Сколько граммов сульфида меди(II) образуется при пропускании сероводорода через 210 г 15%-го раствора нитрата меди(II)?
- 6.39.** Какой объём газа (н. у.) выделится при действии 200 г 3%-й соляной кислоты на 50 г мела?
- 6.40.** Для нейтрализации приготовленного заранее раствора гидроксида калия потребовалось 49 г 5%-го раствора серной кислоты. Сколько граммов щёлочи находилось в растворе?
- 6.41.** Чему равна масса осадка, который выпадет при добавлении избытка раствора серной кислоты к 250 г 15%-го раствора нитрата бария?
- 6.42.** Сколько граммов иода можно получить при пропускании хлора через 200 г 15%-го раствора иодида калия?
- 6.43.** Хлор можно обезвредить с помощью раствора тиосульфата натрия.



Рассчитайте, какой объём хлора может быть поглощён 250 г 5%-го раствора тиосульфата натрия.

- 6.44.** Сколько граммов сульфата меди(II) может быть получено при обработке оксида меди 120 г 5%-й серной кислоты?
- 6.45.** Газ, полученный при сжигании на воздухе 12,8 г серы, пропустили через 320 г 10%-го раствора гидроксида натрия. К полученному раствору прилили избыток раствора хлорида кальция. Сколько граммов осадка образовалось?
- 6.46.** Сколько граммов лития надо растворить в 100 г воды для получения 12%-го раствора гидроксида лития?
- 6.46.** Как изменится масса железного гвоздя, внесённого в 20 г 1,6%-го раствора сульфата меди(II)?

СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

7.1. Ядро атома. Изотопы

■ Основные формулы

$${}^A_Z\text{Э} : A = Z + N$$

$$\alpha\text{-распад: } A \rightarrow A - 4, Z \rightarrow Z - 2$$

$$\beta\text{-распад: } A \rightarrow A, Z \rightarrow Z + 1$$

Примеры решения задач

- **Пример 7-1.** В природе существует только один стабильный изотоп фтора. Используя периодическую таблицу, напишите формулу этого изотопа.

Решение. Фтор — 9-й элемент Периодической системы, порядковый номер запишем слева снизу от обозначения элемента: ${}_9\text{F}$. Относительная атомная масса фтора: $A_r = 18,9984 \approx 19$. Так как изотоп фтора единственный, его массовое число практически совпадает с относительной атомной массой: $A = 19$. Полное обозначение природного изотопа фтора: ${}^{19}_9\text{F}$.

- **Пример 7-2.** Определите состав природного атома фтора.

Решение. Атом состоит из ядра и электронов. Судя по обозначению ${}^{19}_9\text{F}$, массовое число ядра $A = 19$, число протонов в ядре $Z = 9$, число нейтронов $N = A - Z = 19 - 9 = 10$. Атом электронейтрален, поэтому число отрицательно заряженных электронов равно числу положительно заряженных протонов: $n(e) = 9$.

Ответ. 9 протонов, 10 нейтронов, 9 электронов.

■ **Пример 7-3.** Определите состав атомов $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$. Укажите сходства и различия этих атомов.

Решение. Состав атомов определим так же, как и в предыдущей задаче. Для сравнения атомов составим таблицу.

Атом	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$
Массовое число A	35	37
Число протонов Z	17	17
Число нейтронов N	18	20
Заряд атома	0	0
Заряд ядра	+17	+17
Число электронов	17	17

Из таблицы видно, что атомы двух изотопов хлора отличаются только массовым числом A и числом нейтронов N .

■ **Пример 7-4.** В природе хлор встречается в виде двух изотопов: ^{35}Cl и ^{37}Cl . Считая, что относительная атомная масса хлора $A_r(\text{Cl}) = 35,5$, определите содержание каждого изотопа в атомных процентах.

Решение. Возьмём 100 атомов природного хлора. Пусть $N(^{35}\text{Cl}) = x$, тогда $N(^{37}\text{Cl}) = 100 - x$. Общая масса всех атомов равна $100 \cdot 35,5 = 3550$ а. е. м.

$$35x + 37 \cdot (100 - x) = 3550,$$

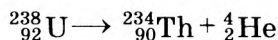
откуда $x = 75$. Содержание изотопов в природном хлоре: 75% ^{35}Cl , 25% ^{37}Cl .

О т в е т. 75% ^{35}Cl , 25% ^{37}Cl .

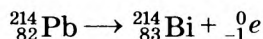
■ **Пример 7-5.** Напишите уравнения α -распада изотопа урана-238 и β -распада изотопа свинца-214.

Решение. Нуклид уран-238 $^{238}_{92}\text{U}$ характеризуется массовым числом $A = 238$ и зарядом ядра $Z = 92$. При α -распаде ядро урана теряет α -частицу ^4_2He , при этом массовое число ядра уменьшается на 4, а заряд ядра уменьшается на 2. Обра-

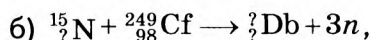
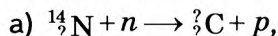
зуется нуклид с массовым числом 234 и зарядом 90. Элемент с порядковым номером 90 — это торий, Th. Уравнение ядерной реакции:



Нуклид свинец-214 ${}_{82}^{214}\text{Pb}$ характеризуется массовым числом $A = 214$ и зарядом ядра $Z = 82$. При β -распаде ядро свинца теряет β -частицу (электрон), при этом нейтрон в составе ядра превращается в протон. Массовое число ядра не изменяется, а заряд ядра увеличивается на 1. Образуется нуклид с массовым числом 214 и зарядом 83. Элемент с порядковым номером 83 — это висмут, Bi. Уравнение ядерной реакции:



■ **Пример 7-6.** Составьте полные уравнения искусственных ядерных реакций:



заменив знаки вопроса необходимыми числами.

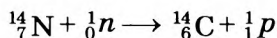
Решение. В уравнениях ядерных реакций сумма массовых чисел (верхних индексов) и сумма зарядов (нижних индексов) одинакова в левой и правой части.

а) Массовое число нейтрона — 1 (${}_0^1n$), протона — 1 (${}_1^1p$), азота — 14, углерода — x :

$$14 + 1 = x + 1,$$

$x = 14$. В реакции образуется изотоп углерода ${}_{6}^{14}\text{C}$.

Элемент азот имеет порядковый номер 7 и заряд ядра +7, элемент углерод — порядковый номер 6 и заряд ядра +6. Сумма зарядов в ядерной реакции сохраняется: $7 + 0 = 6 + 1$. Полное уравнение ядерной реакции:

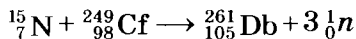


б) Массовое число азота — 15, калифорния — 249, трёх нейтронов — 3, дубния — y :

$$15 + 249 = y + 3,$$

$y = 261$. В реакции образуется изотоп дубния ${}_{105}^{261}\text{Db}$.

Элемент азот имеет порядковый номер 7 и заряд ядра +7, элемент дубний — порядковый номер 105 и заряд ядра +105. Сумма зарядов в ядерной реакции сохраняется: $7 + 98 = 105 + 3 \cdot 0$. Полное уравнение ядерной реакции:



С помощью этой реакции впервые были получены ядра 105-го элемента, позднее названного в честь подмосковного города Дубна, где находится Институт ядерных исследований.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 7.1.** Чему равен заряд: а) атома кислорода; б) ядра атома кислорода? Сколько электронов содержит атом кислорода?
- 7.2.** Ядро атома химического элемента содержит 3 протона и 4 нейтрона. Запишите обозначение этого ядра с указанием химического символа, порядкового номера и массового числа.
- 7.3.** Ядро одного из элементов не содержит нейтронов. Определите этот элемент, запишите подробную формулу ядра.
- 7.4.** Массовое число ядра атома равно 14. Можно ли определить, какой это элемент?
- 7.5.** Определите состав атомов ${}^2\text{H}$, ${}^7\text{Li}$, ${}^{39}\text{K}$.
- 7.6.** Определите состав ядер ${}^3\text{He}$ и ${}^4\text{He}$. Укажите сходства и различия этих ядер.
- 7.7.** Природный кислород состоит из трёх устойчивых изотопов: кислород-16, кислород-17, кислород-18. Что общего у всех этих изотопов? Чем они различаются?
- 7.8.** Ядро атома содержит 20 нейтронов, а его массовое число равно 37. Определите элемент и запишите формулу нуклида.
- 7.9.** Сколько нейтронов содержат нуклиды: ${}^{40}\text{Ar}$, ${}^{39}\text{K}$, ${}^{40}\text{Ca}$?
- 7.10.** В природе встречается единственный изотоп фосфора. Используя периодическую таблицу, напишите формулу этого изотопа и определите состав его ядра.

- 7.11.** Определите нуклиды, ядра которых содержат: а) 4 протона и 5 нейтронов; б) 14 протонов и 14 нейтронов; в) 53 протона и 74 нейтрона. Напишите полные обозначения этих нуклидов с указанием химического символа, атомного номера и массового числа.
- 7.12.** Приведите по два примера нуклидов, в которых: а) протонов больше, чем нейтронов; б) число протонов и нейтронов одинаково; в) протонов в 1,5 раза меньше, чем нейтронов.
- 7.13.** Изотоп магния содержит столько же нейтронов, сколько ядро атома натрия-23. Запишите формулу изотопа.
- 7.14.** Приведите пример нуклидов, которые имеют разный заряд, но одинаковое массовое число.
- 7.15.** Приведите пример нуклидов, которые имеют разный заряд, но одинаковое число нейтронов.
- 7.16.** Что представляют собой α - и β -частицы, возникающие при радиоактивном распаде?
- 7.17.** Определите продукты α -распада: а) урана-233; б) франция-221; в) висмута-212. Напишите уравнения распада.
- 7.18.** Определите продукты β -распада: а) калия-40; б) свинца-209; в) висмута-212. Напишите уравнения распада.

Уровень 2

- 7.19.** Природный водород состоит из изотопов ^1H (99,9885 ат.%) и ^2H . Во сколько раз число атомов обычного водорода превышает число атомов тяжёлого водорода?
- 7.20.** У какого элемента два природных изотопа различаются по массе в наибольшее число раз? Назовите этот элемент и его изотопы.
- 7.21.** Из приведённого списка: $^{12}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$, $^{16}_8\text{O}$ — выберите: а) изотопы; б) атомы с одинаковым числом нейтронов в ядре; в) атомы с одинаковым массовым числом.
- 7.22.** В самом распространённом природном изотопе углерода содержится одинаковое число протонов и нейтронов, а в природном радиоактивном изотопе углерода число нейтронов на треть больше числа протонов. Напишите обозначения обоих изотопов.

- 7.23.** Природный бром состоит из двух изотопов с массовыми числами 79 и 81. Считая, что относительная атомная масса брома $A_r(\text{Br}) = 80$, определите содержание каждого изотопа в атомных процентах.
- 7.24.** Природная медь состоит из двух изотопов с массовыми числами 63 и 65. Считая, что относительная атомная масса меди $A_r(\text{Cu}) = 63,5$, определите содержание более лёгкого изотопа в атомных процентах.
- 7.25.** Определите, какие нуклиды образуются в результате ядерных реакций:
- ${}^6_3\text{Li} + {}^2_1\text{H} \longrightarrow \dots + n$
 - ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \longrightarrow \dots + p$
 - ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^4_2\text{He} \longrightarrow \dots + n$
 - ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^{14}_7\text{N} \longrightarrow \dots + 4n$
- 7.26.** Определите, какие нуклиды вступили в ядерные реакции:
- $\dots + {}^2_1\text{H} \longrightarrow {}^4_2\text{He} + n$
 - $\dots + p \longrightarrow {}^7_4\text{Be} + {}^4_2\text{He}$
 - $\dots + {}^2_1\text{H} \longrightarrow {}^{238}_{93}\text{Np} + 2n$
 - $\dots + {}^{208}_{82}\text{Pb} \longrightarrow {}^{277}_{112}\text{Cn} + n$
- 7.27.** Ядро ${}^{228}\text{Ra}$ испытывает два последовательных β -распада. Образующееся ядро испускает α -частицу. Какой нуклид образуется в результате этих превращений?
- 7.28.** Золото можно получить из менее благородного металла путём действия медленных нейтронов с последующим электронным захватом по схеме:
- $${}^AX + n \longrightarrow {}^{A+1}X$$
- $${}^{A+1}X + e \longrightarrow {}^{197}\text{Au}$$
- Определите элемент X и массовое число A.
- 7.29.** Плутоний-239 испытывает α -распад с периодом полураспада 24 тыс. лет. Напишите уравнение распада. Какая часть плутония распадётся за 72 тыс. лет?
- 7.30.** Нуклид ${}^{14}\text{C}$ испытывает α -распад с периодом полураспада 5760 лет. Напишите уравнение распада. За какое время распадается 75% от исходной массы углерода-14?

- 7.31.** Радиоактивный нуклид ^{234}U в серии последовательных α -распадов превратился в нуклид ^{222}Rn . Сколько α -распадов включает эта серия?
- 7.32.** В ядерных реакторах золото превращается в свинец путём последовательного захвата (присоединения) медленных нейтронов и последующих β -распадов. Сколько захватов нейтронов и β -распадов включает серия превращений $^{197}_{79}\text{Au}$ в $^{208}_{82}\text{Pb}$?
- 7.33.** Радиоактивный нуклид $^{228}_{88}\text{Ra}$ в серии последовательных β -распадов превратился в нуклид $^{228}_{90}\text{Th}$. Сколько β -распадов включает эта серия?
- 7.34.** Радиоактивный нуклид ^{235}U в серии последовательных α - и β -распадов превратился в устойчивый нуклид ^{207}Pb . Сколько α - и β -распадов включает эта серия?
- 7.35.** Можно ли изменить период полураспада ядра за счёт химических превращений? Ответ обоснуйте.
- 7.36.** Ядерная реакция происходит по схеме:
металл \rightarrow инертный газ + инертный газ.
Все ядра имеются в земной коре, массовое число исходного нуклида равно 226. Определите исходный нуклид и напишите уравнение ядерной реакции.
- 7.37.** Может ли молекулярный водород иметь молярную массу: а) 3 г/моль; б) 4 г/моль; в) 6 г/моль? Если нет, то почему? Если да, то напишите соответствующие формулы.
- 7.38.** Водород имеет два устойчивых природных изотопа с массовыми числами 1 и 2, а кислород — три устойчивых природных изотопа с массовыми числами от 16 до 18. Определите относительные атомные массы самой лёгкой и самой тяжёлой природной воды.
- 7.39.** Молекула «тяжёлого» углекислого газа в 2,4 раза тяжелее молекулы «тяжёлой» воды. В состав обеих молекул входит один и тот же изотоп кислорода. Определите этот изотоп и напишите формулы обоих веществ.
- 7.40.** Химический элемент состоит из двух изотопов. Ядро более лёгкого из них содержит 10 протонов и 10 нейтронов, в ядре второго изотопа на два нейтрона больше. На 9 атомов более лёгкого изотопа приходится один атом более тяжёлого. Найдите относительную атомную массу элемента с точностью до десятых.

7.2. Электронная конфигурация атома

■ Основные формулы

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, \dots, n - 1$$

$$m_l = -l, -l + 1, \dots, 0, \dots, l - 1, l$$

$$m_s = \pm 1/2$$

Энергетический уровень: $\{n\}$. Максимальное число электронов равно $2n^2$.

Энергетический подуровень: $\{n, l\}$. Максимальное число электронов равно $2 \cdot (2l + 1)$.

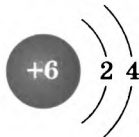
Орбиталь: $\{n, l, m_l\}$. Максимальное число электронов равно 2.

Электрон в атоме: $\{n, l, m_l, m_s\}$.

Примеры решения задач

■ **Пример 7-7.** Охарактеризуйте электронное строение атома углерода.

Решение. Углерод — 6-й элемент Периодической системы; заряд ядра равен +6, атом содержит 6 электронов. Эти электроны распределены по двум энергетическим уровням. Первый уровень завершён, он содержит 2 электрона. Остальные 4 электрона располагаются на втором, внешнем уровне. Электронное строение атома углерода можно представить схемой:

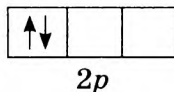


■ **Пример 7-8.** Напишите электронную конфигурацию атома углерода. Сколько электронных пар имеется в атоме углерода и какие орбитали они занимают? Сколько в атоме неспаренных электронов и какие орбитали они занимают?

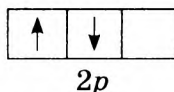
Решение. Распределим 6 электронов атома углерода по орбиталям в порядке увеличения энергии. Два электрона на первом энергетическом уровне занимают $1s$ -орбиталь. На втором уровне есть одна $2s$ -орбиталь и три $2p$ -орбитали. На $2s$ -орбитали находятся 2 электрона, а оставшиеся 2 электрона попадают на $2p$ -орбитали. Следовательно, электронная конфигурация атома углерода — $1s^2 2s^2 2p^2$.

Существуют два варианта распределения двух электронов по трём $2p$ -орбиталям на внешнем уровне.

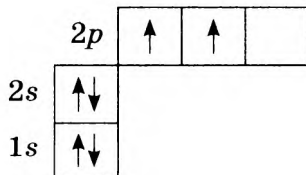
1) Два электрона могут занимать одну орбиталь, объединившись в пару.



2) Каждый электрон может находиться на собственной орбитали.



Согласно правилу Хунда, реализуется последний вариант с двумя неспаренными электронами. Таким образом, атом углерода в основном состоянии содержит две пары электронов на $1s$ - и $2s$ -орбиталях и 2 неспаренных электрона на $2p$ -орбиталях:



О т в е т. $1s^2 2s^2 2p^2$. Две пары электронов и 2 неспаренных электрона.

■ **Пример 7-9.** Напишите электронную конфигурацию атома хлора. Сколько энергетических уровней заполнено электронами в этом атоме? Сколько валентных электронов имеет атом хлора в основном состоянии?

Решение. Хлор — 17-й элемент Периодической системы; его атом содержит 17 электронов. На первом энергетиче-

ском уровне находятся 2 электрона, на втором — 8, на третьем — 7.

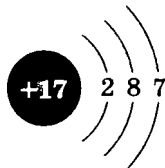
1) Первый энергетический уровень: $1s$ -подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $1s^2$.

2) Второй энергетический уровень: а) $2s$ -подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $2s^2$; б) $2p$ -подуровень, три орбитали, 6 электронов, $2p^6$. Всего — 8 электронов.

3) Третий энергетический уровень: а) $3s$ -подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $3s^2$; б) $3p$ -подуровень, три орбитали, 5 электронов, $3p^5$. Всего — 7 электронов.

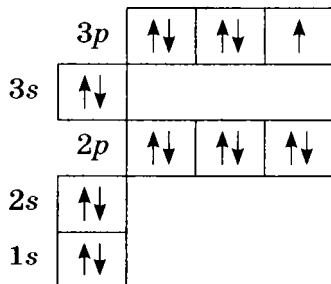
Электронная конфигурация атома хлора:

а) в упрощённом виде (по уровням)



б) более подробная, с распределением по подуровням: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;

в) самая подробная конфигурация, с распределением по орбиталям



Электроны, находящиеся на третьем энергетическом уровне, валентные. Их семь: $3s^2 3p^5$.

О т в е т. Три энергетических уровня, 7 валентных электронов.

■ **Пример 7-10.** Напишите электронную конфигурацию иона магния. Назовите один отрицательный ион, который имеет такую же конфигурацию.

Решение. Электронная конфигурация атома магния: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Ион магния Mg^{2+} образуется при удалении двух валентных электронов с внешнего подуровня $3s$ и имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. В этой конфигурации полностью заселены два энергетических уровня — первый и второй.

Такую же электронную конфигурацию могут иметь неметаллы 2-го периода, если к их атомам добавить электроны до полного заселения второго энергетического уровня. Атому фтора (F: $1s^2 2s^2 2p^5$) до завершения второго уровня не хватает одного электрона. Если атом фтора примет этот электрон, он превратится в отрицательный ион F^- , который имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$.

Ответ. $1s^2 2s^2 2p^6$. Ион F^- .

■ **Пример 7-11.** Определите значения квантовых чисел, характеризующих валентный электрон в атоме натрия.

Решение. Натрий — первый элемент 3-го периода — имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ с одним валентным электроном на орбитали $3s$. Эта орбиталь находится на третьем энергетическом уровне, поэтому главное квантовое число $n = 3$. Для любой s -орбитали побочное квантовое число $l = 0$, магнитное квантовое число $m_l = 0$. Спин электрона $s = 1/2$, проекция спина m_s может принимать любое из двух значений: $m_s = \pm 1/2$.

Ответ. $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$, $s = 1/2$, $m_s = \pm 1/2$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Указание. Во всех задачах предполагается, что атомы находятся в основном электронном состоянии.

Уровень 1

- 7.41.** Сколько электронов содержит: а) атомы углерода, кислорода, кремния; б) ионы H^+ , F^- , Na^+ , S^{2-} ?
- 7.42.** Составьте электронную схему атома кислорода. Сколько в атоме валентных электронов? Сколько электронов не хватает атому до завершения внешнего уровня?

- 7.43.** Составьте схемы электронного строения атомов азота и фосфора. Что общего в этих схемах? Чем они различаются?
- 7.44.** Составьте схемы электронного строения всех элементов 2-го периода. Укажите общее в этих схемах и различия между ними.
- 7.45.** Назовите три химических элемента, у которых на внешнем энергетическом уровне находится один электрон.
- 7.46.** Атому элемента 3-го периода до завершения внешнего уровня не хватает четырёх электронов. Определите этот элемент и составьте электронную схему атома.
- 7.47.** Назовите три химических элемента, которым до завершения внешнего уровня не хватает двух электронов.
- 7.48.** Химический элемент имеет порядковый номер 13 в периодической таблице. Определите число уровней, на которых находятся электроны, и число электронов на внешнем уровне.
- 7.49.** В атоме химического элемента содержится 14 электронов. Сколько из них находятся на внешнем энергетическом уровне?
- 7.50.** В атоме элемента два энергетических уровня заполнены электронами, а на третьем находится 6 электронов. Какой это элемент?
- 7.51.** В атоме элемента 2-го периода число электронов на внешнем уровне равно числу электронов на внутреннем уровне. Определите этот элемент и составьте электронную схему атома.
- 7.52.** В атоме элемента 3-го периода число валентных электронов в 2 раза меньше числа внутренних электронов. Определите этот элемент и составьте электронную схему атома.
- 7.53.** Среди перечисленных элементов: H, Be, Ne, Mg, Si, S, K, Ca — выберите три, атомы которых содержат: а) одинаковое число завершённых энергетических уровней; б) одинаковое число электронов на внешнем уровне.
- 7.54.** Составьте электронную схему элемента с порядковым номером 5. Определите по схеме, в каком периоде и в какой группе находится этот элемент.
- 7.55.** Сравните электронное строение атома O и иона O^{2-} . Чем они различаются и что у них общего?

- 7.56.** Сравните электронное строение атома Mg и иона Mg^{2+} . Чем они отличаются и что у них общего?
- 7.57.** Сравните ионы F^- и Na^+ . Чем они отличаются и что у них общего?
- 7.58.** Атом элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Определите порядковый номер, номер периода и номер группы элемента в периодической таблице.

Уровень 2

- 7.59.** Чему равно максимально возможное число электронов на: а) третьем энергетическом уровне; б) $3p$ -подуровне; в) $3p_z$ -орбитали?
- 7.60.** Сколько орбиталей включают второй и третий энергетические уровни? Чему равно максимально возможное число электронов на этих уровнях?
- 7.61.** Напишите электронную конфигурацию атома кислорода. Сколько электронных пар и неспаренных электронов имеется на внешнем энергетическом уровне?
- 7.62.** Напишите электронную конфигурацию атома алюминия. Сколько энергетических уровней заполнено электронами в этом атоме? Сколько валентных электронов имеет атом алюминия в основном состоянии?
- 7.63.** Назовите элемент, который имеет три валентных электрона на третьем энергетическом уровне, и напишите его полную электронную конфигурацию.
- 7.64.** Напишите электронные конфигурации атомов галогенов от фтора до йода. Укажите общее и различия в строении электронных оболочек этих атомов.
- 7.65.** Напишите электронные конфигурации атомов всех элементов 3-го периода. Укажите общее и различия в строении электронных оболочек этих атомов.
- 7.66.** Сколько неспаренных электронов содержат атомы: а) водорода; б) бериллия; в) углерода; г) азота; д) кислорода; е) неона; ж) алюминия; з) фосфора; и) йода?
- 7.67.** Сколько всего пар спаренных электронов содержат атомы: а) гелия; б) лития; в) углерода; г) кислорода; е) натрия; ж) серы; з) кальция; и) брома?

- 7.68.** Сколько элементов 3-го периода имеют два неспаренных электрона?
- 7.69.** Назовите два элемента 2-го периода, атомы которых имеют два неспаренных электрона на внешнем уровне. Напишите уравнение реакции между простыми веществами, образованными этими элементами.
- 7.70.** Назовите два элемента 3-го периода, атомы которых не имеют неспаренных электронов.
- 7.71.** В атоме элемента число неподелённых пар электронов на внешнем уровне равно числу неспаренных электронов. Найдите все элементы первых трёх периодов, обладающие этим свойством.
- 7.72.** Напишите формулы всех элементов, которые в основном электронном состоянии содержат одинаковое число s - и p -электронов.
- 7.73.** Атом неизвестного элемента имеет $2x$ s -электронов и x p -электронов. Найдите x , определите элемент, запишите его электронную конфигурацию.
- 7.74.** Атом неизвестного элемента имеет x s -электронов и $2x$ p -электронов. Найдите x , определите элемент, запишите его электронную конфигурацию.
- 7.75.** Напишите электронную конфигурацию иона S^{2-} . Назовите один положительный ион, который имеет такую же конфигурацию.
- 7.76.** Назовите два положительных и два отрицательных иона, которые имеют такую же электронную конфигурацию, как и атом неона.
- 7.77.** Назовите два отрицательных иона, которые имеют одинаковую электронную конфигурацию.
- 7.78.** Напишите электронные конфигурации ионов, из которых состоят: а) хлорид натрия; б) фторид калия.
- 7.79.** Приведите два примера веществ, которые состоят из ионов, имеющих одинаковую электронную конфигурацию.
- 7.80.** Вещество состоит из ионов, имеющих одинаковую электронную конфигурацию. Масса положительного иона в 1,5 раза больше массы отрицательного иона. Установите формулу вещества.
- 7.81.** Сколько квантовых чисел (и каких) описывают: а) электронную орбиталь; б) состояние электрона в атоме?

- 7.82.** Определите значения квантовых чисел, характеризующих валентные электроны в атоме бериллия.
- 7.83.** На каком энергетическом уровне и на какой орбитали находится электрон, для которого $n = 3$ и $l = 0$? Какую форму имеет эта орбиталь?
- 7.84.** Чему равна общая сумма квантовых чисел n, l, m_l для всех валентных электронов атома N?

7.3. Периодичность свойств элементов

Примеры решения задач

- **Пример 7-12.** У какой частицы больше радиус: а) атом Li и атом F; б) атом Na и атом Li; в) атом Na и ион Na^+ ; г) атом Cl и ион Cl^- ? Объясните почему.

Решение. а) Li и F — элементы одного и того же, 2-го периода. В периоде с увеличением порядкового номера радиус уменьшается, поэтому радиус атома Li больше, чем радиус атома F.

б) Na и Li — щелочные металлы, элементы одной и той же группы. Na находится в 3-м периоде, Li — во 2-м. С увеличением номера периода радиус растёт, поэтому бóльшим радиусом обладает атом Na.

в) У иона Na^+ электроны находятся на двух энергетических уровнях, а у атома Na — на трёх. Радиус частицы растёт с увеличением числа энергетических уровней, поэтому радиус атома Na больше, чем радиус иона Na^+ .

г) У неметаллов радиус отрицательного иона всегда больше радиуса атома, поскольку в состав электронной оболочки входят дополнительные электроны. Радиус иона Cl^- больше радиуса атома Cl.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 7.85.** Сколько элементов содержит самый короткий период Периодической системы; самый длинный?

- 7.86.** Что такое период Периодической системы? Как определить номер периода, в котором находится элемент, по его электронной конфигурации?
- 7.87.** Что такое группа Периодической системы? Как определить номер периода, в котором находится элемент, по его электронной конфигурации?
- 7.88.** Сколько электронов находится на внешнем уровне атомов: а) щелочных металлов; б) щёлочноземельных металлов; в) халькогенов; г) галогенов?
- 7.89.** Какие свойства элементов изменяются периодически при увеличении порядкового номера: а) общее число электронов; б) число электронов на внешнем уровне; в) число заполненных энергетических уровней; г) радиус атома; д) электроотрицательность?
- 7.90.** Где в периодической таблице располагаются элементы с металлическими свойствами? Выберите металлы и неметаллы из перечисленных элементов: калий, азот, аргон, алюминий, иод, фосфор, железо.
- 7.91.** Какой элемент в 3-м периоде имеет: а) наибольший радиус атома; б) самую высокую электроотрицательность?
- 7.92.** Какие величины возрастают, а какие величины убывают в ряду галогенов от фтора к иоду?
- 7.93.** Какие величины возрастают, а какие величины убывают в ряду элементов 2-го периода от лития к фтору?
- 7.94.** У какого из двух элементов неспаренный электрон сильнее притягивается к ядру и почему: а) литий и калий; б) фтор и натрий? У какого из двух элементов металлические свойства выражены сильнее?
- 7.95.** У какой частицы больше радиус: а) атом Mg или атом S; б) атом Mg или атом Ca; в) атом Mg или ион Mg^{2+} ; г) атом S или ион S^{2-} ? Объясните почему.
- 7.96.** Напишите общие формулы высших оксидов и водородных соединений элементов каждой группы Периодической системы.
- 7.97.** Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов элементов во 2-м периоде при увеличении порядкового номера?

- 7.98.** Обозначив номер периода n , запишите в общем виде конфигурацию валентных электронов: а) щелочных металлов; б) щёлочно-земельных металлов; в) халькогенов; г) галогенов.
- 7.99.** Атом неметалла имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^3$. Определите формулу высшего оксида и водородного соединения этого элемента.
- 7.100.** Атом металла имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Определите формулу высшего оксида, гидроксида и сульфата этого элемента.
- 7.101.** Как изменяется радиус положительных ионов в ряду $\text{Na}^+ — \text{Mg}^{2+} — \text{Al}^{3+}$?
- 7.102.** Как изменяется радиус отрицательных ионов в ряду $\text{N}^{3-} — \text{O}^{2-} — \text{F}^-$?
- 7.103.** Приведите пример элемента, атом которого имеет больший радиус и более высокую электроотрицательность, чем атом углерода.

8.1. Виды химической связи. Ковалентная связь и её характеристики

■ Основные определения

Химическая связь — взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами или перехода электронов от одного атома к другому.



Ковалентная связь — связь между атомами, образованная за счёт одной или нескольких общих электронных пар.

Характеристики ковалентной связи — кратность, полярность, длина, энергия.

Электроотрицательность (ЭО) атома — его способность притягивать к себе валентные электроны других атомов.

- **Пример 8-1.** Определите тип химической связи во фториде натрия, в хлориде серы(II), кислороде (O_2).

Решение. Фторид натрия NaF образован двумя элементами с большой разницей электроотрицательностей: щелочным металлом натрием и галогеном фтором. Связь во фториде натрия ионная.

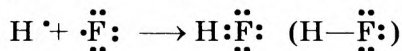
Хлорид серы(II) SCl_2 образован двумя неметаллами, разность электроотрицательностей которых невелика. Это вещество состоит из молекул, в которых реализуется ковалентная полярная связь.

Кислород O_2 — вещество молекулярного строения, ковалентная связь в молекуле образована двумя одинаковыми атомами, она неполярная.

О т в е т. NaF — ионная связь, SCl_2 — ковалентная полярная связь, O_2 — ковалентная неполярная связь.

- **Пример 8-2.** Объясните образование ковалентной химической связи в молекулах фтора и фтороводорода. Какие электроны участвуют в образовании связей? Какова полярность образующихся связей?

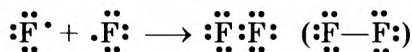
Решение. В атоме F на внешнем уровне находится 7 валентных электронов, в атоме водорода — один. Электронные конфигурации внешнего уровня: $F — 2s^2 2p^5$, $H — 1s^1$. При сближении атомов H и F образуется общая электронная пара из неспаренного $1s$ -электрона атома водорода и неспаренного $2p$ -электрона атома фтора:



В образовавшейся молекуле атому F принадлежит 8 электронов, за счёт чужого электрона он завершил свой внешний уровень и достиг электронной конфигурации инертного газа неона; атому водорода принадлежит 2 электрона, за счёт чужого электрона он завершил свой внешний уровень и достиг электронной конфигурации инертного газа гелия. Общая электронная пара связи $H-F$ заметно смещена к атому фто-

ра, так как электроотрицательность фтора (3,98) намного больше, чем электроотрицательность водорода (2,20). Химическая связь — ковалентная полярная.

При сближении двух атомов F каждый из них отдаёт по одному неспаренному $2p$ -электрону в общее пользование и образуется общая электронная пара:



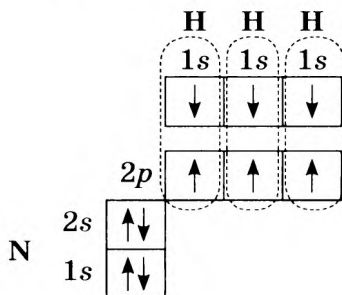
После образования связи F—F каждый атом фтора имеет на внешнем уровне восемь электронов (октет), из которых два общих, а шесть (три пары) сохраняются в индивидуальном пользовании. Химическая связь между одинаковыми атомами — ковалентная неполярная.

О т в е т. H—F — ковалентная полярная связь, F—F — ковалентная неполярная связь.

■ **Пример 8-3.** Сколько электронов содержится в молекуле аммиака? Сколько из них участвуют в образовании химических связей?

Р е ш е н и е. Молекула NH_3 состоит из одного атома N и трёх атомов H. Азот — седьмой элемент Периодической системы, поэтому в атоме N содержится 7 электронов; в каждом атоме H — один электрон. Всего молекула NH_3 содержит $7 + 3 = 10$ электронов.

В молекуле NH_3 — три ковалентные связи N—H. Каждая связь образована парой электронов, следовательно, шесть электронов из десяти участвуют в образовании химических связей. В каждой связи участвуют по одному $2p$ -электрону от атома азота и по одному $1s$ -электрону от атомов водорода:



В образовании связи не участвуют две электронные пары атома азота — $1s$ и $2s$.

О т в е т. 10 электронов. 6 электронов.

■ **Пример 8-4.** В каких из перечисленных молекул есть ковалентная неполярная связь? CH_4 , CO_2 , N_2 , HCl , C_2H_6 .

Р е ш е н и е. Ковалентная неполярная связь может образоваться только между одинаковыми атомами. Это возможно в молекулах как простых, так и сложных веществ. В приведённом перечне есть простое вещество N_2 , тройная связь в его молекуле неполярная: $\text{N}\equiv\text{N}$. Рассмотрим сложные вещества: в CH_4 — только полярные связи $\text{C}-\text{H}$, в CO_2 — две полярные связи $\text{C}=\text{O}$, в HCl — одна полярная связь $\text{H}-\text{Cl}$. А в молекуле C_2H_6 ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$) есть как полярные связи $\text{C}-\text{H}$, так и одна неполярная связь между атомами углерода $\text{C}-\text{C}$.

О т в е т. N_2 , C_2H_6 .

■ **Пример 8-5.** Укажите молекулу, в которой длина связи наибольшая: H_2 , HBr , Cl_2 , Br_2 .

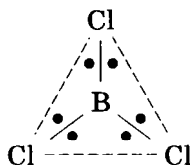
Р е ш е н и е. Длина связи равна сумме радиусов атомов. В первых двух молекулах есть атом H с маленьким радиусом, поэтому мы их не рассматриваем. Сравним Cl_2 и Br_2 . Атомы брома и хлора — электронные аналоги, Br находится в 4-м периоде, а Cl — в 3-м. Радиус атома брома больше, чем радиус атома хлора (у брома больше занятых электронных слоёв), следовательно, длина связи $\text{Br}-\text{Br}$ больше длины связи $\text{Cl}-\text{Cl}$.

О т в е т. Br_2 .

■ **Пример 8-6.** Определите пространственную структуру молекулы BCl_3 , используя представления об отталкивании электронных пар.

Р е ш е н и е. В молекуле BCl_3 — три химические связи $\text{B}-\text{Cl}$. Вокруг центрального атома бора расположены общие три пары электронов, а своих неподелённых электронных пар на внешнем уровне у атома бора нет. Электронные пары

отталкиваются друг от друга, поэтому молекула наиболее устойчива, когда эти пары располагаются так, чтобы быть максимально удалёнными в пространстве. В случае трёх пар максимальное удаление достигается, если центральный атом находится в центре равностороннего треугольника и все четыре ядра атома расположены в одной плоскости:



Так как треугольник равносторонний, угол между связями $\angle \text{ClBCl} = 120^\circ$.

О т в е т. BCl_3 — равносторонний треугольник с атомом В в центре.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

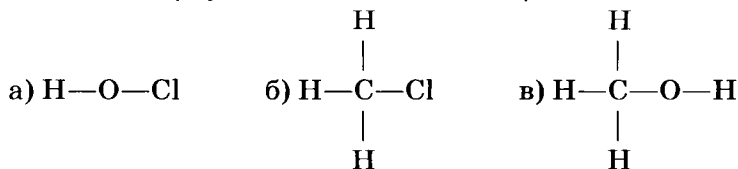
- 8.1. Определите тип химической связи в хлориде калия, хлориде фосфора(III), азоте (N_2).
- 8.2. Определите тип химической связи в хлориде кремния(IV), хлориде натрия, броме (Br_2).
- 8.3. Сколько электронных пар и неспаренных электронов содержит: а) атом фтора; б) молекула фтора?
- 8.4. Объясните образование ковалентной химической связи в молекулах воды и кислорода. Какие электроны участвуют в образовании связей? Какова полярность образующихся связей?
- 8.5. Определите тип химической связи для веществ: Na , KCl , Cl_2 , ICl . В случае ковалентной связи составьте электронную формулу молекулы.
- 8.6. Определите тип связи для веществ с формулами: Ca , CaS , F_2 , HCl . В случае ковалентной связи составьте электронную формулу молекулы.

- 8.7.** В каких веществах из приведённого списка: He, SiO₂, CuSO₄, NaF, O₃ — нет ковалентных химических связей?
- 8.8.** Сколько электронов содержат следующие молекулы: HF; F₂; N₂; O₂; CO₂; CH₄; CCl₄? Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в этих молекулах?
- 8.9.** Даны три электронные формулы: а) $\overset{\times\times}{X}:\overset{\times\times}{Y}:\overset{\times\times}{X}$; б) $:\overset{\times\times}{Z}:\overset{\times\times}{Z}:\overset{\times\times}{Z}$; в) $:\overset{\times\times}{A}:\overset{\times\times}{A}:\overset{\times\times}{A}$.
Какие из перечисленных молекул: NH₃, HCl, O₂, F₂, H₂, N₂, HBr, Cl₂ — могут им соответствовать?
- 8.10.** Составьте электронные формулы молекул HF и OF₂. Сколько химических связей образуется и какие электроны в них участвуют?
- 8.11.** Составьте электронные формулы молекул N₂ и CH₄. Сколько химических связей образуется и какие электроны в них участвуют?
- 8.12.** Как изменяется полярность ковалентных связей в ряду:
а) HF—HCl—HBr—HI; б) NH₃—PH₃—AsH₃?
- 8.13.** Как изменяется прочность (энергия) связи H—Э в ряду
H₂O—H₂S—H₂Se—H₂Te?
- 8.14.** Как изменяется длина связи H—Э в ряду NH₃—PH₃—AsH₃?
- 8.15.** Укажите молекулы, в которых есть ковалентная полярная связь: HCl, SO₂, F₂, CH₄, S₈, C₂H₆.
- 8.16.** Укажите молекулы, в которых есть ковалентная неполярная связь: H₂S, P₄, CO₂, H₂O₂, NF₃, C₂Cl₆.
- 8.17.** Пользуясь таблицей электроотрицательностей, выберите молекулу с самой полярной связью: H₂, HCl, HF, ClF, Cl₂, F₂.
- 8.18.** Укажите молекулы, в которых есть двойная связь: CH₄, CO₂, NH₃, H₂O, O₂, N₂.
- 8.19.** Может ли двойная или тройная связь быть полярной? Приведите примеры.
- 8.20.** Используя шкалу Полинга, вычислите разность электроотрицательностей для каждой из связей: Li—Cl, Be—Cl, B—Cl, C—Cl, N—Cl, O—Cl, F—Cl. Укажите наиболее и наименее полярную связи.

- 8.21.** Пользуясь таблицей электроотрицательностей, выберите более полярную молекулу в каждой паре: а) H_2 , HCl ; б) H_2O , H_2S ; в) NH_3 , NCl_3 .
- 8.22.** Сколько химических связей в молекуле гидразина $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$? Сколько из них полярных и неполярных?
- 8.23.** В какой из двух молекул длина связи больше: а) H_2 , I_2 ; б) HCl , HBr ; в) NH_3 , PH_3 ; г) CH_4 , CCl_4 ?
- 8.24.** В какой из перечисленных двухатомных молекул: HBr , Br_2 , HI , I_2 — длина связи наименьшая?
- 8.25.** В какой из перечисленных двухатомных молекул: H_2 , Cl_2 , ClF , Br_2 — длина связи наибольшая?
- 8.26.** Приведите два примера молекул или ионов, в которых хотя бы одна химическая связь образована по донорно-акцепторному механизму. Назовите атом-донор и атом-акцептор.

Уровень 2

- 8.27.** В каких веществах из приведённого списка: C (алмаз), K_2CO_3 , KF , BN , Cu , SiO_2 — все химические связи ковалентные?
- 8.28.** В каком из водородных соединений ряда $\text{CH}_4-\text{NH}_3-\text{H}_2\text{O}-\text{HF}$ длина связи $\text{Э}-\text{H}$ самая большая?
- 8.29.** Сопоставьте разности электроотрицательностей в гидридах щелочных металлов от лития к цезию. Как меняется характер связи в гидридах?
- 8.30.** Пользуясь таблицей электроотрицательностей, определите наиболее полярную связь в каждой из перечисленных молекул:



- 8.31.** Приведите пример молекулы, в которой есть одновременно ковалентная полярная и ковалентная неполярная связи.
- 8.32.** В какой из двух молекул энергия связи больше: а) HF , HI ; б) H_2O , O_2 ; в) O_2 , N_2 ; г) N_2 , NH_3 ?

- 8.33.** Приведите по одному примеру молекул, у которых в образовании ковалентных химических связей участвуют: а) все электроны молекулы; б) больше половины электронов молекулы; в) ровно одна треть от общего количества электронов молекулы.
- 8.34.** Приведите по два примера частиц, которые могут быть: а) донорами; б) акцепторами — при образовании ковалентной связи.
- 8.35.** Какие из перечисленных молекул могут образовывать между собой водородные связи: H_2 , HF , H_2O , H_2S , CH_4 , KOH , CH_3OH , C_6H_6 ? Как водородные связи сказываются на физических свойствах этих веществ?
- 8.36.** Сероводород H_2S при обычной температуре — газ, а вода H_2O — жидкость. Метан CH_4 при обычной температуре — газ, а метанол CH_3OH — жидкость. Чем можно объяснить эти различия в свойствах?
- 8.37.** Определите пространственную структуру молекул BeF_2 , BF_3 и CF_4 , используя представление об удалении электронных пар.
- 8.38.** Определите геометрическую форму молекулы H_2O и валентный угол HOH по следующим данным: длина связи $r(\text{O—H}) = 0,096$ нм, расстояние между ядрами атомов водорода $r(\text{HH}) = 0,152$ нм.
- 8.39.** Определите геометрическую форму молекулы CO_2 и валентный угол OCO по следующим данным: длина связи $r(\text{C=O}) = 0,113$ нм, расстояние между ядрами атомов кислорода $r(\text{OO}) = 0,226$ нм.
- 8.40.** Определите форму молекулы OF_2 и валентный угол FOF по следующим данным: длина связи $r(\text{O—F}) = 0,141$ нм, расстояние между ядрами атомов фтора $r(\text{FF}) = 0,221$ нм.
- 8.41.** Определите геометрическую форму молекулы BF_3 и валентный угол FBF по следующим данным: длина связи $r(\text{B—F}) = 0,130$ нм, расстояние между ядрами атомов фтора $r(\text{FF}) = 0,225$ нм.
- 8.42.** Молекула BCl_3 представляет собой равносторонний треугольник, в вершинах которого находятся атомы хлора, а в центре — атом бора. Найдите валентный угол в этой молекуле.
- 8.43.** В молекуле XY_3 длина связи X—Y составляет $0,142$ нм, а расстояние между атомами Y равно $0,207$ нм. Найдите угол между связями YXY . Какую геометрическую форму имеет молекула?

8.2. Валентность и степень окисления

■ Основные определения

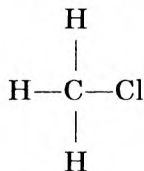
Валентность атома — число химических связей, образованных данным атомом с другими атомами в молекуле.

Степень окисления атома — формальный заряд, который имеет атом в молекуле или в веществе, если предположить, что все ковалентные полярные связи имеют ионный характер.

Примеры решения задач

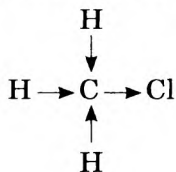
- **Пример 8-7.** Напишите структурную формулу хлорметана CH_3Cl . Определите валентности и степени окисления всех атомов в молекуле.

Решение. В молекуле хлорметана CH_3Cl центральный атом углерода связан химическими связями с тремя атомами водорода и одним атомом хлора:



Углерод образует четыре химические связи, поэтому его валентность равна IV, валентность атомов H и Cl равна I.

Для определения степеней окисления элементов надо определить, к каким атомам смещены химические связи. Связи C—H смещены к атому углерода, так как углерод более электроотрицательный атом, чем водород, а связь C—Cl — к атому хлора, так как хлор более электроотрицательный атом, чем углерод. Смещение ковалентных полярных связей можно изобразить стрелками в структурной формуле:



Рассмотрим атом углерода. Каждая связь, смещённая к нему, даёт вклад -1 в степень окисления; таких связей 3. Каждая связь, смещённая от него, даёт вклад $+1$; такая связь одна. Суммарная степень окисления атома углерода: $3 \cdot (-1) + 1 = -2$.

Каждый атом водорода участвует в одной химической связи, которая смещена от него; следовательно, степень окисления каждого атома водорода равна $+1$. Единственная связь, в которой участвует атом хлора, смещена к нему, давая степень окисления -1 .

Для наглядности полученные результаты валентности и степени окисления удобно свести в таблицу.

Атом	Валентность	Степень окисления
C	IV	-2
H	I	$+1$
Cl	I	-1

Из этой таблицы видно, что валентность и степень окисления — разные понятия. Если первое просто отражает способность атома связываться с другими атомами, то второе содержит в себе информацию о распределении положительных и отрицательных зарядов в молекуле.

■ **Пример 8-8.** Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: SF_6 ; CO_2 ; H_2O_2 ; CH_4 ; BaH_2 ; NaCl ; CrO_3 ; NaNO_3 .

Решение. Применим правила определения степеней окисления.

SF_6 . Фтор в соединениях всегда имеет степень окисления -1 . Шесть атомов фтора имеют общий заряд -6 , а общий заряд молекулы должен быть равен 0, поэтому сера имеет степень окисления $+6$: $\text{S}^{+6}\text{F}_6^{-1}$.

CO_2 . Кислород в оксидах имеет степень окисления -2 . Для того чтобы молекула имела заряд 0, углерод должен иметь степень окисления $+4$: $\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$.

H_2O_2 . Пероксид водорода — это перекисное соединение, поэтому степень окисления кислорода в нём не равна -2 . Сначала определим степень окисления водорода: кислород — неметалл, поэтому в соединении с ним водород имеет степень окисления $+1$. Чтобы компенсировать положительные заряды атомов водорода, атомы кислорода должны иметь степень окисления -1 : $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$.

CH_4 . Углерод — неметалл, поэтому в соединении с ним водород имеет степень окисления $+1$. Для того чтобы заряд молекулы был равен 0 , атом углерода должен иметь степень окисления -4 : $\text{C}^{-4}\text{H}_4^{+1}$.

BaH_2 . Барий — металл, поэтому в соединении с ним водород имеет степень окисления -1 . Заряд двух атомов водорода равен -2 , поэтому степень окисления атома бария равна $+2$. Барий — металл главной подгруппы II группы, поэтому его степень окисления равна номеру группы: $\text{Ba}^{+2}\text{H}_2^{-1}$.

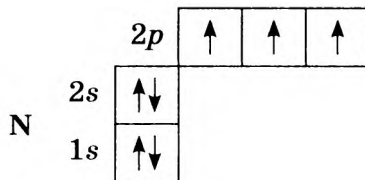
NaCl . Натрий — металл главной подгруппы I группы, поэтому его степень окисления равна номеру группы, т. е. $+1$. Степень окисления хлора равна -1 . Это минимальная степень окисления атома хлора: $\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{-1}$.

CrO_3 . Хром — металл побочной подгруппы, поэтому он в соединениях может иметь различные степени окисления. В данном случае первой определяем степень окисления кислорода: в оксидах степень окисления кислорода равна -2 . Три атома кислорода имеют заряд -6 , поэтому степень окисления хрома равна $+6$. Она совпадает с номером группы хрома, поэтому это высшая степень окисления хрома: $\text{Cr}^{+6}\text{O}_3^{-2}$.

NaNO_3 . Натрий имеет степень окисления $+1$, кислород — -2 . Один атом натрия и три атома кислорода имеют общий заряд: $+1 + 3 \cdot (-2) = -5$, поэтому степень окисления азота равна $+5$: $\text{Na}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$.

■ **Пример 8-9.** На основании электронной конфигурации атома азота определите, какие характерные валентности может проявлять азот в соединениях.

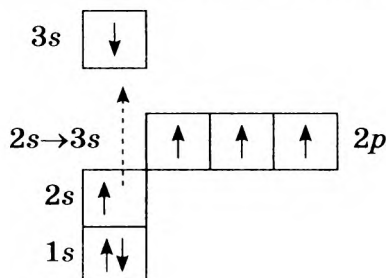
Решение. Электронная конфигурация атома азота ${}_7\text{N}$ — $1s^2 2s^2 2p^3$:



На внешнем уровне находятся пять электронов: одна пара и три неспаренных электрона. Эти неспаренные электроны могут образовать три электронные пары с неспаренными электронами других атомов, например с атомами водорода. При этом образуются три химические связи, валентность азота — III.

Вдобавок к трём связям, образованным по обменному механизму, ещё одна связь может получиться, если неподелённая пара 2s-электронов азота займёт свободную орбиталь другого атома или иона, например H^+ . Такая связь будет иметь донорно-акцепторный характер, где донором выступает атом азота, имеющий валентность IV (три связи — по обменному механизму, одна — по донорно-акцепторному). Пример — ион аммония NH_4^+ .

Для того чтобы образовать пять химических связей, азоту надо иметь пять неспаренных электронов. Этого можно было бы добиться, если бы удалось распарить 2s-электроны и перевести один из них на ближайшую свободную 3s-орбиталь:



Такой перевод, однако, потребовал бы большой затраты энергии, которую образование пятой связи не компенсирует; поэтому в обычных соединениях азот не бывает пентавалентным.

О т в е т. III, IV.

■ **Пример 8-10.** В каком из перечисленных соединений: CaC_2 , CO , C_2H_4 , CH_4 , CCl_4 — углерод имеет низшую, а в каком — высшую возможную степень окисления (с. о.)?

Решение. Углерод находится в IV группе Периодической системы, поэтому низшая возможная степень окисления углерода равна -4 (номер группы минус 8), а высшая — $+4$. Определим степени окисления углерода в указанных соединениях. Во всех случаях применим общее правило: сумма степеней окисления элементов в веществе должна быть равна 0.

CaC_2 . Ca имеет с. о. $+2$, а сумма степеней окисления должна быть равна 0, поэтому с. о. C равна -1 .

CO . O в оксидах имеет с. о. -2 , поэтому C должен иметь с. о. $+2$.

C_2H_4 . H в соединениях с неметаллами имеет с. о. $+1$, поэтому C должен иметь с. о. -2 .

CH_4 . H в соединениях с неметаллами имеет с. о. $+1$, поэтому C должен иметь с. о. -4 . Это низшая возможная с. о. атома C.

Cl — более электроотрицательный элемент, чем C, поэтому Cl имеет отрицательную с. о. Единственная возможная отрицательная с. о. Cl равна -1 , поэтому C должен иметь с. о. $+4$. Это высшая возможная с. о. атома C.

О т в е т. Низшая степень окисления углерода — в CH_4 , высшая — в CCl_4 .

■ **Пример 8-11.** Какие из перечисленных элементов: N, F, B, As, P — в соединениях могут иметь валентность V?

Решение. Элементы 2-го периода N, F и B не могут иметь валентность V, так как для этого необходимо 5 неспаренных электронов, а у элементов 2-го периода на внешнем уровне всего 4 орбитали (одна s и три p). Максимально возможная валентность N и B равна IV (при этом образуются донорно-акцепторные связи), а у F она равна I.

Напротив, As и P могут быть пятивалентны, так как у них есть d -подуровни на внешнем энергетическом уровне, и один из s -электронов может перейти на этот подуровень, в резуль-

тате получится конфигурация с 5 неспаренными электронами: $3s^1 3p^3 3d^1$ для Р, $4s^1 4p^3 4d^1$ для As.

О т в е т. As, Р.

- **Пример 8-12.** Приведите по одному примеру веществ, в которых атом: а) хлора; б) марганца — имеет минимальную и максимальную степень окисления.

Решение. а) Хлор — элемент главной подгруппы VII группы. Это неметалл, поэтому его низшая степень окисления равна $7 - 8 = -1$, а высшая совпадает с номером группы, т. е. $+7$. Хлор имеет отрицательную степень окисления в соединениях с менее электроотрицательными элементами, например с металлами: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

Положительную степень окисления хлор имеет в соединениях с более электроотрицательными элементами: фтором и кислородом. Составим формулу оксида хлора, в котором хлор имеет степень окисления $+7$. Заряд атома кислорода в оксиде равен -2 , а атома хлора — $+7$. Для того чтобы из этих зарядов составить нейтральную молекулу, надо взять семь атомов кислорода (общий заряд -14) и два атома хлора (общий заряд $+14$): Cl_2O_7 .

б) Марганец — элемент побочной подгруппы VII группы. Это металл, поэтому его низшая степень окисления равна 0, что соответствует простому веществу Mn, а высшая совпадает с номером группы, т. е. $+7$. Высшую степень окисления марганец проявляет в оксиде Mn_2O_7 , соответствующей этому оксиду кислоте HMnO_4 и солях этой кислоты, среди которых один из самых распространённых окислителей — перманганат калия KMnO_4 .

О т в е т. а) NaCl , Cl_2O_7 ; б) Mn, KMnO_4 .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 8.44.** Приведите примеры соединений водорода, в которых он проявляет: а) положительную степень окисления; б) отрицательную степень окисления.

- 8.45.** Приведите пример соединения кислорода, в котором он имеет положительную степень окисления.
- 8.46.** Какие элементы проявляют в соединениях: а) только отрицательную степень окисления; б) только положительную степень окисления?
- 8.47.** Определите валентность и степень окисления азота в молекуле аммиака и в ионе аммония.
- 8.48.** Напишите структурные формулы следующих молекул: O_2 , H_2O , OF_2 , H_2O_2 . Определите валентности и степени окисления всех атомов в молекулах.
- 8.49.** Напишите структурные формулы следующих молекул: N_2 , NH_3 , N_2O_3 , HNO_3 . Определите валентности и степени окисления всех атомов в молекулах.
- 8.50.** Напишите структурные формулы следующих молекул: CH_4 , CF_4 , CH_2F_2 , CO_2 . Определите валентности и степени окисления всех атомов в молекулах.
- 8.51.** Определите степень окисления водорода в следующих соединениях: H_2O ; HNO_3 ; $NaHCO_3$; NaH ; D_2O (D — «тяжёлый водород» 2H).
- 8.52.** Определите степень окисления азота в следующих соединениях: NH_3 ; NH_4Cl ; N_2O ; NO_2 ; HNO_3 ; NH_4NO_3 .
- 8.53.** Определите степень окисления хлора в следующих соединениях: HCl ; $HClO$; $HClO_3$; $HClO_4$; Cl_2O_7 ; $KClO_3$; $Ca(OCl)_2$.
- 8.54.** Какие из перечисленных элементов: C , O , S , Se , Mg — в соединениях могут иметь валентность VI?
- 8.55.** Приведите формулы оксида, кислоты и соли, в которых: а) углерод имеет степень окисления +4; б) азот имеет степень окисления +3; в) фосфор имеет степень окисления +5; г) сера имеет степень окисления +4.
- 8.56.** В каком из перечисленных соединений: NO , NO_2 , NH_4Cl , NF_3 , HNO_3 — азот имеет низшую, а в каком — высшую возможную степень окисления?
- 8.57.** В каком из перечисленных соединений: BaS , SO_2 , K_2SO_3 , S_2Cl_2 , $K_2S_2O_7$ — сера имеет низшую, а в каком — высшую возможную степень окисления?

- 8.58.** Дан перечень элементов: H, C, F, Be, Na, S. Выберите из него все элементы, низшая степень окисления которых равна -1 .
- 8.59.** Дан перечень элементов: Li, C, Cl, Mg, N, P. Выберите из него все элементы, которые в соединениях могут иметь степень окисления $+5$.
- 8.60.** Среди перечисленных соединений: FeCl_3 , KClO_3 , Na_2SO_3 , NO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — укажите те, в которых есть элемент со степенью окисления $+4$.
- 8.61.** Среди перечисленных соединений: Al_2O_3 , NH_3 , N_2O_3 , C_2H_6 , H_3PO_4 — укажите те, в которых есть элемент со степенью окисления -3 .
- 8.62.** Составьте молекулярную и структурную формулы соединения углерода с водородом и фтором, в котором углерод имеет валентность IV и степень окисления 0.

Уровень 2

- 8.63.** На основании электронной конфигурации атомов определите характерные валентности следующих элементов: B, C, O, P, Cl.
- 8.64.** Приведите по одному примеру молекул, в которых степень окисления водорода, углерода, азота равна их валентности.
- 8.65.** Приведите по два примера молекул, в которых степень окисления углерода, азота, кислорода и фтора отличается от их валентности.
- 8.66.** Может ли степень окисления элемента быть больше его валентности? Если да, то приведите пример. Если нет, объясните почему.
- 8.67.** Определите наименьшую возможную и наибольшую возможную степени окисления следующих элементов: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl.
- 8.68.** Определите степень окисления железа в следующих соединениях: FeO ; Fe_2O_3 ; Fe_3O_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; K_2FeO_4 .
- 8.69.** Определите степень окисления марганца в следующих соединениях: KMnO_4 ; K_2MnO_4 ; MnO_2 ; MnSO_4 ; $\text{Mn}(\text{OH})_2$; MnS ; BaMnO_4 .
- 8.70.** Определите степень окисления благородного газа в следующих соединениях: KrF_2 ; XeF_4 ; XeO_3 ; Ba_2XeO_6 .

- 8.71.** Приведите формулы оксида, кислоты и соли, в которых: а) иод имеет степень окисления +5; б) хлор имеет степень окисления +7; в) фосфор имеет степень окисления +5.
- 8.72.** Какие из перечисленных элементов: C, Be, Al, S, P — в соединениях с водородом могут иметь степень окисления -3?
- 8.73.** Приведите по одному примеру соединений, в которых атом: а) серы имеет минимальную и максимальную степень окисления; б) хрома имеет минимальную и максимальную степень окисления.
- 8.74.** Составьте молекулярную и структурную формулы соединения азота с водородом, в котором азот имеет валентность III и степень окисления -2.
- 8.75.** Составьте молекулярную и структурную формулы соединений фосфора с кислородом и водородом, в котором фосфор имеет валентность V и степень окисления +3.
- 8.76.** В молекуле некоторого соединения атомы хлора имеют разные валентности. Предложите формулу одного из таких соединений, изобразите его структурную формулу и определите степени окисления всех элементов.

8.3. Ионная связь. Металлическая связь. Строение твёрдых веществ

■ Основные определения

Кристалл — твёрдое вещество с периодической структурой.

Элементарная ячейка — наименьший повторяющийся фрагмент кристалла.

Координационное число — число ближайших соседей атома или иона в кристалле.

Примеры решения задач

- Пример 8-13.** Пользуясь таблицей электроотрицательностей, назовите по два соединения, в которых фтор образует: а) ионные связи; б) ковалентные связи.

Решение. а) Фтор — самый электроотрицательный элемент, его ЭО по шкале Полинга равна 4,0. Ионные связи он образует со всеми щелочными и щёлочноземельными металлами, так как у них ЭО не превышает 1,0. Примеры ионных соединений — LiF , CaF_2 .

б) Ковалентные полярные связи фтор образует со всеми неметаллами, например углеродом и серой. Примеры ковалентных соединений фтора: CF_4 , SF_6 .

- **Пример 8-14.** Вещество — твёрдое, пластичное, имеет высокие температуры кипения и плавления, практически не растворимо в воде. Какой тип кристаллической решётки оно имеет?

Решение. Молекулярная решётка не подходит, так как вещество тугоплавко. Нерастворимость в воде не позволяет сделать дальнейший выбор, так как бывают ионные соединения, нерастворимые в воде. Ключевым является слово «пластичное»: ионные соединения и многие соединения атомного строения хрупкие (например, стекло), тогда как металлы обладают свойством пластичности. Вещество имеет металлическую кристаллическую решётку.

Ответ. Металлическая.

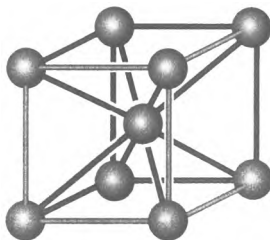
- **Пример 8-15.** Какое из этих веществ, содержащих хлор, имеет наибольшую температуру плавления: HCl , CCl_4 , CaCl_2 , Cl_2 ?

Решение. HCl и Cl_2 при обычных условиях — газы, их температуры кипения и плавления меньше, чем у двух других соединений. Остаются хлорид неметалла CCl_4 и хлорид металла CaCl_2 . Хлорид кальция CaCl_2 состоит из ионов, это твёрдое тугоплавкое вещество. CCl_4 при обычных условиях — жидкость молекулярного строения, это известный растворитель. Таким образом, наибольшая температура плавления у CaCl_2 .

Ответ. CaCl_2 .

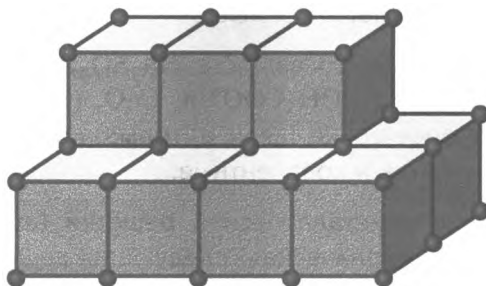
- **Пример 8-16.** На рисунке изображена элементарная ячейка железа. Она имеет форму куба, во всех вершинах которого находятся атомы Fe . Ещё один атом железа занимает положение в центре куба. Определите координационное число железа.

Сколько полных атомов железа приходится на одну элементарную ячейку?



Решение. Все атомы железа одинаковы, поэтому для нахождения координационного числа можно выбрать любой из них, например центральный атом куба. Он окружён атомами, находящимися в восьми вершинах куба, поэтому координационное число железа равно 8.

Для расчёта числа атомов на одну ячейку надо понимать, что кристалл железа представляет собой очень большое число соприкасающихся элементарных ячеек, заполняющих всё пространство:



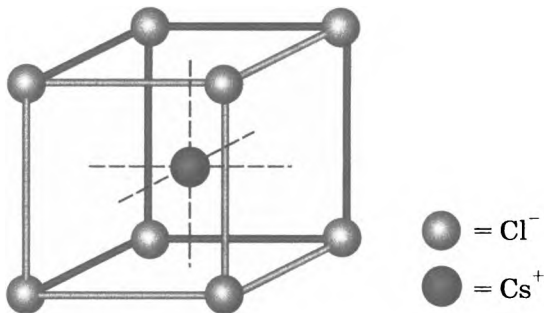
Атом в центре куба принадлежит только данной ячейке, а вот атом в вершине куба является общим для восьми соприкасающихся кубов. Поэтому каждой ячейке принадлежит ровно $1/8$ атома железа, находящегося в вершине. Всего таких атомов 8, поэтому все вместе они дают вклад в ячейку: $8 \cdot 1/8 = 1$ атом. Всего на элементарную ячейку приходится 2 атома железа.

О т в е т. Координационное число 8. На ячейку приходится 2 атома железа.

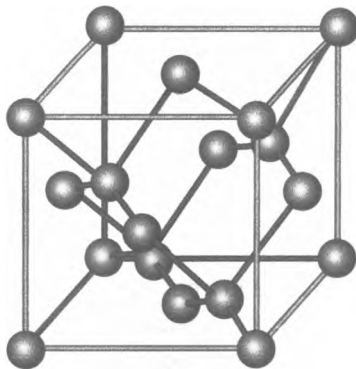
- 8.77.** Можно ли кристалл металла рассматривать как одну большую молекулу? Почему?
- 8.78.** Можно ли к веществу ионного строения применить понятие валентности; степени окисления?
- 8.79.** Объясните, почему в ионных кристаллах нет молекул.
- 8.80.** Почему ионные кристаллы не проводят электрический ток, а металлические проводят?
- 8.81.** Назовите по два соединения кислорода, в которых он образует:
а) ковалентные связи; б) ионные связи.
- 8.82.** Какое из перечисленных соединений кислорода: H_2O , CO_2 , Al_2O_3 , P_2O_5 , SO_3 — имеет наибольшую температуру плавления?
- 8.83.** Среди перечисленных веществ: H_2 , HBr , NaH , Na_2O , CaO , CO_2 , CO , O_2 , NO_2 , K_3N , NH_3 , N_2 , NF_3 , F_2 , OF_2 , MgF_2 — выберите те, в которых химические связи: а) ковалентные неполярные; б) ковалентные полярные; в) ионные.
- 8.84.** Среди перечисленных веществ: Na_2SO_4 , KI , H_3PO_4 , NH_4Cl , SiO_2 , P_2O_5 , HCl , CH_3F , CH_3COONa , CaO , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — выберите те, в которых химические связи: а) только ионные; б) только ковалентные; в) и ионные, и ковалентные.
- 8.85.** Укажите тип кристаллической решётки (атомная, молекулярная, ионная или металлическая) следующих веществ в твёрдом состоянии: Ca , CaCl_2 , HCl , H_2O , O_2 , SiO_2 , C (алмаз), CaCO_3 . Какими частицами образованы кристаллические структуры этих веществ?
- 8.86.** Уксусная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом, при охлаждении превращается в кристаллы, похожие на лёд. Какой тип кристаллической решётки имеет твёрдая уксусная кислота?
- 8.87.** Стиральная сода хорошо растворима в воде, плавится при высокой температуре, не обладает запахом. Какой тип кристаллической решётки она имеет?
- 8.88.** Белое кристаллическое вещество плавится при высокой температуре и практически не растворимо в воде. В твёрдом виде оно не про-

водит электрический ток, а в жидком обладает проводимостью. Какой тип кристаллической решётки имеет это вещество?

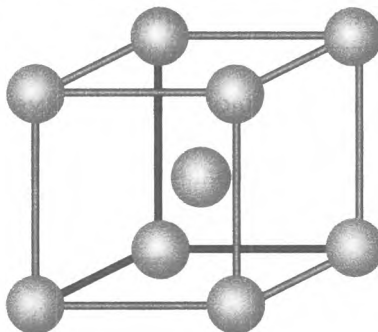
- 8.89.** Нитрид бора BN — твёрдое вещество, плавится при высокой температуре, проводит тепло, но не проводит электрический ток ни в твёрдом, ни в жидком состоянии. Какой тип кристаллической решётки он имеет?
- 8.90.** Белый фосфор плавится при 44 °С, а красный фосфор — при значительно более высокой температуре. Какой вывод можно сделать о типах их кристаллических решёток?
- 8.91.** Элементарная ячейка хлорида цезия имеет форму куба, в вершинах которого находятся ионы Cl^- , а в центре — ион Cs^+ . Напишите формулу соединения. Чему равно координационное число иона цезия; иона хлора?



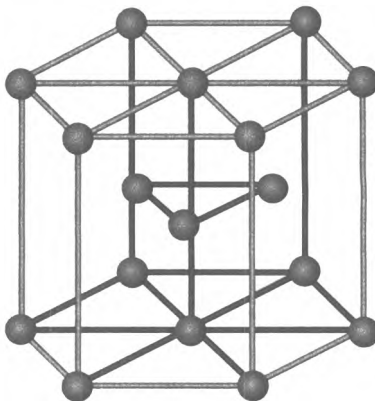
- 8.92.** На рисунке изображена элементарная ячейка алмаза. Определите координационное число атомов углерода. Чему равны валентность и степень окисления углерода в алмазе?



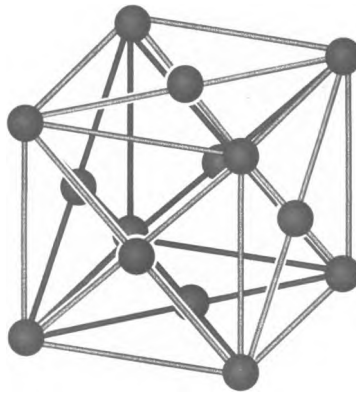
- 8.93.** Приведите пример ионного соединения, в котором есть ковалентные связи: а) в одном из ионов; б) в обоих ионах.
- 8.94.** На рисунке изображена элементарная ячейка натрия. Определите координационное число атомов натрия. Сколько атомов натрия приходится на одну элементарную ячейку?



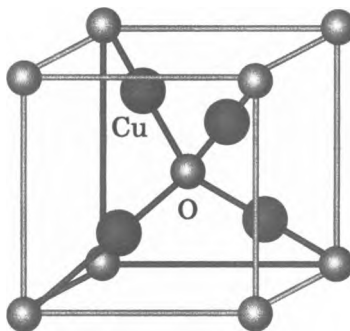
- 8.95.** На рисунке изображена элементарная ячейка магния. Определите координационное число атомов магния. Сколько атомов магния приходится на одну элементарную ячейку?



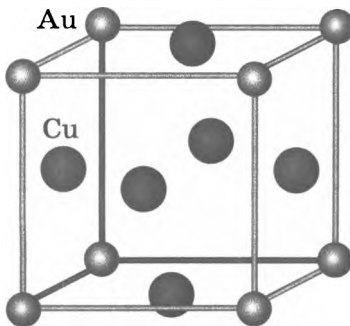
- 8.96.** На рисунке изображена элементарная ячейка меди. Определите координационное число атомов меди. Сколько атомов меди приходится на одну элементарную ячейку?



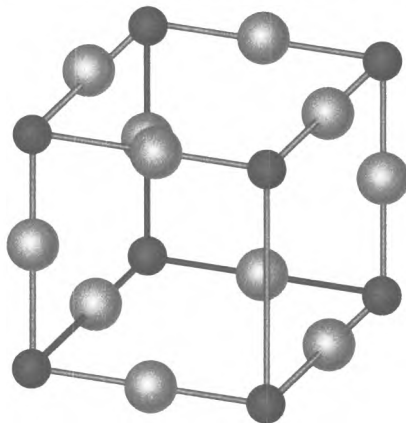
8.97. На рисунке изображена элементарная ячейка одного из оксидов меди. По рисунку установите формулу соединения и определите, сколько формульных единиц содержится в ячейке.



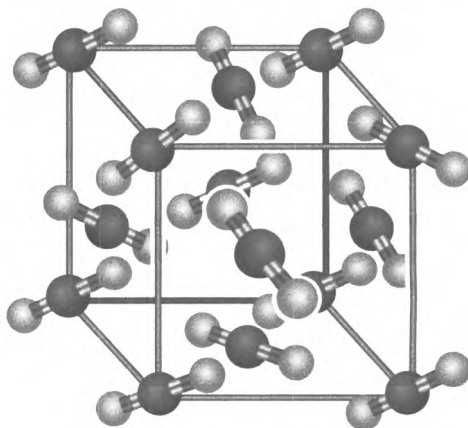
8.98. На рисунке изображена элементарная ячейка интерметаллического соединения меди с золотом. По рисунку установите формулу соединения и определите, сколько формульных единиц содержится в ячейке.



- 8.99.** На рисунке изображена элементарная ячейка соединения натрия с азотом. По рисунку установите формулу соединения и определите, сколько формульных единиц содержится в ячейке.



- 8.100.** Твёрдый диоксид углерода («сухой лёд») имеет молекулярную кристаллическую решётку, элементарная ячейка которой изображена на рисунке. Сколько молекул CO_2 приходится на одну ячейку?



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ

9.1. Электролиты

■ Основные определения

Электролитическая диссоциация — процесс разложения вещества на ионы в растворе или расплаве. Может протекать полностью или частично.

Электролит — вещество, которое в растворе или расплаве диссоциирует на ионы.

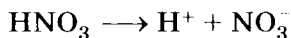
Степень диссоциации — величина, характеризующая полноту диссоциации. Равна отношению числа частиц, распавшихся на ионы ($N_{\text{дисс}}$), к общему числу частиц ($N_{\text{общ}}$):

$$\alpha = (N_{\text{дисс}} / N_{\text{общ}}) \cdot 100\% .$$

Примеры решения задач

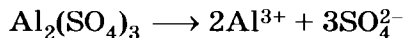
- **Пример 9-1.** Напишите уравнения реакций диссоциации, приводящих к образованию следующих ионов: а) H^+ и NO_3^- ; б) Al^{3+} и SO_4^{2-} ; в) Ca^{2+} и HCO_3^- .

Решение. а) Ионы H^+ и NO_3^- образуются при диссоциации азотной кислоты:



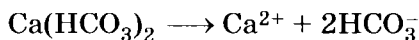
б) Ионы Al^{3+} и SO_4^{2-} образуются при диссоциации соли — сульфата алюминия. В любом веществе суммарный заряд положительных ионов равен суммарному заряду отрицательных ионов. Это означает, что на каждые два иона Al^{3+} (суммарный

заряд +6) должно приходиться три иона SO_4^{2-} (суммарный заряд –6), т. е. формула сульфата алюминия — $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Его диссоциация описывается уравнением:



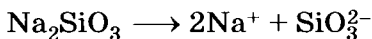
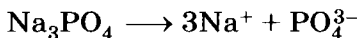
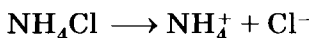
в) Ионы Ca^{2+} и HCO_3^- образуются при диссоциации кислой соли — гидрокарбоната кальция. На каждый ион Ca^{2+} в этом веществе приходится два иона HCO_3^- , т. е. формула соли — $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Уравнение диссоциации:



■ **Пример 9-2.** В воде растворили один моль соли, которая полностью диссоциировала. Какая из перечисленных солей: хлорид аммония, фосфат натрия, иодид алюминия, силикат натрия — даст при этом наибольшее количество катионов?

Р е ш е н и е. Все вещества — растворимые соли, сильные электролиты. Запишем уравнения диссоциации:



Из уравнений видно, что при одном и том же количестве вещества каждой соли наибольшее количество положительных ионов (катионов) образуется при диссоциации Na_3PO_4 .

О т в е т. Фосфат натрия.

■ **Пример 9-3.** При электролитической диссоциации вещества образовалось в 3 раза больше отрицательных ионов, чем положительных. Предложите возможную формулу вещества, напишите уравнение диссоциации.

Р е ш е н и е. Раствор в целом электронейтральный, а число отрицательных ионов в 3 раза больше, значит, заряд каждого положительного иона в 3 раза больше заряда отрицательного иона: M^{3+} и X^{-1} . Из таблицы растворимости находим формулы трёхзарядных катионов: Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} . Фор-

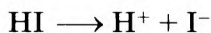
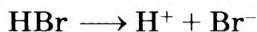
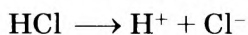
мулы однозарядных анионов: OH^- , Hal^- , NO_3^- , CH_3COO^- и др. Из этих ионов надо составить вещество, которое растворимо в воде и является сильным электролитом, например AlCl_3 .

Уравнение диссоциации:



- **Пример 9-4.** В воде растворили 1 моль газа и в полученном растворе обнаружили 2 моль ионов. Предложите возможную формулу газа.

Р е ш е н и е. Число ионов в 2 раза превышает число молекул, следовательно, искомое вещество: 1) сильный электролит; 2) при диссоциации из одной молекулы образуется два иона. Среди газов такими свойствами обладают только три галогеноводорода — HCl , HBr и HI .

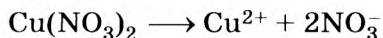


Остальные газы кислотного характера (H_2S , CO_2 , SO_2 , HF) — слабые электролиты. Аммиак NH_3 — газ основного характера, но тоже слабый электролит.

О т в е т. Любой галогеноводород, кроме HF .

- **Пример 9-5.** В растворе нитрата меди(II) объёмом 1,5 л содержится 2,7 моль ионов. Определите молярную концентрацию нитрата меди(II) в растворе, если степень диссоциации соли равна 75%.

Р е ш е н и е. Согласно уравнению диссоциации нитрата меди(II)



из одного моля $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ образуется три моля ионов, поэтому количество продиссоциировавшего $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в 3 раза меньше количества ионов: $\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 2,7 / 3 = 0,9$ моль. По условию, продиссоциировало 75% от исходного количества соли:

0,9 моль — 75%,

x моль — 100%.

$x = 0,9 \times 100 / 75 = 1,2$ моль. Молярная концентрация нитрата меди(II) в растворе:

$$C(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \nu / V(\text{р-ра}) = 1,2 / 1,5 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

О т в е т. 0,8 моль/л $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 9.1.** Какие из перечисленных жидкостей проводят электрический ток: чистая вода, газированная вода, водопроводная вода, морская вода, водный раствор сахара, водный раствор спирта, водный раствор соды?
- 9.2.** Приведите пять примеров хорошо растворимых в воде веществ, которые не распадаются на ионы.
- 9.3.** Могут ли при растворении в воде образоваться только катионы или только анионы? Объясните.
- 9.4.** Из приведённого перечня веществ: азотная кислота, сульфат магния, хлороводород, глюкоза, пероксид водорода, сода, медный купорос, этиловый спирт — выберите: а) электролиты; б) неэлектролиты.
- 9.5.** Из приведённого перечня: HCl , CaCl_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, HNO_2 , H_2SO_4 , H_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, H_3PO_4 — выпишите формулы слабых электролитов.
- 9.6.** Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: гидроксида лития, серной кислоты, карбоната калия, хлорида кальция, сульфата алюминия.
- 9.7.** Расставьте заряды ионов в формулах следующих веществ:
а) KI , K_2CO_3 , KMnO_4 , CuSO_4 , K_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Al_2S_3 ;
б) HNO_3 , HBr , NaHCO_3 , NaHSO_4 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CaHPO_4 ;
в) KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, FeOHCl_2 .
Назовите эти вещества.
- 9.8.** Приведите по одному примеру солей, при полной диссоциации одного моля которых образуется: а) 2; б) 3; в) 4; г) 5 моль ионов. Напишите уравнения диссоциации.

- 9.9.** Назовите по три сильных и слабых электролита среди: а) кислот; б) оснований.
- 9.10.** При диссоциации вещества образовались сульфат-ион и катион: а) M^+ ; б) M^{2+} ; в) M^{3+} . Приведите по два примера таких веществ и напишите соответствующие уравнения диссоциации.
- 9.11.** При диссоциации соли образовались ион алюминия и анион: а) X^- ; б) X^{2-} . Приведите по два примера таких веществ и напишите соответствующие уравнения диссоциации.
- 9.12.** При диссоциации вещества образовалось больше положительных ионов, чем отрицательных. Приведите пять примеров таких веществ.
- 9.13.** При диссоциации вещества образовалось больше отрицательных ионов, чем положительных. Приведите пять примеров таких веществ.
- 9.14.** При электролитической диссоциации вещества образовалось в 1,5 раза больше отрицательных ионов, чем положительных. Предложите возможную формулу вещества, напишите уравнение диссоциации.
- 9.15.** При электролитической диссоциации вещества образовалось в 3 раза больше положительных ионов, чем отрицательных. Предложите возможную формулу вещества, напишите уравнение диссоциации.
- 9.16.** Даны уравнения диссоциации некоторых солей в общем виде:
- а) $MX \longrightarrow M^+ + X^-$
 - б) $MX \longrightarrow M^{2+} + X^{2-}$
 - в) $MX_2 \longrightarrow M^{2+} + 2X^-$
 - г) $M_2X \longrightarrow 2M^+ + X^{2-}$
 - д) $M_3X \longrightarrow 3M^+ + X^{3-}$
 - е) $MX_3 \longrightarrow M^{3+} + 3X^-$
 - ж) $M_2X_3 \longrightarrow 2M^{3+} + 3X^{2-}$
- M обозначает металл, X — кислотный остаток. Приведите по одному примеру каждой соли.
- 9.17.** Напишите уравнения диссоциации хлорида железа(II) и хлорида железа(III). Объясните общее и различия в этих уравнениях.

9.18. Даны правые части уравнений диссоциации:

- а) ... $\longrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- б) ... $\longrightarrow \text{K}^+ + \text{ClO}_3^-$
- в) ... $\longrightarrow \text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- г) ... $\longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-}$
- д) ... $\longrightarrow \text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- е) ... $\longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-}$
- ж) ... $\longrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$

Расставьте коэффициенты и завершите эти уравнения. Назовите исходные вещества.

- 9.19.** Изменится ли электропроводность воды при пропускании через неё: а) водорода; б) хлороводорода; в) метана; г) углекислого газа?
- 9.20.** Сколько молей ионов железа образуется при полной электролитической диссоциации 0,12 моль сульфата железа(III)?
- 9.21.** В воде растворили 25,2 г азотной кислоты. Сколько молей катионов и анионов содержится в полученном растворе?
- 9.22.** К воде добавили 60 г гидроксида натрия. Сколько молей катионов и анионов содержится в полученном растворе?
- 9.23.** В воде растворили хлорид кальция массой 22,2 г. Чему равны массы ионов кальция и хлорид-ионов в полученном растворе?
- 9.24.** В соляной кислоте содержится 28,4 г хлорид-ионов. Чему равна масса ионов водорода в этом растворе?
- 9.25.** В водном растворе карбоната калия содержится 0,6 моль ионов. Сколько молей соли растворили?
- 9.26.** В воде растворили 5 моль уксусной кислоты. Степень диссоциации кислоты в полученном растворе равна 0,2%. Сколько молей ионов водорода образовалось в растворе?
- 9.27.** В воде растворили 2 моль фтороводорода HF . В растворе образовалось 0,08 моль фторид-ионов. Чему равна степень диссоциации фтороводорода?
- 9.28.** В воде растворили 3 моль слабой одноосновной кислоты. В растворе образовалось 0,075 моль ионов водорода. Чему равна степень диссоциации кислоты?

- 9.29.** При диссоциации одного моля какой из перечисленных солей: хлорид бария, нитрат аммония, сульфат железа(III), сульфит натрия — образуется наибольшее количество анионов?
- 9.30.** Водный раствор хлорида аммония бесцветный, а дихромата аммония — оранжевый. В какой цвет окрашен раствор дихромата калия, если раствор сульфата калия бесцветный?

Уровень 2

- 9.31.** Приведите по одному примеру солей, растворы которых имеют: а) красный; б) оранжевый; в) жёлтый; г) зелёный; д) голубой; е) синий; ж) фиолетовый цвет. Какой ион вызывает окраску в каждом случае?
- 9.32.** Какие из перечисленных веществ реагируют с водой с образованием электролитов: N_2 ; NO; N_2O_5 ; S; SO_2 ; SO_3 ; K; K_2O ; Cu; CuO; C; CO; CO_2 ? Если электролит образуется, укажите, сильный он или слабый.
- 9.33.** Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих веществ: а) H_2SO_4 ; б) H_3PO_4 ; в) $Ca(OH)_2$; г) $Al(OH)_3$.
- 9.34.** При диссоциации вещества образовались сульфат-анион и два разных катиона. Приведите два примера таких веществ и напишите уравнения диссоциации.
- 9.35.** При полной диссоциации вещества образовались катион кальция и два разных аниона. Приведите два примера таких веществ и напишите уравнения диссоциации.
- 9.36.** В растворе присутствуют ионы H^+ , Cu^{2+} , SO_4^{2-} , Cl^- . Какие вещества были растворены? Предложите два варианта ответа.
- 9.37.** В воде растворили 29 г нитрата аммония, 54 г сульфата калия, 58 г нитрата калия. Такой же раствор может быть получен путём растворения в воде сульфата аммония, нитрата калия и сульфата калия. Какие массы этих веществ необходимы для приготовления раствора?
- 9.38.** В воде растворили по 0,1 моль следующих газов: HCl, CO_2 , SO_2 , NH_3 , HF. В каком растворе больше всего ионов?
- 9.39.** Водный раствор содержит 0,3 моль ионов Na^+ , 0,1 моль ионов Al^{3+} и бромид-ионы. Чему равно количество вещества бромид-ионов?

- 9.40.** Водный раствор содержит 0,3 моль ионов Mg^{2+} , 0,2 моль ионов Fe^{3+} , 0,5 моль ионов Cl^- и сульфат-ионы. Чему равно количество вещества сульфат-ионов?
- 9.41.** В одном литре водного раствора сульфата натрия содержится 0,3 моль ионов. Рассчитайте молярную концентрацию сульфата натрия в растворе, предположив, что соль полностью диссоциирует.
- 9.42.** В двух стаканах с водой растворили навески гидроксида натрия и гидроксида калия равной массы. В каком из растворов больше гидроксид-ионов?
- 9.43.** В воде растворили 20,7 г карбоната калия и довели объём раствора до 500 мл. Рассчитайте молярные концентрации ионов в полученном растворе.
- 9.44.** В воде растворили навески нитрата и сульфата калия и получили два раствора, в которых число ионов калия одинаково. Какая из навесок тяжелее и во сколько раз?
- 9.45.** В воде растворили 30 г уксусной кислоты. В полученном растворе обнаружили 0,04 моль ионов. Определите степень диссоциации кислоты.
- 9.46.** В одном литре водного раствора хлорида натрия с концентрацией 0,5 моль/л содержится 0,94 моль ионов. Определите степень диссоциации соли.
- 9.47.** В растворе хлорида бария объёмом 0,5 л содержится 1,32 моль ионов. Определите молярную концентрацию хлорида бария в растворе, если степень диссоциации соли равна 88%.
- 9.48.** Найдите число гидроксид-ионов в 0,5 л раствора гидроксида калия (молярная концентрация 2 моль/л), если степень диссоциации основания равна 92%.
- 9.49.** Рассчитайте количество положительных и отрицательных ионов (в молях) в 120 г 10%-го раствора нитрата аммония, если степень диссоциации соли равна 90%.
- 9.50.** Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Рассчитайте количество ионов бария (в молях) и степень диссоциации хлорида бария в растворе.

- 9.51.** В каком растворе содержится больше ионов водорода: в 1 л раствора уксусной кислоты (концентрация 1 моль/л, степень диссоциации 0,4%) или в 10 г 1%-й соляной кислоты (степень диссоциации 100%)?
- 9.52.** Жидкий аммиак не проводит электрический ток, а его раствор в воде (аммиачная вода) проводит. Объясните, почему, и напишите соответствующее уравнение диссоциации.
- 9.53.** Жидкий аммиак практически не проводит электрический ток. Будет ли меняться электропроводность аммиака при добавлении к нему: а) твёрдого оксида углерода(IV); б) жидкого сероводорода?

9.2. Кислотность среды

Основные определения

Нейтральная среда: $[H^+] = [OH^-]$.

Кислотная (кислая) среда: $[H^+] > [OH^-]$.

Щелочная среда: $[H^+] < [OH^-]$.

Водородный показатель pH — характеристика кислотности среды. В кислой среде $pH < 7$, в нейтральной $pH = 7$, в щелочной среде $pH > 7$. Чем меньше pH, тем выше кислотность среды (больше ионов H^+ и меньше ионов OH^-).

При увеличении $[H^+]$ в 10 раз pH раствора уменьшается на 1.

При увеличении $[OH^-]$ в 10 раз pH раствора увеличивается на 1.



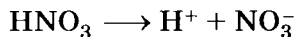
Примеры решения задач

- **Пример 9-6.** Среди перечисленных веществ: $BaCl_2$, $NaOH$, HNO_3 , $Ca(OH)_2$, $AgNO_3$, H_2S — укажите те, водный раствор которых имеет: а) кислотную среду; б) нейтральную среду; в) щелочную среду.

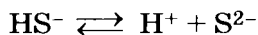
лочную среду. Напишите уравнения диссоциации. Укажите, являются электролиты сильными или слабыми.

Р е ш е н и е. а) Кислотную среду имеют растворы кислот:

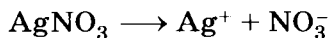
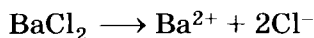
HNO_3 — сильная кислота, диссоциирует полностью:



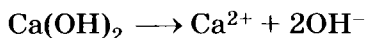
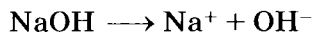
H_2S — слабая кислота, диссоциирует ступенчато и обратимо:



б) Нейтральную среду имеют растворы солей, образованных сильными кислотами и сильными основаниями. Растворимые соли — сильные электролиты, диссоциируют полностью:

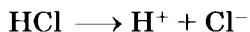


в) Щелочную среду имеют водные растворы щелочей. Щёлочи — сильные основания, диссоциируют полностью по всем ступеням:



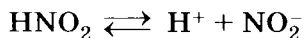
■ **Пример 9-7.** Имеются три раствора одинаковой концентрации: KOH , HCl , HNO_2 . Расположите их в порядке увеличения pH раствора. Ответ подтвердите уравнениями электролитической диссоциации.

Р е ш е н и е. Имеются растворы щёлочи KOH и двух кислот — сильной, HCl , и слабой, HNO_2 . При любой концентрации в растворах кислот $\text{pH} < 7$, в растворе щёлочи $\text{pH} > 7$. Наименьший pH будет в самом кислом растворе — сильной кислоты:

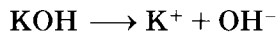


Конкретное значение зависит от концентрации раствора.

Слабая кислота диссоциирует обратимо, поэтому ионов H^+ в её растворе будет меньше, чем в растворе сильной кислоты, а pH будет больше:



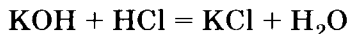
Самый большой pH — в растворе щёлочи:



О т в е т. $\text{HCl} < \text{HNO}_2 < \text{KOH}$.

- **Пример 9-8.** В воде растворили 1 моль KOH и добавили лакмус. Изменится ли окраска раствора, если к нему прилить соляную кислоту, содержащую: а) 0,1 моль HCl; б) 1 моль HCl; в) 1,2 моль HCl?

Р е ш е н и е. Во всех случаях протекает реакция нейтрализации:



В сокращённом ионном виде:



Однако характер среды полученных растворов будет разным в зависимости от того, какое вещество было в избытке.

а) В реакцию вступит по 0,1 моль KOH и HCl, в растворе останется $1 - 0,1 = 0,9$ моль KOH. Нейтрализация щёлочи прошла не полностью, среда раствора останется щелочной, лакмус не изменит свой цвет.

б) Кислота и щёлочь находятся в стехиометрических количествах и полностью вступят в реакцию. После реакции в растворе будет только 1 моль KCl, среда станет нейтральной, лакмус изменит цвет с синего на фиолетовый.

в) Кислота дана в избытке. В реакцию с 1 моль KOH вступит 1 моль HCl, в растворе останется $1,2 - 1 = 0,2$ моль HCl. Среда раствора станет кислотной, лакмус изменит цвет на красный.

О т в е т. а) Не изменится; б) изменится на фиолетовую; в) изменится на красную.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 9.54.** В трёх неподписанных пробирках находятся водные растворы азотной кислоты, нитрата натрия и гидроксида натрия. Предложите реактив, с помощью которого можно распознать эти растворы. Опишите наблюдаемые явления.

- 9.55.** В трёх пробирках находятся растворы гидроксида бария, фосфорной кислоты и хлорида кальция. Как с помощью одного реактива можно распознать эти растворы?
- 9.56.** pH кофе равен 5, а лимонного сока — 2,5. В каком из напитков больше ионов водорода?
- 9.57.** pH аммиачной воды равен 11, а раствора гидроксида калия — 13. В каком из растворов больше гидроксид-ионов?
- 9.58.** pH дождевой воды равен 5,6. Каков характер среды этой жидкости?
- 9.59.** Среди перечисленных жидкостей: кофе, молоко, квас, газированная вода, морская вода, кровь, желудочный сок, апельсиновый сок, нашатырный спирт, уксус, нефть — укажите те, которые имеют: а) сильнокислотную среду; б) слабокислотную среду; в) слабощелочную среду; г) сильнощелочную среду. При необходимости обратитесь к справочным данным.
- 9.60.** Имеются водные растворы гидроксида калия, сульфата калия и серной кислоты. Расположите их в порядке увеличения pH раствора.
- 9.61.** Имеются водные растворы азотной, азотистой и сероводородной кислоты одинаковой концентрации. В каком из растворов pH наименьший?
- 9.62.** Имеются водные растворы гидроксида натрия, нитрата натрия и аммиака одинаковой концентрации. В каком из растворов pH наибольший?
- 9.63.** Из приведённого списка веществ: Li, Ba, SO_2 , CaO, NaCl, H_2S , NaOH, NH_3 , CuO — выберите те, которые при добавлении к воде образуют раствор, имеющий: а) кислотную среду; б) щелочную среду. Ответ объясните с помощью уравнений диссоциации.
- 9.64.** К 100 г 10%-го раствора серной кислоты прибавили 200 г раствора такой же концентрации. Изменился ли при этом pH раствора?
- 9.65.** К 100 г 10%-го раствора серной кислоты прибавили 200 г 20%-го раствора этой же кислоты. Изменился ли при этом pH раствора? Если да, то как?

- 9.66.** Изменится ли pH раствора серной кислоты, если к нему добавить:
а) гидроксид натрия; б) карбонат натрия; в) хлорид бария; г) соляную кислоту? Ответ подтвердите уравнениями ионных реакций.
- 9.67.** Изменится ли pH раствора гидроксида натрия, если к нему добавить:
а) соляную кислоту; б) уксусную кислоту; в) хлорид меди(II)?
Ответ подтвердите уравнениями ионных реакций.
- 9.68.** Имеются пять растворов одинаковой концентрации: KOH, KNO₃, HCl, H₂SO₄, Ca(OH)₂. Расположите их в порядке увеличения pH раствора. Ответ подтвердите уравнениями электролитической диссоциации.
- 9.69.** В воде растворили 1 моль H₂SO₄ и добавили лакмус. Изменится ли окраска раствора, если к нему прилить щёлочь, содержащую:
а) 0,5 моль KOH; б) 1 моль KOH; в) 1,5 моль KOH; г) 2,5 моль KOH?
- 9.70.** Соляную кислоту разбавили в 10 раз, при этом pH увеличился на 1. Как и на сколько изменится pH соляной кислоты, если её разбавить в 100 раз?
- 9.71.** Раствор щёлочи разбавили в 10 раз. Как при этом изменился pH?
- 9.72.** Может ли pH быть отрицательным; больше 14?

9.3. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей

■ Основные определения

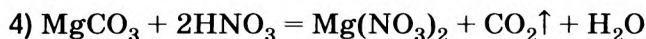
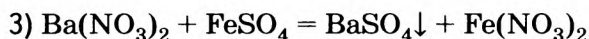
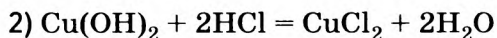
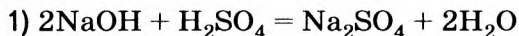
Направление ионных реакций: в сторону связывания ионов.

Признаки ионных реакций:

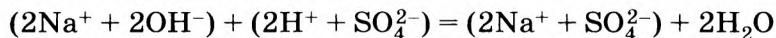
- образование осадка;
- выделение газа;
- образование слабого электролита:
 - а) воды;
 - б) слабой кислоты (основания);
 - в) комплексного иона.

Гидролиз — обратимое или необратимое взаимодействие веществ с водой.

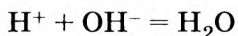
■ **Пример 9-9.** Напишите сокращённые ионные уравнения следующих реакций:



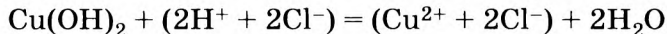
Решение. 1) NaOH , H_2SO_4 и Na_2SO_4 — сильные электролиты, они диссоциируют на ионы:



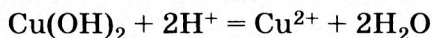
В этом полном ионном уравнении можно сократить ионы, непосредственно не участвующие в реакции: Na^+ и SO_4^{2-} , и в полученном уравнении поделить все коэффициенты на 2:



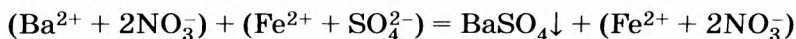
2) HCl и CuCl_2 разлагаем на ионы, так как это сильные электролиты; H_2O и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ записываем в молекулярной форме, так как H_2O — слабый электролит, а $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — осадок:



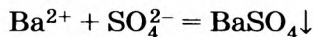
В полученном уравнении можно сократить только ионы Cl^- . Сокращённое ионное уравнение:



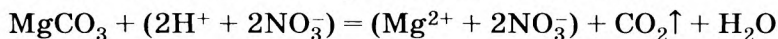
3) Эта реакция — типичная обменная реакция между солями, приводящая к образованию нерастворимой соли. Все растворимые соли разлагаем на ионы, а нерастворимую соль пишем в молекулярной форме:



В левой и правой частях сокращаются ионы железа и нитрат-ионы:



4) Эта реакция описывает растворение соли, образованной слабой кислотой, в сильной кислоте. Осадок MgCO_3 , оксид CO_2 и слабый электролит H_2O на ионы не разлагаются:



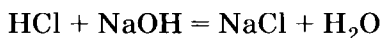
Сокращаются только ионы NO_3^- :



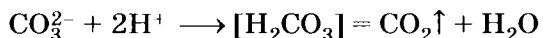
■ **Пример 9-10.** Напишите по одному уравнению реакций в молекулярной форме, описывающих взаимодействие следующих ионов:

- 1) ион водорода + гидроксид-ион $\longrightarrow \dots$
- 2) карбонат-ион + ион водорода $\longrightarrow \dots$
- 3) ион серебра + гидроксид-ион $\longrightarrow \dots$

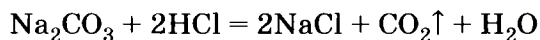
Р е ш е н и е. 1) Ионы H^+ и OH^- реагируют с образованием воды. Эту реакцию называют реакцией нейтрализации. Ионы H^+ образуются при диссоциации сильных кислот, а ионы OH^- — при диссоциации сильных оснований. Пример:



2) При реакции карбонат-ионов с ионами водорода образуется неустойчивая угольная кислота, которая распадается на оксид углерода(IV) и воду:



Карбонат-ионы образуются при диссоциации растворимых карбонатов — средних солей угольной кислоты, а ионы водорода — при диссоциации сильных кислот. Пример уравнения в молекулярной форме:



в) Ион серебра с гидроксид-ионом образует гидроксид серебра, который неустойчив и распадается на оксид серебра и воду:

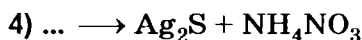
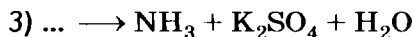


Ионы Ag^+ образуются при диссоциации растворимых солей серебра, а ионы OH^- — при диссоциации сильных оснований:



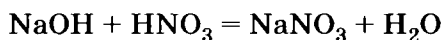
■ **Пример 9-11.** Какие два вещества вступили в реакцию в водном растворе, если при этом образовались следующие вещества (указаны все продукты реакции без коэффициентов)?

- 1) $\dots \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

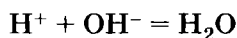


Напишите полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

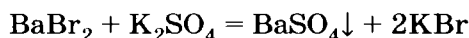
Р е ш е н и е. 1) Образование воды свидетельствует о том, что это реакция нейтрализации, т. е. реакция между кислотой и основанием. Кислотный остаток — ион NO_3^- , следовательно, кислота азотная — HNO_3 . Остаток основания — ион Na^+ , поэтому основание — гидроксид натрия, NaOH . Уравнение реакции:



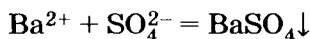
При написании ионного уравнения реакции ионы Na^+ и NO_3^- в левой и правой части уравнения сокращаются:



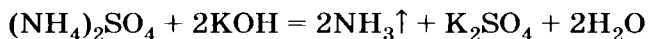
2) Осадок BaSO_4 образуется из ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} , которые входили в состав разных веществ. Ионы Ba^{2+} входили в состав бромида бария (второй ион — Br^-), а ионы SO_4^{2-} — в состав сульфата калия (второй ион — K^+). Уравнение реакции:



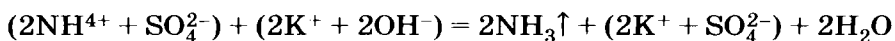
При написании ионного уравнения реакции ионы K^+ и Br^- в левой и правой части уравнения сокращаются:



3) Аммиак образуется при реакции солей аммония (в данном случае — сульфата) со щелочами (в данном случае — гидроксида калия):



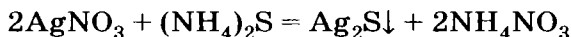
Полное ионное уравнение:



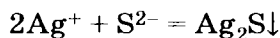
Сокращённое ионное уравнение:



4) Это — обменная реакция между двумя солями, приводящая к образованию осадка. Исходные соли определяются так же, как и в п. 2). Уравнение реакции:

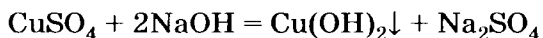


При написании ионного уравнения реакции ионы NH_4^+ и NO_3^- в левой и правой части уравнения сокращаются:

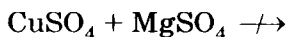


- **Пример 9-12.** В трёх пробирках находятся растворы гидроксида натрия, сульфата магния и сульфата меди(II). Как распознать эти растворы, не используя других реактивов?

Решение. Раствор сульфата меди(II) отличается от двух других растворов голубым цветом. Оставшиеся растворы можно распознать по их отношению к сульфату меди(II). Раствор гидроксида натрия образует с ним голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$:

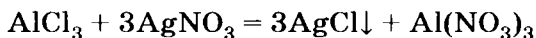
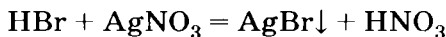


Тогда как сульфат магния с сульфатом меди не реагирует:



- **Пример 9-13.** Как с помощью одного реагента различить водные растворы HBr , NaF , KOH , AlCl_3 ? Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите их признаки.

Решение. Удобный реактив для распознавания многих веществ — нитрат серебра, который с различными ионами образует осадки разного цвета:



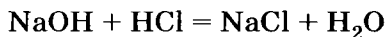
AgBr — желтоватый осадок, Ag_2O — чёрно-бурый, AgCl — белый. С фторидом натрия реакция не идёт, поскольку фторид серебра растворим в воде.

О т в е т. AgNO_3 .

- **Пример 9-14.** Даны следующие вещества: гидроксид натрия, соляная кислота, фторид аммония, нитрат серебра. Напишите уравнения всех возможных реакций, протекающих попарно между предложенными веществами в водном растворе.

Р е ш е н и е. Рассмотрим все возможные пары веществ.

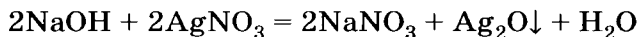
1) $\text{NaOH} + \text{HCl}$. Реакция идёт, так как сильное основание NaOH реагирует с сильной кислотой HCl . Признак реакции — образование слабого электролита H_2O .



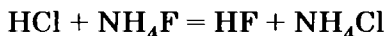
2) $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{F}$. Реакция идёт, так как образуется газ — аммиак:



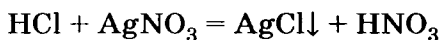
3) $\text{NaOH} + \text{AgNO}_3$. Реакция идёт, так как образуется осадок Ag_2O (но не AgOH , который неустойчив и в водном растворе распадается на Ag_2O и H_2O):



4) $\text{HCl} + \text{NH}_4\text{F}$. Реакция идёт, так как сильная кислота (HCl) вытесняет слабую (HF) из её соли (NH_4F). Признак реакции — образование слабого электролита HF :



5) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3$. Реакция идёт, так как образуется осадок AgCl :



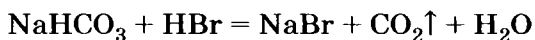
6) $\text{NH}_4\text{F} + \text{AgNO}_3$. Реакция не идёт, так как оба возможных продукта реакции (AgF и NH_4NO_3) растворимы в воде и являются сильными электролитами. Ни одного признака ионной реакции нет, а значит, и самой реакции нет.

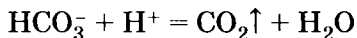
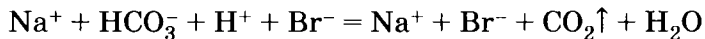
О т в е т. Пять реакций.

■ **Пример 9-15.** Даны водные растворы веществ: гидрокарбоната натрия, хлората калия, нитрата кальция, бромоводорода, хлорида алюминия. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

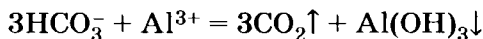
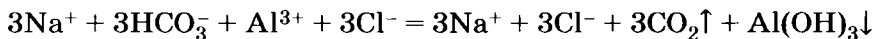
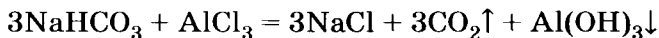
Р е ш е н и е. Гидрокарбонат натрия — соль слабой кислоты, поэтому он реагирует с веществами, в растворах которых кислая среда, в данном перечне — HBr и AlCl_3 .

1) Сильная кислота вытесняет слабую:



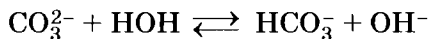


2) С хлоридом алюминия протекает реакция совместного (взаимного) гидролиза:

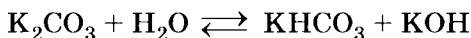


■ **Пример 9-16.** Назовите соль калия, раствор которой имеет щелочную среду, и соль азотной кислоты, раствор которой имеет кислую среду. Напишите молекулярные и сокращённые ионные уравнения реакций, которые происходят в растворах этих солей.

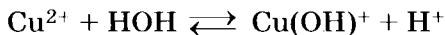
Р е ш е н и е. Щелочная среда образуется в растворах солей, образованных сильным основанием (по условию, это соль калия, образованная КОН) и слабой кислотой. В качестве остатка слабой кислоты выберем карбонат-ион и рассмотрим гидролиз карбоната калия, K_2CO_3 . В растворе этой соли карбонат-ион обратимо отнимает ион водорода у воды:



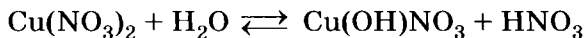
В молекулярном уравнении гидролиза к отрицательным ионам добавляются ионы K^+ :



Кислая среда будет в растворах солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (по условию, азотной). В качестве остатка слабого основания выберем ион меди и рассмотрим гидролиз нитрата меди(II), $\text{Cu(NO}_3)_2$. В растворе этой соли ион меди обратимо отнимает гидроксид-ион у воды:

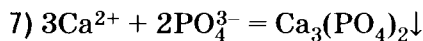
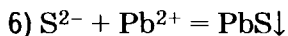


В молекулярном уравнении гидролиза к положительным ионам добавляются ионы NO_3^- :



О т в е т. K_2CO_3 , $\text{Cu(NO}_3)_2$.

- 9.73.** Могут ли в растворе одновременно находиться следующие ионы?
- 1) Ba^{2+} , OH^- , K^+ , Cl^-
 - 2) Cu^{2+} , SO_4^{2-} , OH^- , Na^+
 - 3) Al^{3+} , SO_4^{2-} , H^+ , Br^-
- 9.74.** Напишите уравнения реакций с участием гидроксида натрия, в результате которых: а) выделяется газ; б) образуется осадок; в) видимых изменений нет.
- 9.75.** Напишите уравнения реакций с участием серной кислоты, в результате которых: а) выделяется газ; б) образуется осадок; в) выделяется газ и образуется осадок; г) видимых изменений нет.
- 9.76.** Напишите уравнения реакций с участием карбоната натрия, в результате которых: а) выделяется газ; б) образуется осадок; в) выделяется газ и образуется осадок.
- 9.77.** Напишите полные и сокращённые ионные уравнения реакций:
- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{BaBr}_2 + \text{MgSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{MgBr}_2$
 - 4) $3\text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 = 3\text{AgCl}\downarrow + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 - 5) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - 6) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - 7) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{KHCO}_3$
 - 8) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HBr} = \text{CaBr}_2 + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 9.78.** Для каждого из приведённых ниже ионных уравнений напишите по одному молекулярному уравнению реакции:
- 1) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $2\text{H}^+ + \text{BaSO}_3 = \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3\downarrow$



- 9.79.** Даны следующие вещества: сульфат железа(II), серная кислота, гидроксид калия, хлорид бария. Напишите уравнения всех возможных реакций, протекающих попарно между предложенными веществами в водном растворе.
- 9.80.** Приведите пример растворимой в воде соли, при обработке которой как нитратом бария, так и избытком щёлочи образуется осадок. Напишите уравнения реакций.
- 9.81.** Назовите три растворимые в воде соли (разных кислот), при обработке которых сильной кислотой выделяются газообразные продукты. Напишите уравнения реакций в полном и сокращённом ионном виде.
- 9.82.** Назовите две растворимые в воде соли (разных кислот), при обработке которых раствором щёлочи выделяется газ. Напишите уравнения реакций в полном и сокращённом ионном виде.
- 9.83.** Назовите соль, при обработке которой как сильной кислотой, так и раствором щёлочи выделяется газ. Напишите уравнения реакций.
- 9.84.** Напишите уравнение реакции, в результате которой из раствора выделяется два осадка. Исходные вещества: а) две соли; б) соль и основание.
- 9.85.** Завершите уравнения реакций:
- 1) $\text{MgSO}_4 + \dots = \dots + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - 2) $\dots + \text{HCl} = \dots + \text{HNO}_3$
 - 3) $\dots + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \dots$
 - 4) $\text{NH}_4\text{Cl} + \dots = \text{NH}_3\uparrow + \dots + \dots$
 - 5) $\text{FeS} + \dots = \text{FeCl}_2 + \dots$
 - 6) $\dots + \dots = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$
- 9.86.** В двух пробирках находился раствор сульфида натрия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор ве-

щества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Предложите возможные формулы для веществ X и Y и напишите уравнения реакций.

9.87. В двух пробирках находился раствор хлорида аммония. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке при нагревании выделился газ, во второй образовался осадок. Предложите возможные формулы для веществ X и Y и напишите уравнения реакций.

9.88. Приведите пример вещества, которое может реагировать в водном растворе с каждым из двух веществ: а) KOH, AgNO₃; б) HCl, Ca(NO₃)₂; в) CuSO₄, SO₂; г) HNO₃, NaOH.

Напишите полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

9.89. Как различить между собой следующие пары веществ: а) NaCl и BaCl₂; б) AgNO₃ и KNO₃; в) NH₄Cl и NH₄NO₃; г) MgCl₂ и MgSO₄; д) H₂SO₄ и CuSO₄; е) Na₂CO₃ и CaCO₃; ж) NH₄Cl и K₂SO₄?

В каждом случае предложите реактив и напишите уравнения необходимых реакций, указав их признак.

9.90. Реакции, с помощью которых можно отличить данное вещество или ион от других веществ или ионов, называют *качественными*. Укажите качественные реакции для: а) H⁺; б) NH₄⁺; в) Ba²⁺; г) OH⁻; д) Cl⁻, Br⁻, I⁻; е) SO₄²⁻. Напишите сокращённые ионные уравнения там, где это возможно.

9.91. Как определить примесь карбоната натрия в хлориде натрия? Приведите уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

9.92. Как определить примесь карбоната аммония в карбонате натрия? Приведите уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

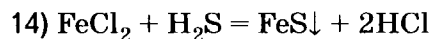
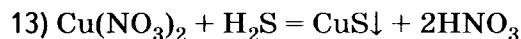
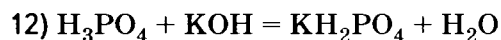
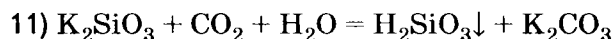
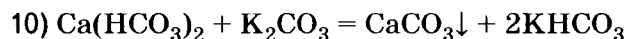
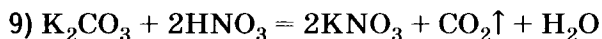
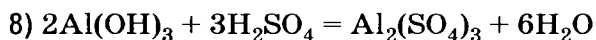
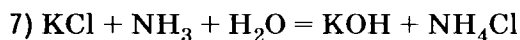
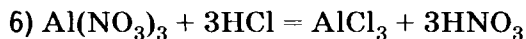
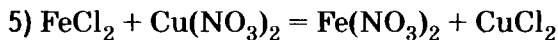
9.93. Даны четыре вещества. Выберите из них то, которое не реагирует с остальными в водном растворе. Из оставшихся веществ выберите то, которое реагирует с двумя другими. Напишите уравнения реакций.

- а) Нитрат калия, сульфат калия, сульфит калия, хлорид бария;
- б) нитрат серебра, нитрат аммония, хлорид цинка, иодид магния;
- в) углекислый газ, соляная кислота, сульфат калия, гидроксид калия;
- г) фосфат калия, азотная кислота, хлорид натрия, нитрат кальция.

- 9.94.** К 20 г карбоната кальция добавили 400 мл раствора хлороводорода с молярной концентрацией 6 моль/л. Рассчитайте количество ионов водорода (в молях) в полученном растворе.
- 9.95.** Каков характер среды в растворах нитрата калия, хлорида алюминия, сульфида натрия? Ответ подтвердите уравнениями.
- 9.96.** Напишите уравнения гидролиза карбоната натрия и хлорида меди(II) по первой ступени в молекулярной и сокращённой ионной форме.
- 9.97.** Объясните, почему раствор соды нельзя кипятить в алюминиевой посуде.
- 9.98.** Приведите по два примера солей, растворы которых имеют: а) нейтральную среду; б) кислую среду; в) щелочную среду. Какой цвет имеет лакмус в этих растворах?

Уровень 2

- 9.99.** Даны соли: хлорид кальция, нитрат серебра, ацетат свинца(II), бромид меди(II). Напишите уравнения всех возможных реакций, протекающих попарно между этими солями в водном растворе.
- 9.100.** Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения, соответствующие следующим типам реакций:
- а) соль + соль = соль(↓) + соль;
 - б) сильная кислота + сильное основание = соль + вода;
 - в) слабая кислота + сильное основание = соль + вода;
 - г) сильная кислота + слабое основание(↓) = соль + вода;
 - д) соль + сильная кислота = соль(↓) + сильная кислота;
 - е) соль + сильное основание = слабое основание(↓) + соль;
 - ж) соль + сильная кислота = соль + слабая кислота;
 - з) соль(↓) + сильная кислота = соль + слабая кислота.
- 9.101.** Среди перечисленных реакций укажите те, которые идут до конца в водном растворе. Объясните, почему не идут остальные реакции.
- 1) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
 - 2) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{HCl}$
 - 4) $\text{Mg(NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg(OH)}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$



9.102. В двух пробирках находился раствор хлорида железа(III). В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке образовался бурый осадок и выделялся газ, во второй — только бурый осадок, а газ не выделялся. Предложите возможные формулы веществ X и Y, напишите полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

9.103. В двух пробирках находился свежесосаждённый гидроксид цинка. В одну из пробирок добавили раствор кислоты X, а в другую — раствор основания Y. В обеих пробирках осадок растворился. Предложите возможные формулы веществ X и Y, напишите полные и сокращённые ионные уравнения реакций.

9.104. С какими из перечисленных веществ может реагировать гидроксид калия в водном растворе: HCl, CuO, NaNO₃, SO₂, Ca(OH)₂, MgCl₂, Al(OH)₃? Напишите уравнения возможных реакций.

9.105. С какими из перечисленных веществ может реагировать азотная кислота в водном растворе: H₂SO₄, MgO, CuSO₄, P₂O₅, CaCO₃, Fe(OH)₃? Напишите уравнения возможных реакций.

9.106. Какие из перечисленных солей будут реагировать с соляной кислотой: KBr, AgF, CaCO₃, CuSO₄, CuS? Напишите уравнения соответствующих реакций.

9.107. С какими из перечисленных веществ (в водном растворе) может реагировать углекислый газ: SO₂, Ca(OH)₂, CaCl₂, Cu(OH)₂, KOH, Na₂SO₄? Напишите уравнения возможных реакций.

- 9.108.** С какими из перечисленных веществ (в водном растворе) может реагировать гидроксид меди(II): CO_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HCl , HNO_3 , K_2CO_3 , Al_2O_3 ? Напишите уравнения возможных реакций.
- 9.109.** С какими из перечисленных веществ может реагировать сульфат меди(II) в водном растворе: K_2S , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, HCl , H_3PO_4 , BaCl_2 , NaOH ? Напишите уравнения возможных реакций.
- 9.110.** Какие два вещества вступили в реакцию в водном растворе, если при этом образовались следующие вещества?
- 1) $\dots \longrightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\dots \longrightarrow \text{CaSO}_3 + \text{KNO}_3$
 - 3) $\dots \longrightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\dots \longrightarrow \text{PbS} + \text{HNO}_3$
- Напишите полные уравнения реакций.
- 9.111.** В трёх пробирках находятся растворы гидроксида калия, сульфата натрия и хлорида хрома(III). Как распознать эти растворы, не используя других реактивов?
- 9.112.** В трёх пробирках находятся растворы нитрата серебра, карбоната калия и хлорида аммония. Как распознать эти растворы, не используя других реактивов?
- 9.113.** Реакции многоосновных кислот с основаниями могут приводить к образованию солей, содержащих атомы водорода, — кислых солей. Напишите уравнения трёх реакций между фосфорной кислотой и гидроксидом калия, которые приводят к образованию трёх разных солей. Назовите эти соли. Объясните, почему в реакции между одними и теми же веществами могут получаться разные продукты.
- 9.114.** Напишите уравнения всех возможных реакций, протекающих в растворе между: а) NH_3 и H_2SO_4 ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 ; в) NaOH и H_2S ; г) AlCl_3 и KOH .
- 9.115.** Для каждого из наборов веществ напишите все возможные попарные реакции ионного обмена в молекулярном, полном и сокращённом ионном видах.
- 1) Серная кислота, карбонат калия, бромид натрия, нитрат кальция.
 - 2) Иодоводород, нитрат магния, сульфит кальция, углекислый газ.
 - 3) Аммиак, нитрат алюминия, бромоводород, серебро.

4) Сульфит натрия, соляная кислота, сульфат алюминия, бромид калия.

5) Гидроксид калия, сульфат железа(III), нитрат аммония, карбонат кальция.

6) Сульфид аммония, нитрат алюминия, соляная кислота, сульфат меди(II).

9.116. Как влияют на гидролиз солей температура и концентрация раствора? Ответ объясните.

9.117. Имеются три соли натрия: сульфат, гидросульфат, сульфид. Расположите их в порядке увеличения pH водного раствора. Ответ обоснуйте необходимыми уравнениями.

9.118. В трёх пробирках находятся растворы сульфата алюминия, фосфата калия и бромида натрия. Как с помощью одного реактива можно распознать эти растворы?

9.119. В трёх пробирках находятся порошки сульфата марганца(II), сульфида алюминия и карбоната кальция. Как с помощью одного реактива можно распознать эти вещества?

9.120. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, можно разделить на три типа: а) нерастворимые в воде (буква «Н» в таблице растворимости); б) полностью гидролизующиеся водой (прочерк в таблице растворимости); в) несуществующие из-за своей неустойчивости (знак «?» в таблице растворимости). Приведите по два примера солей каждого типа.

9.121. Напишите уравнение полного гидролиза ацетата алюминия. Каков будет характер среды раствора, полученного после гидролиза?

9.122. Даны соли: K_2SO_4 , K_2CO_3 , K_2S , $CuCl_2$, $Cu(NO_3)_2$, CuS , $Al_2(SO_4)_3$, Al_2S_3 , AlF_3 , $(CH_3COO)_2Ca$, $Ca_3(PO_4)_2$, CaI_2 , NH_4Cl , $(NH_4)_3PO_4$, $(NH_4)_2SO_4$. Из этих солей выберите те, которые: а) не гидролизуются вообще; б) гидролизуются полностью; в) гидролизуются с образованием кислой среды; г) гидролизуются с образованием щелочной среды. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной форме. В случае частичного гидролиза ограничьтесь первой ступенью.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

10.1. Окислители и восстановители

■ Основные определения

Окисление — потеря электронов.

Восстановление — приобретение электронов.

Окислитель	Восстановитель
Принимает электроны	Отдаёт электроны
Понижает степень окисления	Повышает степень окисления
Отдаёт атомы О и/или принимает атомы Н	Принимает атомы О и/или отдаёт атомы Н
Восстанавливается	Окисляется

Типичные сильные окислители

Класс соединений	Вещества-окислители
Простые вещества	O_2 , O_3 , галогены F_2 , Cl_2 , Br_2 (I_2 — слабый окислитель)
Оксиды	MnO_2 , CrO_3 , PbO_2 , N_2O , NO_2
Кислоты	H_2SO_4 (только конц.), HNO_3 , HNO_2 , $HClO$, $HClO_4$ (конц.)
Соли	$KMnO_4$ (в кислой среде), $K_2Cr_2O_7$ (в кислой среде), $KClO_3$, $CaOCl_2$ (хлорная известь), $NaNO_2$
Пероксиды и надпероксиды	H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2

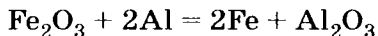
Типичные сильные восстановители

Класс соединений	Вещества-восстановители
Простые вещества	Щелочные металлы: Li, Na, K. Щёлочноземельные металлы: Mg, Ca, Ba. Алюминий Al. Водород H ₂ . Углерод C
Оксиды	CO
Соли	(NH ₄) ₂ S, KI, FeCl ₂ , SnCl ₂
Водородные соединения неметаллов	HI, H ₂ S, PH ₃ , NH ₃ (в газовой фазе)
Гидриды металлов	NaNH, CaH ₂

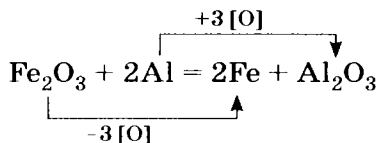
Примеры решения задач

- **Пример 10-1.** Приведите пример окислительно-восстановительной реакции между оксидом и металлом. Назовите окислитель и восстановитель в этой реакции.

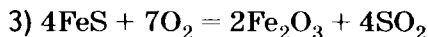
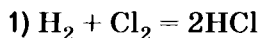
Р е ш е н и е. Широко известный пример подобной реакции — взаимодействие алюминия с оксидами металлов (алюмотермия). Алюминий имеет очень большое сродство к кислороду и способен при нагревании отнимать кислород у любых оксидов, которые в результате реакции превращаются в простые вещества, например:



В этой реакции оксид железа(III) — окислитель, алюминий — восстановитель. Это легко понять, даже не определяя степеней окисления: Fe₂O₃ отдаёт атомы кислорода и восстанавливается до металла; Al принимает атомы кислорода и окисляется до оксида:



■ **Пример 10-2.** Определите элемент-окислитель и элемент-восстановитель в реакциях:

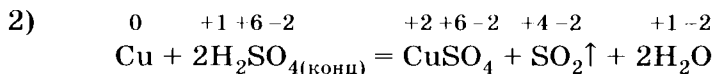
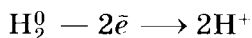
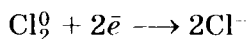


Напишите уравнения полуреакций окисления и восстановления.

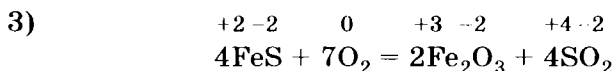
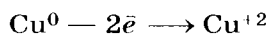
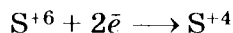
Решение. Определим степени окисления элементов и найдём, какой из элементов в результате реакции увеличивает, а какой — уменьшает степень окисления:



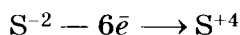
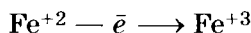
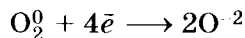
Хлор уменьшает степень окисления: $\text{Cl}^0 \longrightarrow \text{Cl}^{-1}$, он — окислитель. Для того чтобы уменьшить заряд на единицу, хлор должен принять один электрон. Водород — восстановитель, он увеличивает степень окисления на единицу, принимая один электрон. Уравнения полуреакций:



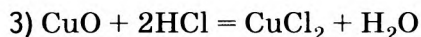
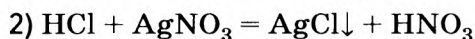
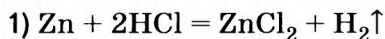
В этой реакции степень окисления меняют только медь и (частично) сера. Сера — окислитель: $\text{S}^{+6} \longrightarrow \text{S}^{+4}$, медь — восстановитель: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{+2}$. Уравнения полуреакций:



В этой реакции степень окисления изменяют все элементы, из них два элемента-восстановителя: железо и сера, один элемент-окислитель: кислород. Уравнения полуреакций:

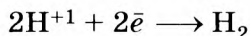
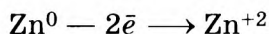


■ **Пример 10-3.** Какие из приведённых реакций с участием соляной кислоты являются окислительно-восстановительными?



В выбранных реакциях укажите окислитель и восстановитель.

Решение. 1) Реакции с участием простых веществ всегда являются окислительно-восстановительными (исключение — превращение одной аллотропной модификации элемента в другую). В данной реакции степень окисления меняют цинк и водород:

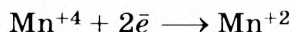


Цинк отдаёт электроны и является восстановителем, водород H^{+1} в составе HCl принимает электроны и является окислителем.

2) Эта реакция относится к реакциям ионного обмена, сокращённое ионное уравнение: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$. Степени окисления элементов в реакции не изменяются.

3) Реакция основного оксида с сильной кислотой относится к обменным реакциям, все элементы сохраняют степени окисления.

4) Эта реакция описывает один из способов получения газообразного хлора. Степени окисления меняют элементы марганец и хлор.



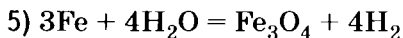
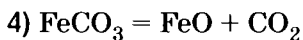
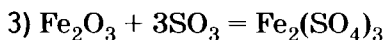
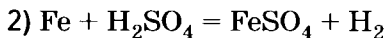
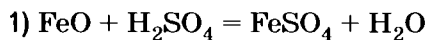
Марганец Mn^{+4} в составе MnO_2 — окислитель, хлор Cl^{-1} в составе соляной кислоты — восстановитель.

Из п. 1) и 4) видно, что соляная кислота может быть окислителем за счёт H^{+1} и восстановителем за счёт Cl^{-1} .

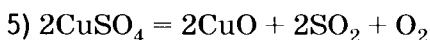
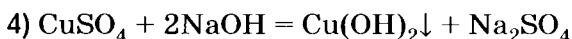
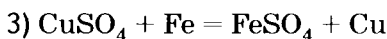
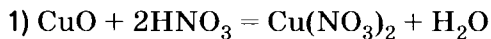
О т в е т. 1), 4).

Уровень 1

10.1. Какие из перечисленных реакций являются окислительно-восстановительными?



10.2. Какие из перечисленных реакций являются окислительно-восстановительными?



10.3. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции между двумя простыми веществами.

10.4. Назовите самый сильный и самый слабый из известных вам окислителей.

10.5. Приведите по одному примеру окислителей и восстановителей, принадлежащих к следующим классам веществ: а) оксид; б) кислота; в) соль; г) простое вещество.

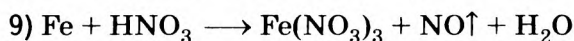
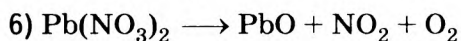
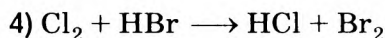
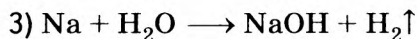
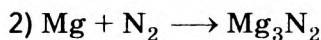
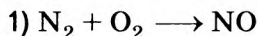
10.6. Приведите по два примера газов-окислителей и газов-восстановителей. Напишите два уравнения реакций между этими газами.

10.7. Какое простое вещество может быть: а) только окислителем; б) только восстановителем; в) в одних реакциях окислителем, а в других — восстановителем? Напишите уравнения попарных реакций между этими тремя веществами.

10.8. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции между оксидом металла и неметаллом. Назовите окислитель и восстановитель в этой реакции.

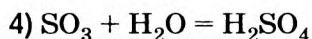
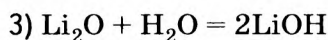
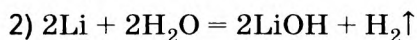
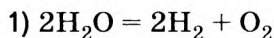
10.9. Приведите по одному примеру окислительно-восстановительных реакций: а) соединения; б) разложения; в) замещения.

10.10. Какой элемент окисляется, а какой восстанавливается в приведённых реакциях?



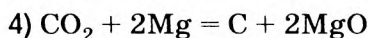
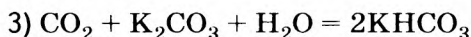
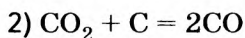
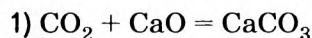
Напишите уравнения полуреакций окисления и восстановления.

10.11. Какие из приведённых реакций с участием воды являются окислительно-восстановительными?



Какую роль играет вода в выбранных реакциях — окислителя или восстановителя?

10.12. Какие из приведённых реакций с участием углекислого газа являются окислительно-восстановительными?

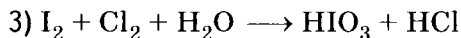
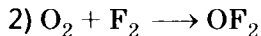
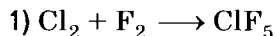


В выбранных реакциях укажите окислитель и восстановитель.

- 10.13.** Из перечисленных элементов: N^{-3} , N^{+3} , N^{+5} , O^{-2} , O^{-1} , O^0 , S^{-2} , S^{+4} , S^{+6} , Cl^{-1} , Cl^0 , Cl^{+7} , Cu^0 , Cu^{+2} — укажите те, которые могут быть:
- только окислителем;
 - только восстановителем;
 - и окислителем, и восстановителем.

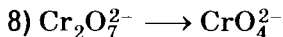
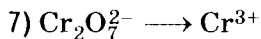
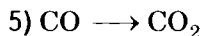
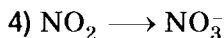
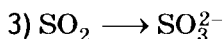
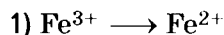
Уровень 2

- 10.14.** Определите элемент-окислитель и элемент-восстановитель в приведённых реакциях:

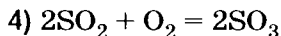
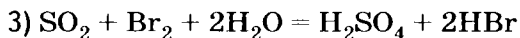
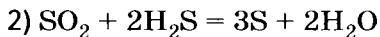
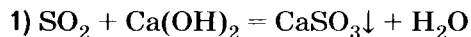


Напишите уравнения полуреакций окисления и восстановления.

- 10.15.** Среди перечисленных ниже превращений укажите процессы окисления и восстановления:

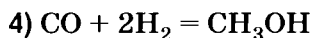
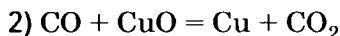
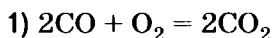


- 10.16.** Какие из приведённых реакций с участием сернистого газа являются окислительно-восстановительными?



Какую роль — окислителя или восстановителя — играет сернистый газ в выбранных реакциях?

10.17. Какие из приведённых реакций с участием угарного газа являются окислительно-восстановительными?



Какую роль — окислителя или восстановителя — играет угарный газ в выбранных реакциях?

10.18. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции, в которой есть два элемента-восстановителя.

10.19. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции, в которой есть два элемента-окислителя.

10.20. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции, в которой окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, находящийся в разных степенях окисления.

10.21. Приведите пример окислительно-восстановительной реакции, в которой окислителем и восстановителем является одно и то же сложное вещество.

10.22. Приведите по одному уравнению реакции с участием пероксида водорода, в которой он является: а) окислителем; б) восстановителем; в) и окислителем, и восстановителем.

10.23. Среди перечисленных веществ: Mg , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, MgCO_3 , MgI_2 — выберите те, с которыми азотная кислота реагирует: а) как окислитель; б) как сильная кислота. Напишите уравнения всех реакций.

10.24. Среди перечисленных веществ: Cu , CuO , NaF , H_2S — выберите те, с которыми концентрированная серная кислота реагирует: а) как окислитель; б) как сильная кислота. Напишите уравнения всех реакций.

10.25. Среди перечисленных веществ: HCl , HNO_3 , O_2 , C — выберите те, с которыми оксид железа(II, III) реагирует: а) как окислитель; б) как восстановитель; в) как основной оксид. Напишите уравнения всех реакций.

10.26. Запишите уравнения внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции с участием: а) пероксида водорода; б) перманганата калия; в) нитрата меди.

- 10.27.** Запишите уравнение реакции диспропорционирования с участием элемента: а) кислорода; б) хлора; в) азота; г) серы.
- 10.28.** Запишите уравнение реакции сопропорционирования с участием элемента: а) азота; б) серы; в) железа; г) меди.
- 10.29.** Какие металлы и в какой последовательности будут вытесняться, если цинковую пластинку опустить в раствор, содержащий нитраты меди, железа(II) и серебра? Напишите уравнения реакций.

10.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

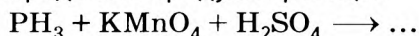
■ Основные определения

Влияние среды на продукты окислительно-восстановительных реакций

Элемент, степень окисления	Кислая среда (H_2SO_4)	Щелочная среда (KOH)
Типичный металл Пример: Fe^{+2}	Соль FeSO_4	Гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$
Амфотерный металл Пример: Al^{+3}	Соль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Комплексный гидроксид $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
Типичный неметалл Пример: P^{+5}	Кислота H_3PO_4	Соль K_3PO_4

Примеры решения задач

■ Пример 10-4. Определите продукты реакции

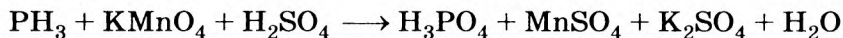


Решение. 1) Сначала определим окислитель и восстановитель: восстановитель — P^{-3} в составе PH_3 , окислитель — Mn^{+7} в составе KMnO_4 .

2) Затем найдём новые степени окисления элементов фосфора и марганца. KMnO_4 — сильный окислитель, поэтому он переводит фосфор из низшей степени окисления — P^{-3} в высшую степень окисления — P^{+5} . Mn^{+7} в кислой среде всегда переходит в Mn^{+2} .

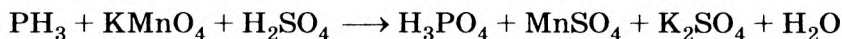
3) Определим конкретные формулы продуктов. P^{+5} в кислой среде существует в виде кислоты H_3PO_4 , Mn^{+2} — в виде сульфата $MnSO_4$. Элемент калий, который не меняет степени окисления, также переходит в сульфат K_2SO_4 .

Итоговый результат:

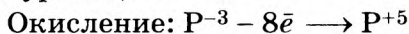


■ **Пример 10-5.** Составьте уравнение реакции фосфина с перманганатом калия в сернокислом растворе, используя метод электронного баланса.

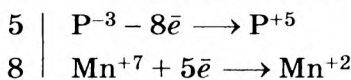
Р е ш е н и е. Продукты реакции определены в предыдущей задаче:



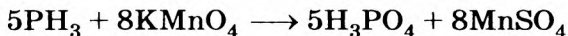
Для расчёта коэффициентов составим электронный баланс между окислителем и восстановителем. Запишем уравнения полуреакций.



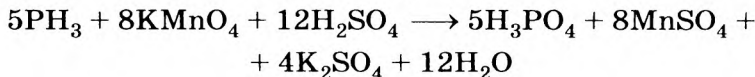
Для того чтобы уравнивать количество отданных и принятых электронов, первое уравнение умножим на 8, а второе — на 5 и сложим их, при этом электроны сократятся:



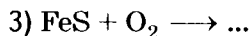
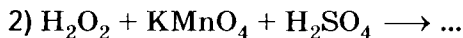
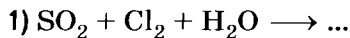
В балансе — по пять атомов P^{-3} и P^{+5} и по восемь атомов Mn^{+7} и Mn^{+2} :



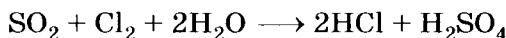
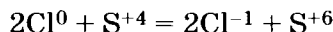
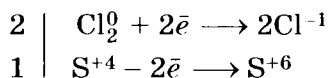
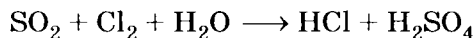
Для того чтобы уравнивать 8 атомов К, в правую часть надо добавить 4 молекулы K_2SO_4 . Теперь в правой части 12 атомов S: 8 в составе $MnSO_4$ и 4 в составе K_2SO_4 . Чтобы уравнивать серу, в левую часть добавляем 12 молекул H_2SO_4 . Наконец, число атомов кислорода и водорода уравнивается добавлением в правую часть 12 молекул H_2O :



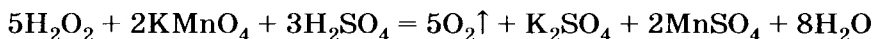
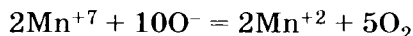
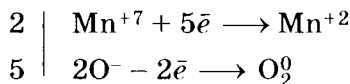
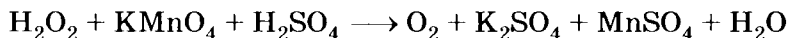
■ **Пример 10-6.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:



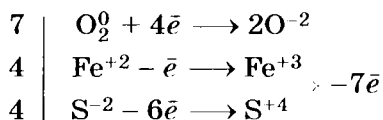
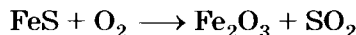
Р е ш е н и е. 1) Среда в данном растворе кислая, так как SO_2 — кислотный оксид. Cl^0 в составе Cl_2 — окислитель, восстанавливается до Cl^{-1} , который существует в виде HCl ; S^{+4} в составе SO_2 — восстановитель, окисляется до S^{+6} , которая в кислой среде существует в виде H_2SO_4 :



2) Mn^{+7} — окислитель, восстанавливается в кислой среде до Mn^{+2} ; O^{-1} — восстановитель, окисляется до O^0 :

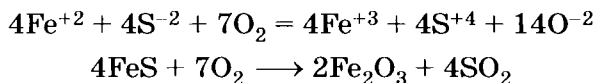


3) O^0 — окислитель, восстанавливается до O^{-2} ; Fe^{+2} и S^{-2} — восстановители, окисляются до Fe^{+3} и S^{+4} :

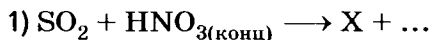


Этот баланс отличается от предыдущих тем, что здесь три элемента меняют степень окисления. В таких случаях обыч-

но между некоторыми из элементов существует стехиометрическое соотношение, задаваемое формулами исходных веществ или продуктов. В данном случае такое соотношение связывает железо и серу. В левой части уравнения есть сульфид железа FeS, который содержит одинаковое число атомов Fe и S; следовательно, и в балансе должно быть равное число атомов Fe и S. Для этого мы просто складываем вторую и третью строчки и рассматриваем их как одну полуреакцию окисления: $\text{FeS} - 7e \longrightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{S}^{+4}$. После этого следует обычный баланс между полуреакциями окисления и восстановления:

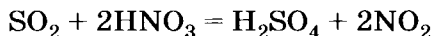


■ **Пример 10-7.** Напишите уравнения реакций, протекающих в водной среде:

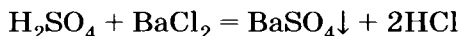


Определите неизвестное вещество X.

Решение. 1) Оксид серы(IV) в кислой среде может окисляться только до серной кислоты: $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ($\text{S}^{+4} - 2e \longrightarrow \text{S}^{+6}$). Концентрированная азотная кислота обычно восстанавливается до оксида азота(IV): $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}_2$ ($\text{N}^{+5} + e \longrightarrow \text{N}^{+4}$).

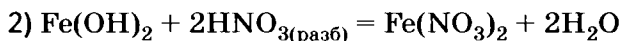


2) Из двух продуктов реакции (1) только серная кислота (вещество X) реагирует с хлоридом бария в водном растворе по обменной реакции:

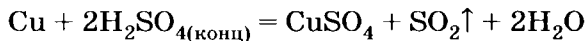


О т в е т. X — H_2SO_4 .

■ **Пример 10-8.** Обнаружьте и исправьте ошибки в приведённых уравнениях:

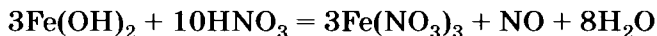


Р е ш е н и е. 1) Медь не может вытеснить водород из серной кислоты по двум причинам: а) медь находится в ряду напряжений правее водорода; б) H_2SO_4 — сильный окислитель, поэтому она окисляет выделяющийся водород. Вместо водорода в этой реакции выделяется оксид серы(IV), который образуется при восстановлении серной кислоты медью:



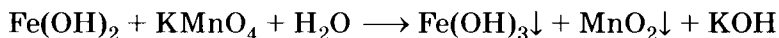
2) Разбавленная азотная кислота — это не только сильная кислота, которая способна растворять гидроксиды металлов, но и сильный окислитель, который легко окисляет железо(II).

Продукт окисления — Fe^{+3} — в азотнокислой среде существует не в виде гидроксида, а в виде нитрата $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Разбавленная азотная кислота обычно восстанавливается до NO. Уравнение реакции:

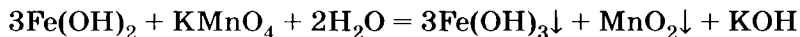
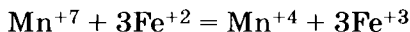
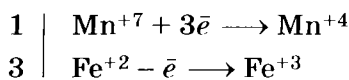


■ **Пример 10-9.** При взаимодействии свежееосаждённого гидроксида железа(II) с водным раствором перманганата калия образовалось 1,74 г оксида марганца(IV). Рассчитайте массу образовавшегося соединения железа(III).

Р е ш е н и е. Гидроксид железа(II) окисляется перманганатом калия в водной среде до гидроксида железа(III), при этом перманганат восстанавливается до оксида марганца(IV):



Электронный баланс:



$\nu(\text{MnO}_2) = m / M = 1,74 / 87 = 0,02$ моль. По уравнению реакции, количество вещества $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в 3 раза больше количества вещества MnO_2 : $\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 3\nu(\text{MnO}_2) = 0,06$ моль.

Масса гидроксида железа(III): $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \nu \cdot M = 0,06 \cdot 107 = 6,42 \text{ г}$.

О т в е т. 6,42 г $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

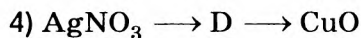
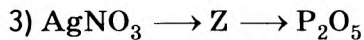
Уровень 1

- 10.30.** Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнениях реакций из задачи 10.10.
- 10.31.** Напишите по одному уравнению полуреакций восстановления, в которых элемент-окислитель принимает: а) $1\bar{e}$; б) $2\bar{e}$; в) $3\bar{e}$; г) $5\bar{e}$; д) $8\bar{e}$.
- 10.32.** Напишите по одному уравнению полуреакций окисления, в которых элемент-восстановитель отдаёт: а) $1\bar{e}$; б) $2\bar{e}$; в) $3\bar{e}$; г) $6\bar{e}$; д) $8\bar{e}$.
- 10.33.** Используя метод электронного баланса, найдите коэффициенты в уравнениях реакций:
- 1) $\text{Al} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{AlCl}_3$
 - 2) $\text{P} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
 - 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 5) $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
 - 6) $\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \longrightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 7) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - 8) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 - 9) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HI} \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 10) $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10.34.** Напишите уравнения реакций сгорания в кислороде следующих веществ: Fe; H_2 ; P; NH_3 ; CO; CH_4 ; ZnS. Составьте электронный баланс.

- 10.35.** Даны три вещества: хлор, бромоводородная кислота и алюминий. Напишите уравнения всех окислительно-восстановительных реакций, протекающих попарно между этими веществами.
- 10.36.** Даны три вещества: вода, натрий и хлор. Напишите уравнения всех окислительно-восстановительных реакций, протекающих попарно между этими веществами.
- 10.37.** Напишите уравнения реакций:
- 1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{X} + \dots$
 - 2) $\text{X} + \text{CuO} \longrightarrow \dots$ (при нагревании).
- Определите неизвестное вещество X.
- 10.38.** Напишите уравнения реакций, протекающих в водной среде:
- 1) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{X} + \dots$
 - 2) $\text{X} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \dots$
- Определите неизвестное вещество X.
- 10.39.** Напишите уравнения реакций, протекающих в водной среде:
- 1) $\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \longrightarrow \text{X} + \dots$
 - 2) $\text{X} + \text{Fe} \longrightarrow \dots$
- Определите неизвестное вещество X.
- 10.40.** Напишите уравнения реакций, протекающих в водной среде:
- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{X} + \dots$
 - 2) $\text{X} + \text{H}_2 \longrightarrow \dots$
- Определите неизвестное вещество X.
- 10.41.** При сгорании натрия в атмосфере хлора образовалось 35,1 г хлорида натрия. Сколько литров хлора (н. у.) израсходовано?
- 10.42.** Для растворения меди израсходовано 70 г 63%-й азотной кислоты. Сколько литров оксида азота(IV) (н. у.) образовалось?
- 10.43.** Для полного восстановления раскалённого сульфата бария израсходовано 17,92 л водорода (н. у.). Сколько граммов сульфида бария образовалось?
- 10.44.** Оксид железа(III) массой 24,0 г восстановили углём до металла. Единственный газообразный продукт реакции — углекислый газ. Чему равен его объём в литрах (н. у.)?

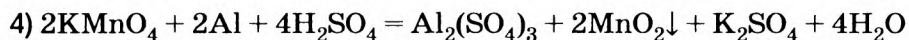
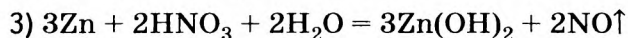
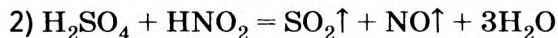
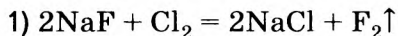
- 10.45.** Определите, в виде каких соединений существуют в сернокислom растворе следующие элементы: а) Mn^{+2} ; б) Cr^{+3} ; в) P^{+5} ; г) S^{-2} .
- 10.46.** Определите, в виде каких соединений существуют в растворе KOH (при избытке щёлочи) следующие элементы: а) Fe^{+2} ; б) Al^{+3} ; в) S^{+6} ; г) Cl^{-1} .
- 10.47.** Определите продукты реакций окисления сульфата железа(II) перманганатом калия в сернокислom и щелочной средах.
- 10.48.** Используя метод электронного баланса, найдите коэффициенты в уравнениях реакций:
- 1) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$
 - 2) $\text{FeBr}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_3 + \text{Br}_2$
 - 3) $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_3$
 - 5) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- 10.49.** При восстановлении KMnO_4 в сернокислom растворе образуются MnSO_4 , K_2SO_4 и вода. Допишите уравнения реакций:
- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 2) $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 3) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 4) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
- 10.50.** При восстановлении KMnO_4 в водном растворе образуются MnO_2 и KOH . Допишите уравнения реакций:
- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
 - 2) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
 - 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
- 10.51.** При восстановлении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в сернокислom растворе образуются $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2SO_4 и вода. Допишите уравнения реакций:
- 1) $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 2) $\text{HBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 3) $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 4) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$

- 10.52.** Напишите уравнения реакций, протекающих при действии концентрированной азотной кислоты на: а) медь; б) серебро; в) серу; г) фосфор. Продукт восстановления HNO_3 во всех случаях — NO_2 .
- 10.53.** Напишите уравнения реакций, протекающих при действии концентрированной серной кислоты на: а) медь; б) серу; в) бромоводород; г) оксид железа(II).
- 10.54.** Напишите уравнения реакций, протекающих при окислении алюминия: а) кислородом; б) хлором; в) соляной кислотой; г) концентрированной серной кислотой при нагревании; д) разбавленной азотной кислотой; е) гидроксидом натрия.
- 10.55.** Напишите уравнения реакций окисления железа: а) кислородом; б) хлором; в) соляной кислотой; г) концентрированной серной кислотой при нагревании; д) разбавленной азотной кислотой; е) сульфатом меди(II).
- 10.56.** Напишите уравнения реакций окисления углерода: а) кислородом; б) фтором; в) концентрированной серной кислотой при нагревании; г) оксидом железа(II).
- 10.57.** Напишите уравнения реакций:
- 1) $\text{FeS} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{X} + \dots$
 - 2) $\text{X} + \text{KOH} \longrightarrow \dots$
- Определите неизвестное вещество X.
- 10.58.** Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, соответствующие схемам:
- 1) $\text{N}_2 \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{N}_2$
 - 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Y} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{Z} \longrightarrow \text{CO}_2$
 - 4) $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{A} \longrightarrow \text{SO}_2$
 - 5) $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{D} \longrightarrow \text{HNO}_3$
- Определите неизвестные вещества.
- 10.59.** Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, соответствующие схемам:
- 1) $\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{AgF}$
 - 2) $\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Y} \longrightarrow \text{HNO}_3$



Определите неизвестные вещества.

10.60. Найдите и исправьте ошибки в приведённых уравнениях:



10.61. Какой объём 67%-й азотной кислоты (плотность раствора 1,4 г/мл) необходим для полного растворения 20,7 г свинца? Сколько литров оксида азота(IV) при этом выделится (н. у.)?

10.62. При растворении железа в горячей концентрированной азотной кислоте выделилось 13,44 л бурого газа (в пересчёте на н. у.). Сколько граммов железа прореагировало?

10.63. Рассчитайте массу дихромата калия, необходимого для окисления 6,72 л оксида серы(IV) (н. у.) в присутствии серной кислоты.

10.64. При восстановлении перманганата калия сульфитом калия в водном растворе образовалось 5,22 г оксида марганца(IV). Вычислите массы веществ, вступивших в реакцию.

10.65. Сколько граммов осадка выпадет при действии избытка хлорида бария на раствор, полученный при пропускании 6,72 л оксида серы(IV) через бромную воду при нормальных условиях?

10.66. Раскалённый сульфат бария массой 34,95 г выдерживали в токе водорода до прекращения потери массы. На сколько граммов уменьшилась масса твёрдого вещества?

10.67. При длительном прокаливании нитрата алюминия получен твёрдый остаток массой 25,5 г. Сколько литров оксида азота(IV) образовалось (в пересчёте на н. у.)?

10.68. При полном разложении нитрата меди образовалась смесь газов объёмом 11,2 л (н. у.). Чему равна масса твёрдого остатка (в граммах)?

■ Основные определения

Электролиз — несамопроизвольная окислительно-восстановительная реакция, происходящая под действием электрического тока.

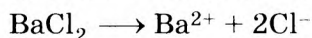
Катод — электрод, на котором происходит восстановление. При электролизе заряжен отрицательно, в источниках тока — положительно.

Анод — электрод, на котором происходит окисление. При электролизе заряжен положительно, в источниках тока — отрицательно.

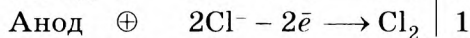
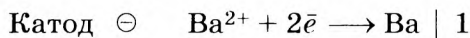
Примеры решения задач

■ **Пример 10-10.** Составьте уравнения электролиза хлорида бария: а) в расплаве; б) в водном растворе.

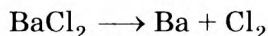
Решение. а) В расплаве хлорид бария диссоциирует:



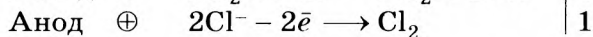
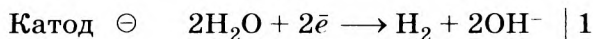
На катоде будет реагировать катион Ba^{2+} , а на аноде — анион Cl^- . Уравнения электродных процессов:



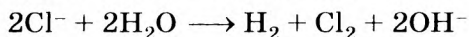
Суммарное уравнение электролиза расплава хлорида бария:



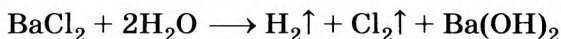
б) В водном растворе, кроме ионов Ba^{2+} и Cl^- , присутствует вода. Барий — активный металл, он находится в ряду напряжений левее алюминия, поэтому на катоде восстанавливается вода и выделяется водород. Хлорид-ион не содержит атомов кислорода, поэтому на аноде, как и в расплаве соли, окисляется хлорид-ион и выделяется хлор.



При сложении уравнений полуреакций получаем сокращённое ионное уравнение электролиза:



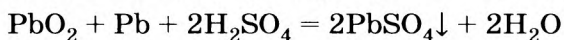
Если добавить в левую и правую часть по одному иону Ba^{2+} , которые в самом электролизе не участвуют, получим молекулярное уравнение электролиза раствора хлорида бария:



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

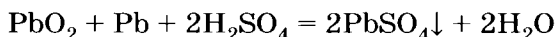
- 10.69.** Какой элемент является окислителем, а какой — восстановителем при электролизе: а) раствора NaCl ; б) расплава NaCl ?
- 10.70.** Составьте уравнения электролиза хлорида калия: а) в расплаве; б) в водном растворе.
- 10.71.** Приведите по одному примеру солей, для которых электролиз раствора и расплава даёт: а) одинаковые продукты; б) разные продукты.
- 10.72.** Составьте уравнения электролиза гидроксида калия: а) в расплаве; б) в водном растворе.
- 10.73.** Составьте уравнение электролиза расплава оксида алюминия.
- 10.74.** Составьте уравнения электролиза водных растворов следующих веществ: CuCl_2 ; CaCl_2 ; H_2SO_4 ; AgNO_3 ; KNO_3 .
- 10.75.** При электролизе водного раствора азотной кислоты образовалось 15 л кислорода. Сколько литров водорода получено при этом? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 10.76.** Сколько граммов хлорида натрия требуется для получения 6,72 л газообразного хлора (н. у.) методом электролиза?
- 10.77.** При электролизе раствора хлорида натрия на катоде выделилось 3,2 г водорода. Какой газ выделился на аноде и чему равен его объём (н. у.)? Чему равна масса щёлочи в полученном растворе?
- 10.78.** При разряде свинцового аккумулятора протекает реакция:



Укажите окислитель и восстановитель в этой реакции.

- 10.79.** Какое вещество образуется на катоде при электролизе раствора хлорида магния?
- 10.80.** Может ли водород выделяться на аноде при электролизе? Приведите пример.
- 10.81.** При электролизе расплава оксида алюминия на угольном аноде выделяется углекислый газ. Объясните это явление и составьте уравнения реакций.
- 10.82.** Сколько молей электронов требуется для полного разложения одного моля воды посредством электролиза?
- 10.83.** При электролизе водного раствора нитрата натрия при 20 °С на катоде выделилось 2 л газа. Сколько литров газа выделилось за это же время на аноде?
- 10.84.** Сколько килограммов алюминия можно получить при помощи электролиза расплава оксида алюминия за время, в течение которого масса угольного анода уменьшится на 3 кг?

- 10.85.** При разряде свинцового аккумулятора протекает реакция:



Составьте уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде.

- 10.86.** Как при электролизе раствора гидроксида натрия изменяется:
а) масса гидроксида натрия; б) масса раствора гидроксида натрия;
в) массовая доля гидроксида натрия? Объясните и приведите уравнения электродных процессов.
- 10.87.** Электролизу подвергли раствор, содержащий нитраты меди, серебра и азотную кислоту. Какие вещества и в каком порядке будут выделяться на катоде при электролизе? Что образуется на аноде? Составьте уравнения всех полуреакций.
- 10.88.** В водородно-кислородном топливном элементе электролитом является полимер, проводящий ионы водорода. Топливом служит водород, окислителем — кислород. Составьте уравнения процессов на электродах и уравнение суммарной реакции.

- 10.89.** Изменяются ли процессы на электродах и суммарное уравнение реакции, если в водородно-кислородном топливном элементе заменить кислотный электролит на щелочной?
- 10.90.** В высокотемпературных керамических топливных элементах с твёрдыми оксидными электролитами с ионной проводимостью природный газ окисляется кислородом с высокой степенью превращения (75%). Суммарная реакция: $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Составьте уравнения электродных процессов, учитывая, что проводником электричества служат ионы O^{2-} .
- 10.91.** При электролизе водного раствора соли на катоде и аноде выделился один и тот же газ. Что это за соль? Составьте уравнение электролиза.

11.1. Тепловые эффекты химических реакций

■ Основные определения и формулы

Теплота реакции — количество теплоты, выделенное или поглощённое химической системой при протекании в ней химической реакции.

Теплота прямо пропорциональна количеству вещества, вступившего в реакцию:

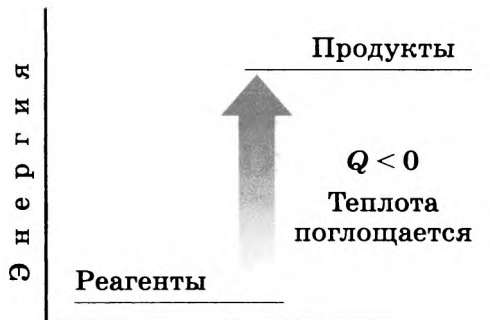
$$Q = \nu \cdot Q_m,$$

где Q_m — теплота, относящаяся к молю вещества.

Экзотермическая реакция — реакция, в которой теплота выделяется в окружающую среду. Для экзотермических реакций $Q > 0$, общая энергия продуктов меньше общей энергии реагентов.



Эндотермическая реакция — реакция, в которой теплота поглощается из окружающей среды. Для эндотермических реакций $Q < 0$, общая энергия продуктов больше общей энергии реагентов.

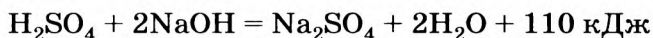


Термохимическое уравнение — уравнение реакции, в котором приведена её теплота. При расчёте теплоты предполагается, что количество каждого вещества (в молях) равно коэффициенту в уравнении.

Закон Гесса: теплота реакции не зависит от её пути.

Примеры решения задач

- **Пример 11-1.** Дано термохимическое уравнение реакции, протекающей в водном растворе:



В результате реакции выделилось 66 кДж теплоты. Сколько граммов гидроксида натрия вступило в реакцию?

Решение. Теплота прямо пропорциональна количеству вещества, поэтому на основе термохимического уравнения составим пропорцию:

2 моль NaOH (80 г) — выделилось 110 кДж,

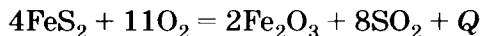
x г NaOH — выделилось 66 кДж.

$$x = 80 \cdot 66 / 110 = 48 \text{ г.}$$

О т в е т. 48 г.

- **Пример 11-2.** При полном сгорании образца дисульфида железа(II) выделилось 249,6 кДж теплоты. Рассчитайте массу образовавшегося при этом оксида железа(III), если теплота сгорания дисульфида железа(II) равна 832 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение реакции сгорания.

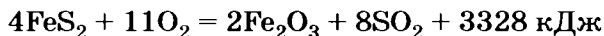
Решение. Начнём с термохимического уравнения. Сгорание дисульфида железа(II) описывается уравнением



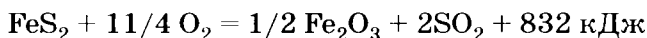
В этом уравнении коэффициент перед FeS_2 равен 4, поэтому теплота Q должна соответствовать 4 моль FeS_2 :

$$Q = 4 \text{ моль} \cdot 832 \text{ кДж/моль} = 3328 \text{ кДж}$$

Термохимическое уравнение имеет вид



Это же уравнение можно записать и в расчёте на 1 моль FeS_2 , но тогда все коэффициенты в уравнении и теплоту надо поделить на 4:



Это тоже правильное термохимическое уравнение.

Для решения первой части задачи уравнение не требуется, достаточно составить пропорцию, используя любое из двух термохимических уравнений. Согласно первому из них:

при образовании 2 моль Fe_2O_3 (320 г) выделилось 3328 кДж,

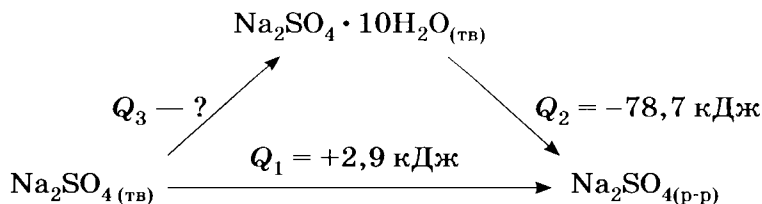
при образовании x г Fe_2O_3 выделилось 249,6 кДж.

$$x = 320 \cdot 249,6 / 3328 = 24 \text{ г}.$$

Ответ. 24 г Fe_2O_3 .

■ **Пример 11-3.** При растворении в воде 1 моль Na_2SO_4 выделяется 2,9 кДж теплоты, а при растворении 1 моль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ поглощается 78,7 кДж теплоты. Определите теплоту образования кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ из безводной соли.

Решение. Запишем схему всех трёх превращений в виде цикла (такие циклы называют термохимическими):



Из схемы и из закона Гесса следует: $Q_1 = Q_2 + Q_3$, откуда $Q_3 = 2,9 - (-78,7) = 81,6 \text{ кДж (кДж/моль)}$. Образование кристаллогидрата из безводной соли всегда происходит с выделением теплоты.

О т в е т. 81,6 кДж/моль.

- **Пример 11-4.** При сгорании 11,5 г смеси C_5H_{12} и гексана C_6H_{14} выделилось 564 кДж теплоты. Найдите массы углеводородов в смеси, если теплоты сгорания пентана и гексана равны 3540 кДж/моль и 4200 кДж/моль соответственно.

Решение. Пусть в смеси было x моль C_5H_{12} и y моль C_6H_{14} . Составим систему уравнений, выразив через x и y массу смеси и теплоту её сгорания (теплоты сгорания отдельных углеводородов суммируются):

$$72x + 86y = 11,5,$$

$$3540x + 4200y = 564.$$

$$x = 0,1, y = 0,05.$$

Массы углеводородов в смеси:

$$m(C_5H_{12}) = 0,1 \cdot 72 = 7,2 \text{ г},$$

$$m(C_6H_{14}) = 11,5 - 7,2 = 4,3 \text{ г}.$$

О т в е т. 7,2 г C_5H_{12} , 4,3 г C_6H_{14} .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

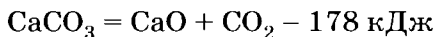
Уровень 1

- 11.1.** Приведите по два примера экзотермических и эндотермических реакций.
- 11.2.** Какие из приведённых реакций являются экзотермическими, а какие — эндотермическими?
- 1) $CH_4(г) = C(тв) + 2H_2(г) - 75 \text{ кДж}$
 - 2) $2CO(г) + O_2(г) = 2CO_2(г) + 567 \text{ кДж}$
 - 3) $(NH_4)_2Cr_2O_7(тв) = N_2(г) + Cr_2O_3(тв) + 4H_2O(ж) + 477 \text{ кДж}$
 - 4) $CaCO_3(тв) = CaO(тв) + CO_2(г) - 179 \text{ кДж}$
 - 5) $2H_2O_2(ж) = 2H_2O(ж) + O_2(г) + 196 \text{ кДж}$
 - 6) $N_2(г) + O_2(г) = 2NO(г) - 180 \text{ кДж}$
- 11.3.** При сгорании одного моля водорода в кислороде с образованием паров воды выделяется 242 кДж теплоты. Сколько теплоты поглощается при разложении одного моля газообразной воды на водород и кислород?

11.4. Теплота сгорания водорода с образованием жидкой воды равна 286 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

11.5. Сколько теплоты выделится при сгорании 12,8 г серы в кислороде, если теплота реакции $S + O_2 = SO_2$ равна 297 кДж?

11.6. Дано термохимическое уравнение:



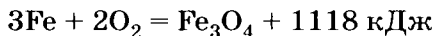
Сколько потребуется теплоты для полного разложения 800 г карбоната кальция?

11.7. Дано термохимическое уравнение реакции:



Сколько граммов железа и серы вступило в реакцию, если в результате неё выделилось 28,5 кДж теплоты?

11.8. Дано термохимическое уравнение реакции:



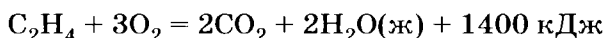
Сколько теплоты выделится в результате реакции между 7 г железа и 2 л кислорода (н. у.)?

11.9. Дано термохимическое уравнение:



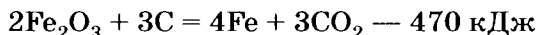
В реакции выделилось 28 кДж теплоты. Чему равна масса образовавшегося гидрида натрия?

11.10. Дано термохимическое уравнение:



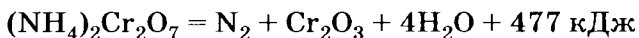
Сколько литров этилена (н. у.) надо сжечь, чтобы получить 500 кДж теплоты?

11.11. Дано термохимическое уравнение:



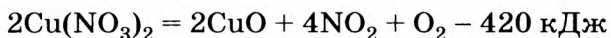
В результате реакции поглотилось 705 кДж. Сколько граммов оксида железа(III) вступило в реакцию?

11.12. При полном разложении образца дихромата аммония выделилось 159 кДж теплоты. Рассчитайте массу образовавшегося при этом оксида хрома(III). Термохимическое уравнение реакции имеет вид



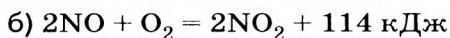
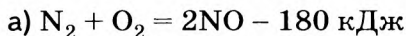
- 11.13.** Рассчитайте, какое количество энергии мы поглощаем, съедая 100 г белого хлеба (в нём содержится 50 г углеводов, 8 г белков, 2 г жиров и около 40 г воды). Энергетический запас (калорийность) углеводов, белков и жиров составляет соответственно 3,8; 4,1 и 9,1 ккал/г.
- 11.14.** Теплота сгорания углерода равна 393,5 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при сгорании 100 г углерода? Сколько литров углекислого газа образовалось, если при сгорании углерода выделилось 78,7 кДж теплоты?
- 11.15.** При разложении 17 г нитрата серебра поглотилось 15,8 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 11.16.** При образовании 40 г $\text{SO}_3(\text{ж.})$ из сернистого газа и кислорода выделилось 85,5 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 11.17.** При полном сгорании некоторого количества сульфида меди(II) выделилось 212 кДж теплоты. Рассчитайте объём (н. у.) образовавшегося при этом оксида серы(IV), если теплота сгорания сульфида меди(II) равна 530 кДж/моль.

- 11.18.** Дано термохимическое уравнение:



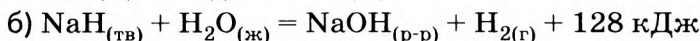
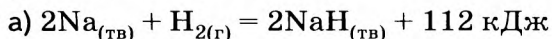
В результате реакции поглотилось 63 кДж теплоты. Сколько граммов оксида меди образовалось?

- 11.19.** Даны теплоты реакций:



Рассчитайте теплоту реакции $\text{N}_2 + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2$.

- 11.20.** Даны теплоты реакций:



Рассчитайте теплоту реакции $2\text{Na}_{(\text{тв})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})} + \text{H}_{2(\text{г})}$.

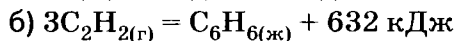
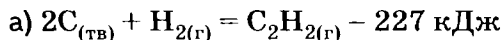
- 11.21.** Теплота сгорания метана равна 800 кДж/моль, а теплота сгорания этана — 1500 кДж/моль. Сколько выделится теплоты при сгорании 1000 л (н. у.) природного газа, содержащего 90 об.% метана и 10 об.% этана?

11.22. Д. И. Менделеев в учебнике «Основы химии» писал: «...реакции между цинком и слабой (много воды содержащую) серной кислотой развивают на 65 вес. ч. цинка около 38 тыс. кал. тепла, а для 56 вес. ч. железа... отделяется около 25 тыс. кал. тепла (образуется FeSO_4)». Составьте термохимические уравнения описанных реакций (1 кал \approx 4,2 Дж) и определите, сколько теплоты выделится при полном растворении 13 г цинка в растворе FeSO_4 .

Уровень 2

- 11.23.** Как вы думаете, все ли реакции разложения эндотермические? Все ли реакции соединения экзотермические? Приведите примеры.
- 11.24.** Рассчитайте теплоту превращения графита в алмаз, если известно, что теплоты сгорания графита и алмаза равны 393,5 и 395,4 кДж/моль соответственно.
- 11.25.** При образовании двух молекул оксида азота(II) из азота и кислорода поглощается $3,0 \cdot 10^{-19}$ Дж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.
- 11.26.** Теплоты сгорания метана CH_4 и ацетилена C_2H_2 равны 802 кДж/моль и 1256 кДж/моль соответственно. Какой из двух газов даст больше теплоты при сгорании: а) 1 кг каждого углеводорода; б) 1 м³ каждого углеводорода?
- 11.27.** Теплота сгорания углерода равна 393,5 кДж/моль, а теплота разложения карбоната кальция составляет -178 кДж/моль. Сколько граммов углерода необходимо сжечь, чтобы выделившейся теплоты хватило для полного разложения 1 кг карбоната кальция?
- 11.28.** При растворении в воде 1 моль CuSO_4 выделяется 66,5 кДж теплоты, а при растворении 1 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ поглощается 11,93 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ из безводной соли.
- 11.29.** Теплота образования жидкой воды из водорода и кислорода равна 286 кДж/моль, а теплота образования паров воды из этих же веществ равна 242 кДж/моль. Рассчитайте теплоту испарения воды.

11.30. Даны теплоты реакций:



Рассчитайте теплоту реакции $6\text{C}_{(\text{тв})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$.

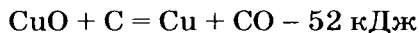
11.31. При сгорании 17,92 л (н. у.) смеси пропена C_3H_6 и пропана C_3H_8 выделилось 1680,2 кДж теплоты. Определите состав смеси в объёмных процентах. Найдите объём затраченного кислорода. Теплоты сгорания пропена и пропана равны 2060 и 2221 кДж/моль соответственно.

11.32. Рассчитайте объёмные доли газов в смеси метана и ацетилена, если при сгорании 44,8 л смеси (н. у.) выделилось 1876,4 кДж теплоты. Определите относительную плотность этой смеси по водороду. Теплоты сгорания метана и ацетилена равны 802 и 1256 кДж/моль соответственно.

11.33. Предложите свой пример применения закона Гесса. Для этого составьте реакцию, которую можно провести в одну или в две стадии, и напишите соотношение между теплотами этих реакций.

11.34. В какой реакции выделяется больше теплоты: при сгорании молекулярного водорода (H_2) или при сгорании атомарного водорода (H) такой же массы? *Подсказка.* Учтите, что разложение молекулы на атомы требует затраты энергии.

11.35. Для получения меди используется реакция восстановления оксида меди(II) углеродом. Термохимическое уравнение этой реакции:



Теплота, необходимая для этой реакции, обеспечивается горением углерода в атмосфере кислорода. Сколько граммов углерода надо сжечь для получения 256 г меди, если теплота сгорания углерода равна 393,5 кДж/моль?

11.36. Для зимнего отопления квартиры площадью 50 м² требуется один миллиард калорий в месяц (1 кал = 4,184 Дж). Эта теплота производится путём сжигания природного газа или угля. Считая, что природный газ — это чистый метан, а уголь — чистый углерод, рассчитайте, сколько кубометров углекислого газа (в пересчёте на н. у.) ежемесячно выделяется в атмосферу при отоплении одной квартиры газом или углём. Теплоты сгорания метана и углерода равны 802 и 393,5 кДж/моль соответственно.

■ Основные определения

Обратимая реакция — реакция, которая может в одних и тех же условиях протекать как в прямом, так и в обратном направлении.

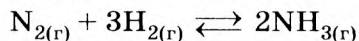
Химическое равновесие — состояние системы, в которой протекают обратимые химические реакции, но количества всех веществ не зависят от времени.

Принцип Ле Шателье — если на равновесную систему оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится так, чтобы уменьшить эффект внешнего воздействия.

Примеры решения задач

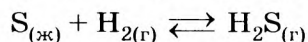
■ **Пример 11-5.** Приведите примеры обратимых реакций, в которых реагенты представляют собой: а) два газообразных вещества; б) жидкое и газообразное вещества; в) твёрдое и газообразное вещества; г) одно твёрдое вещество. Какие условия способствуют протеканию прямой реакции в каждом случае?

а) Самая известная обратимая реакция между газами — взаимодействие водорода с азотом:



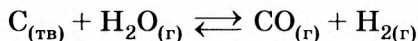
Эта реакция протекает с уменьшением числа молекул в газовой фазе, поэтому ей способствует высокое давление (300—400 атм). Для того чтобы реакция протекала с заметной скоростью, смесь нагревают до 500 °С и добавляют катализатор.

б) При температуре 150—200 °С жидкая сера реагирует с водородом, превращаясь в сероводород:



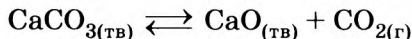
При более высоких температурах в значительной степени протекает обратная реакция — разложение сероводорода. Давление не оказывает влияния на положение равновесия, так как в прямой и обратной реакциях число молекул в газовой фазе не изменяется.

в) Углерод при сильном нагревании обратимо реагирует с водяным паром, образуя оксид углерода(II) и водород:



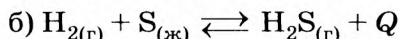
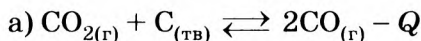
Эта реакция идёт с поглощением тепла и увеличением числа молекул газа, поэтому ей благоприятствуют высокая температура (около 1000 °C) и пониженное давление.

г) Карбонат кальция при нагревании разлагается с выделением углекислого газа:



Эта реакция идёт с поглощением тепла и увеличением числа молекул в газовой фазе, поэтому ей способствуют высокая температура (1200 °C) и пониженное давление.

■ **Пример 11-6.** Как влияет увеличение температуры и давления на выход продуктов в приведённых реакциях?



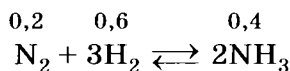
Р е ш е н и е. а) Прямая реакция идёт с поглощением тепла, поэтому нагревание способствует прямой реакции, и равновесие смещается в сторону продукта, т. е. выход CO увеличивается. В ходе прямой реакции увеличивается число молекул в газовой фазе ($1\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO}$; твёрдый углерод не влияет на давление и поэтому не считается), следовательно, увеличение давления способствует обратной реакции, равновесие смещается в сторону исходных веществ и выход CO уменьшается.

б) Прямая реакция идёт с выделением тепла, поэтому нагревание способствует обратной реакции, равновесие смещается в сторону исходных веществ и выход H_2S уменьшается. Прямая и обратная реакции идут без изменения числа молекул в газовой фазе ($1\text{H}_2 \rightarrow 1\text{H}_2\text{S}$; жидкая сера не влияет на давление и поэтому не считается), следовательно, давление не влияет на положение равновесия и при увеличении давления выход H_2S не изменится.

■ **Пример 11-7.** Равновесие в реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ устанавливается при следующих концентрациях веществ: $[\text{N}_2] = 0,01$ моль/л, $[\text{H}_2] = 2,0$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,4$ моль/л. Вычислите исходные концентрации азота и водорода.

Решение. Исходные концентрации водорода и азота можно найти, сравнив равновесные концентрации с теми концентрациями, которые участвовали в реакции.

В реакции



образовалось 0,4 моль/л NH_3 , а азота в реакцию вступило в 2 раза меньше, чем аммиака, т. е. 0,2 моль/л. Азота израсходовано 0,2 моль/л, после чего осталось 0,01 моль/л, следовательно, исходная концентрация азота была равна: $[\text{N}_2]_0 = 0,01 + 0,2 = 0,21$ моль/л.

Водорода в реакцию вступило в 3 раза больше, чем азота, т. е. $0,2 \cdot 3 = 0,6$ моль/л, а после реакции осталось 2,0 моль/л, следовательно, исходная концентрация водорода была равна: $[\text{H}_2]_0 = 2,0 + 0,6 = 2,6$ моль/л.

О т в е т. Исходные концентрации: 0,21 моль/л N_2 , 2,6 моль/л H_2 .

■ **Пример 11-8.** Обратимая реакция описывается уравнением: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$. Смешали по одному молю всех веществ. После установления равновесия в смеси обнаружено 1,8 моль вещества С. Найдите равновесные количества остальных веществ.

Решение. В ходе реакции образовалось $1,8 - 1 = 0,8$ моль вещества С, следовательно, в реакцию вступило по 0,8 моль А и В и образовалось 0,8 моль D. Количества веществ в смеси после установления равновесия равны: $\nu(\text{A}) = 1 - 0,8 = 0,2$ моль, $\nu(\text{B}) = 1 - 0,8 = 0,2$ моль, $\nu(\text{C}) = 1,8$ моль, $\nu(\text{D}) = 1 + 0,8 = 1,8$ моль.

Связь между исходными количествами (концентрациями) веществ и их равновесными количествами (концентрациями) задаётся уравнением реакции. Исходные вещества расходуются в процессе реакции, поэтому при расчёте равновесного состава их количества, вступившие в реакцию, вычита-

ются из исходных количеств. Напротив, продукты реакции образуются, поэтому их количества, вступившие в реакцию, добавляются к исходным количествам. Эту связь удобно представить в виде таблицы.

**Связь исходного и равновесного состава смеси (в молях)
с расчётом по уравнению реакции**

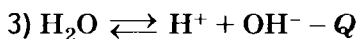
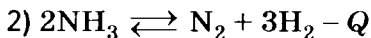
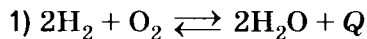
Вещество	Исходный состав	Уравнение реакции	Равновесный состав
A	1	0,8	$1 - 0,8 = 0,2$
B	1	0,8	$1 - 0,8 = 0,2$
C	1	$1,8 - 1 = 0,8$	1,8
D	1	0,8	$1 + 0,8 = 1,8$

О т в е т. 1,8 моль D, по 0,2 моль A и B.

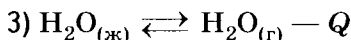
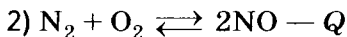
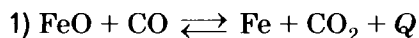
Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

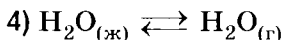
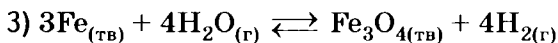
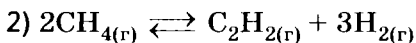
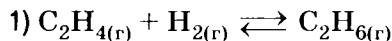
- 11.37.** Приведите по одному примеру обратимых реакций с участием:
а) водорода; б) кислорода; в) воды; г) галогена; д) углеводорода;
е) иона водорода; ж) фторид-иона.
- 11.38.** Приведите по одному примеру обратимых реакций: а) разложения;
б) соединения; в) замещения. Какие условия способствуют протеканию прямой реакции в каждом случае?
- 11.39.** Приведите пример обратимой газовой реакции, в которой давление не влияет на положение равновесия.
- 11.40.** Как влияет увеличение объёма при постоянной температуре на положение равновесия: $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$?
- 11.41.** Выход продукта в реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{г})}$ при нагревании увеличивается. С поглощением или выделением теплоты идёт эта реакция?
- 11.42.** Как влияет увеличение температуры на положение равновесия и выход продуктов в приведённых ниже реакциях?



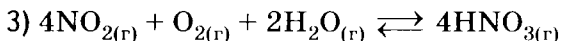
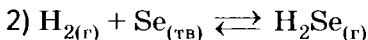
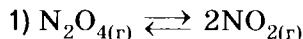
11.43. Как влияет охлаждение на положение равновесия и выход продуктов в приведённых реакциях?



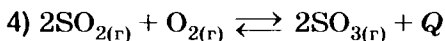
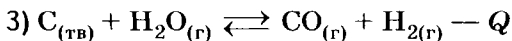
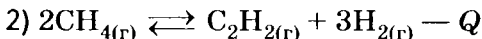
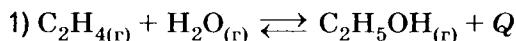
11.44. Как влияет увеличение давления на положение равновесия и выход продуктов в приведённых реакциях?



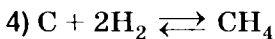
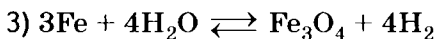
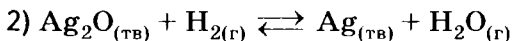
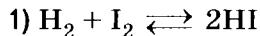
11.45. Как влияет уменьшение давления на положение равновесия и выход продуктов в приведённых реакциях?



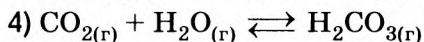
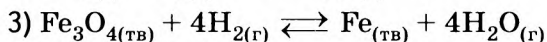
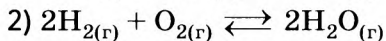
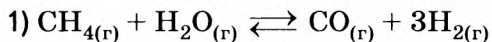
11.46. Какие факторы способствуют увеличению выхода приведённых промышленно важных реакций?



11.47. В каких из перечисленных реакций добавление водорода приведёт к увеличению количества вещества продукта реакции?



11.48. В каких из перечисленных реакций добавление воды приведёт к смещению равновесия в сторону реагентов?



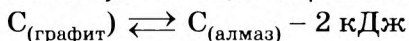
Уровень 2

11.49. Может ли добавление катализатора изменить равновесные концентрации веществ? Объясните.

11.50. Может ли добавление катализатора изменить время, за которое устанавливается равновесие? Объясните.

11.51. Если оксид железа Fe_3O_4 нагреть в атмосфере водорода в замкнутом реакторе, то реакция восстановления до железа идёт не до конца. Если же нагревать Fe_3O_4 в токе водорода, то восстановление будет полным. Объясните это явление.

11.52. Какие факторы способствуют смещению равновесия



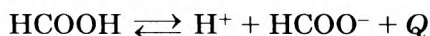
вправо, в сторону алмаза? Молярные объёмы графита и алмаза равны соответственно 5,3 и 3,4 см³/моль.

11.53. В растворе иодноватой кислоты HIO_3 с исходной концентрацией 0,5 моль/л 44% молекул диссоциировало на ионы: $\text{HIO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{IO}_3^-$. Рассчитайте равновесные концентрации частиц в растворе.

11.54. Смесь 1 моль азота и 4 моль водорода ввели в реактор для синтеза аммиака. После установления равновесия выход аммиака составил 40%. Найдите состав равновесной смеси (в молях и объёмных долях).

11.55. Смешали по три моля веществ А, В и С. После установления равновесия $2\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{C}$ в системе находилось 4 моль вещества С. Найдите равновесные количества остальных веществ.

11.56. Муравьиная кислота слабая, её электролитическая диссоциация в водном растворе представляет собой обратимый экзотермический процесс:



Используя принцип Ле Шателье, определите, в какую сторону сместится это равновесие и как изменится степень диссоциации при: а) добавлении соляной кислоты, т. е. увеличении концентрации ионов H^+ ; б) добавлении соли муравьиной кислоты, т. е. увеличении концентрации ионов $HCOO^-$; в) нагревании раствора; г) разбавлении раствора, т. е. одновременном уменьшении концентрации всех частиц.

11.3. Скорость химических реакций

■ Основные формулы и определения

Скорость реакции, протекающей при постоянном объёме:

$$r = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}$$
, где c_1 и c_2 — молярные концентрации продукта в моменты времени t_1 и t_2 .

Катализатор — вещество, ускоряющее реакцию, но не расходуемое в ней.

Ингибитор — вещество, замедляющее реакцию.

Закон действующих масс (для элементарных реакций): скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций исходных веществ.

Порядок реакции (для элементарных реакций): число частиц в левой части уравнения реакции. Может принимать значение 1, 2 или 3.

Правило Вант-Гоффа: при нагревании на $10^\circ C$ скорость большинства химических реакций, протекающих в растворе, увеличивается в 2–4 раза.

$$\frac{r_2}{r_1} = \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

Примеры решения задач

■ **Пример 11-9.** При прочих равных условиях цинк быстрее всего растворяется в:

- 1) 1%-й серной кислоте;
- 2) 10%-й серной кислоте;
- 3) 1%-й сероводородной кислоте;
- 4) 10%-й уксусной кислоте.

Решение. Реакция цинка с кислотами характеризуется ионным уравнением: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. Скорость реакции тем выше, чем больше концентрация ионов H^+ . Слабые кислоты — H_2S и CH_3COOH — плохо диссоциируют на ионы, в их растворах концентрация H^+ мала. Серная кислота — сильная, диссоциирует практически полностью, поэтому концентрация ионов H^+ пропорциональна содержанию кислоты: чем выше массовая доля H_2SO_4 , тем больше ионов H^+ в растворе и тем выше скорость реакции. Быстрее всего цинк растворяется в 10% -й серной кислоте.

О т в е т. 2).

■ **Пример 11-10.** При гидролизе сахарозы в одном литре водного раствора за 10 мин образовалось 18 г глюкозы. Определите среднюю скорость гидролиза сахарозы.

Решение. Изменение количества вещества продукта: $\Delta v = v(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 18 / 180 = 0,1$ моль. Реакция протекает в объёме $V = 1$ л, поэтому изменение концентрации: $\Delta c = \Delta v / V = 0,1$ моль/л. По определению, средняя скорость реакции за время Δt :

$$r = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{0,1}{10} = 0,01 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{мин}).$$

О т в е т. 0,01 моль/(л · мин).

■ **Пример 11-11.** Как зависит скорость элементарных реакций в газовой фазе: а) $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow 2\text{NO}_2$; б) $\text{H} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{HCl} + \text{Cl}$; в) $2\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2$ — от концентраций реагирующих веществ? Какой общий порядок имеют эти реакции?

Решение. Применим закон действующих масс для элементарных реакций.

а) В реакции разложения бромэтана в газовой фазе только один реагент, поэтому скорость реакции пропорциональна концентрации этого реагента (коэффициент пропорциональности называют константой скорости):

$$r = k \cdot c(\text{N}_2\text{O}_4)$$

В правой части этого выражения — только одна концентрация, причём в первой степени, поэтому реакция имеет первый порядок.

б) Реакция между атомом водорода и молекулой хлора — одна из стадий сложной реакции взаимодействия между H_2 и Cl_2 . В элементарной реакции участвуют две частицы, поэтому скорость реакции пропорциональна произведению концентраций этих частиц:

$$r = k \cdot c(\text{H}) \cdot c(\text{Cl}_2)$$

В правой части этого выражения — произведение двух концентраций, поэтому общий порядок реакции равен 2.

в) В этой элементарной реакции участвуют три частицы — две молекулы NO и одна молекула O_2 , поэтому скорость реакции пропорциональна произведению концентраций этих частиц:

$$r = k \cdot c(\text{NO}) \cdot c(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2) = k \cdot c(\text{NO})^2 \cdot c(\text{O}_2)$$

В правой части этого выражения — одна концентрация во второй степени и одна концентрация в первой степени, поэтому суммарный порядок реакции: $2 + 1 = 3$.

О т в е т. а) Первый порядок; б) второй порядок; в) третий порядок.

■ **Пример 11-12.** Реакция между водородом и иодом в газовой фазе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \longrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ имеет второй порядок. Как изменится скорость образования иодоводорода, если: а) давление в системе увеличить в 3 раза; б) концентрацию иодоводорода увеличить в 3 раза?

Р е ш е н и е. По условию, скорость данной реакции пропорциональна произведению молярных концентраций водорода и иода:

$$r = k \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$$

а) Изменять концентрации реагирующих веществ можно за счёт давления в сосуде. Из уравнения Клапейрона-Менделеева следует, что молярная концентрация каждого газа прямо пропорциональна давлению:

$$PV = \nu RT \Rightarrow c = \frac{\nu}{V} = \frac{P}{RT}.$$

При увеличении давления в 3 раза концентрация каждого газа — и водорода, и иода — возрастёт в 3 раза, а скорость реакции определяется их произведением, поэтому она возрастёт в 9 раз:

$$r_1 = k \cdot c_1(\text{H}_2) \cdot c_1(\text{I}_2)$$

$$r_2 = k \cdot 3c_1(\text{H}_2) \cdot 3c_1(\text{I}_2) = 9r_1$$

б) Скорость реакции не зависит от концентрации продуктов, в данном случае иодоводорода (скорость определяется только концентрациями реагентов), поэтому она не изменится при увеличении концентрации иодоводорода в 3 раза.

О т в е т. а) Увеличится в 9 раз; б) не изменится.

■ **Пример 11-13.** Срок хранения автомобильных покрышек при температуре 20 °С равен 5 лет, а при температуре 10 °С — 10 лет. Сколько лет можно хранить покрышки при –10 °С?

Р е ш е н и е. Средняя скорость старения резины обратно пропорциональна сроку хранения. Следовательно, при охлаждении от 20 °С до 10 °С скорость старения уменьшится в $10 / 5 = 2$ раза. Это означает, что температурный коэффициент скорости $\gamma = 2$. При охлаждении ещё на 20 °С, от +10 до –10 °С, скорость реакции уменьшится в $\gamma^2 = 4$ раза:

$$\frac{r(10^\circ\text{C})}{r(-10^\circ\text{C})} = \gamma^{[10 - (-10)]/10} = \gamma^2 = 4.$$

В такое же число раз возрастёт срок хранения, который составит $10 \cdot 4 = 40$ лет.

О т в е т. 40 лет.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 11.57.** Назовите самую быструю и самую медленную из известных вам реакций.
- 11.58.** При прочих равных условиях аммиак быстрее всего сгорает: а) в чистом кислороде; б) на воздухе; в) в смеси гелия и кислорода в соотношении 4 : 1.

- 11.59.** Какие факторы влияют на скорость синтеза аммиака по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$? Как можно увеличить скорость этой реакции?
- 11.60.** Какие факторы влияют на скорость коррозии железа по уравнению $2\text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 + n\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$? Как можно уменьшить скорость этой реакции?
- 11.61.** Какие факторы влияют на скорость спиртового брожения глюкозы по уравнению $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$? Как можно увеличить скорость этой реакции?
- 11.62.** Каким образом можно увеличить скорость растворения алюминия в щёлочи? Предложите три способа.
- 11.63.** Почему скорость многих химических реакций в конце реакции меньше, чем в начале?
- 11.64.** Рассчитайте среднюю скорость окисления этилового спирта в человеческом организме, если известно, что 100 г вина, содержащего 11,5% спирта, полностью окисляется за 1,5 часа.
- 11.65.** Рассчитайте среднюю скорость химической реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$, если через 80 с после начала реакции молярная концентрация воды была равна 0,24 моль/л, а через 2 мин 7 с стала равна 0,28 моль/л.
- 11.66.** За месяц до начала занятий в школе лаборант приготовил водный раствор пероксида водорода с концентрацией 0,3 моль/л и оставил колбу с раствором на полке. Первого сентября учитель химии готовил демонстрационный опыт и обнаружил, что концентрация H_2O_2 в колбе уменьшилась вдвое. Рассчитайте среднюю скорость реакции разложения пероксида водорода.
- 11.67.** Пероксид водорода при нагревании разлагается с выделением кислорода: $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. При начальной концентрации $c(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,156$ моль/л половина вещества распалась за 2,5 часа. Рассчитайте среднюю скорость реакции разложения. Сколько литров кислорода (в пересчёте на н. у.) выделится из 1 л раствора H_2O_2 за это время?
- 11.68.** При каталитическом разложении перекиси водорода половина вещества распалась за 0,8 с при начальной концентрации $c(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,156$ моль/л. Рассчитайте среднюю скорость реакции разложения. Во сколько раз увеличилась скорость реакции за счёт катализатора (см. данные предыдущей задачи)?

- 11.69.** Скорость некоторой реакции увеличивается в 3 раза при повышении температуры на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 10 до $50\text{ }^{\circ}\text{C}$?
- 11.70.** Скорость некоторой реакции увеличивается в 2,8 раза при повышении температуры на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Во сколько раз уменьшится скорость реакции при охлаждении от 30 до $10\text{ }^{\circ}\text{C}$?

Уровень 2

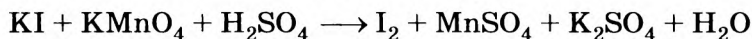
- 11.71.** Изменится ли скорость реакции горения аммиака, если в газовую смесь добавить инертный газ: а) при постоянном объёме; б) при постоянном общем давлении?
- 11.72.** Средняя скорость разложения оксида азота(V) при $67\text{ }^{\circ}\text{C}$ равна $0,25\text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{мин})$. Определите время полураспада N_2O_5 при начальной концентрации $1\text{ моль}/\text{л}$.
- 11.73.** Чему равен порядок элементарных реакций: а) $\text{CH}_3\text{Br} \rightarrow \text{CH}_3 + \text{Br}$; б) $\text{Cl} + \text{H}_2 = \text{HCl} + \text{H}$?
- 11.74.** Напишите выражение закона действующих масс для следующих элементарных реакций: а) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{NO}_2$; б) $2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$; в) $2\text{C}_2\text{F}_4 \rightarrow \text{C}_4\text{F}_8$; г) $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$.
Определите общий порядок этих реакций.
- 11.75.** Прямая и обратная реакции $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{r})}$ имеют второй порядок. Во сколько раз увеличатся скорости прямой и обратной реакций, если давление увеличить в 3 раза? Как это повлияет на положение равновесия?
- 11.76.** В реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ после установления равновесия концентрацию H_2 увеличили в 4 раза. Во сколько раз надо увеличить концентрацию HI , чтобы равновесие сохранилось?
- 11.77.** В реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ после установления равновесия концентрацию N_2 увеличили в 2 раза, а концентрация NO — в 3 раза. В каком направлении сместится равновесие реакции?
- 11.78.** Реакция разложения в газовой фазе имеет первый порядок. Как нужно изменить давление, чтобы скорость разложения уменьшилась в 5 раз?

- 11.79.** Реакция между водородом и иодом $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \longrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ имеет второй порядок. Как изменится скорость образования иодоводорода, если: а) концентрацию H_2 увеличить в 3 раза; б) концентрацию H_2 увеличить в 3 раза, а концентрацию I_2 — в 2 раза; в) давление в системе увеличить в 3 раза; г) концентрацию HI увеличить в 1,5 раза?
- 11.80.** Скорость реакции при 20 и 40 °С равна соответственно 0,02 и 0,125 моль/(л · мин). Рассчитайте скорость реакции при 10 °С.
- 11.81.** Срок хранения креветок при температуре –3 °С равен 72 часа, а при температуре –23 °С — один месяц. Сколько времени креветки можно хранить при температуре –13 °С?
- 11.82.** Для элементарной реакции разложения $\text{A}_{(\text{г})} \longrightarrow \text{B}_{(\text{г})} + \text{D}_{(\text{г})}$ температурный коэффициент скорости $\gamma = 2$. Давление в системе увеличили в 8 раз. На сколько градусов надо уменьшить температуру, чтобы скорость реакции не изменилась по сравнению с первоначальной?
- 11.83.** Для элементарной реакции синтеза $\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \longrightarrow \text{D}_{(\text{г})}$ температурный коэффициент скорости $\gamma = 2,7$. Температуру в системе увеличили на 20 °С. Во сколько раз надо уменьшить давление, чтобы скорость реакции не изменилась по сравнению с первоначальной?

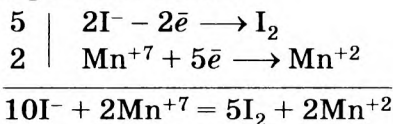
Примеры решения задач

- **Пример 12-1.** Рассчитайте массу иода, выделившегося при взаимодействии 83 г 10%-го раствора KI с избытком подкисленного раствора перманганата калия.

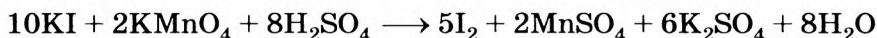
Решение. KI окисляется до I_2 , $KMnO_4$ в сернокислом растворе восстанавливается до $MnSO_4$:



Электронный баланс:



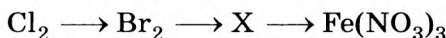
Уравнение реакции:



Количество иодида калия: $\nu(KI) = 83 \cdot 0,1 / 166 = 0,05$ моль. В уравнении реакции коэффициент при I_2 (5) в 2 раза меньше коэффициента при KI (10), поэтому количество образовавшегося иода также в 2 раза меньше количества иодида калия: $\nu(I_2) = \nu(KI) / 2 = 0,025$ моль. Масса иода: $m(I_2) = 0,025 \cdot 254 = 6,35$ г.

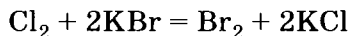
О т в е т. 6,35 г I_2 .

- **Пример 12-2.** Напишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:

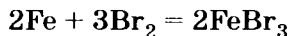


Определите неизвестное вещество X.

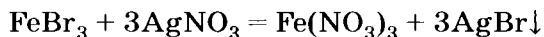
Решение. Хлор, как более активный галоген, вытесняет бром из бромидов:



Неизвестное вещество X должно содержать как бром, так и железо. Бром — довольно сильный окислитель, в частности, он реагирует с металлическим железом, окисляя его до трёхвалентного состояния:



Нитрат железа(III) можно получить из бромидов по обменной реакции с нитратом серебра:

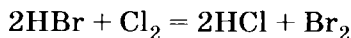


О т в е т. X — FeBr_3 .

■ **Пример 12-3.** Как отличить бромоводородную кислоту от плавиковой кислоты? Предложите два способа.

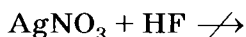
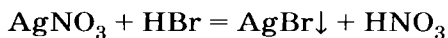
Р е ш е н и е. Плавиковая кислота — это раствор фтороводорода в воде. Бромоводород и фтороводород отличаются друг от друга как по окислительно-восстановительным, так и по кислотно-основным свойствам.

1) Бромоводород — довольно сильный восстановитель, он окисляется до свободного брома под действием хлора:



Признак реакции — окрашивание раствора в бледно-жёлтый цвет за счёт брома. Плавиковая кислота с хлором не реагирует.

2) Качественная реакция на галогенид-ионы — взаимодействие с раствором нитрата серебра:

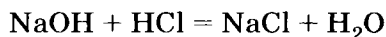
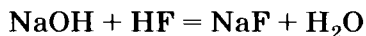


AgBr — желтоватый осадок, AgF растворим в воде, поэтому фтороводород с нитратом серебра не реагирует.

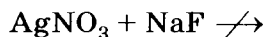
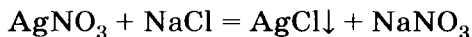
■ **Пример 12-4.** Для нейтрализации 200 г раствора, содержащего смесь фтороводорода и хлороводорода, требуется 200 г 5%-го раствора гидроксида натрия. При действии избытка нитрата серебра на полученный после нейтрализации раствор

выпадает осадок массой 21,5 г. Рассчитайте массовые доли галогеноводородов в исходном растворе.

Р е ш е н и е. Гидроксид натрия реагирует с галогеноводородами:



В полученном после нейтрализации растворе содержатся два галогенида натрия, только один из которых реагирует с нитратом серебра:



По количеству гидроксида натрия можно найти суммарное количество галогеноводородов, а по массе осадка найти количество одного из них — хлороводорода.

Рассчитаем количества веществ: $\nu(\text{NaOH}) = 200 \cdot 0,05 / 40 = 0,25$ моль, $\nu(\text{AgCl}) = 21,5 / 143,5 = 0,15$ моль. Согласно уравнениям реакций, количество хлороводорода равно количеству хлорида серебра: $\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{NaCl}) = \nu(\text{AgCl}) = 0,15$ моль. На нейтрализацию HCl потребовалось 0,15 моль NaOH, а всего его было 0,25 моль, следовательно, на нейтрализацию HF израсходовано $0,25 - 0,15 = 0,1$ моль NaOH. По уравнению реакции, $\nu(\text{HF}) = 0,1$.

Массы галогеноводородов: $m(\text{HF}) = 0,1 \cdot 20 = 2,0$ г, $m(\text{HCl}) = 0,15 \cdot 36,5 = 5,5$ г. Масса раствора: $m(\text{р-ра}) = 200$ г.

Массовые доли: $\omega(\text{HF}) = 2,0 / 200 = 0,01 = 1\%$; $\omega(\text{HCl}) = 5,5 / 200 = 0,028 = 2,8\%$.

О т в е т. 1% HF, 2,8% HCl.

■ **Пример 12-5.** Рассчитайте состав раствора (в массовых долях), полученного при пропускании 4,03 л хлора (н. у.) через 140 г горячего 16%-го раствора гидроксида калия.

Р е ш е н и е. В горячем растворе щёлочи хлор диспропорционирует на хлорид и хлорат:



Рассчитаем количества реагентов: $\nu(\text{Cl}_2) = 4,03 / 22,4 = 0,18$ моль; $\nu(\text{KOH}) = 140 \cdot 0,16 / 56 = 0,4$ моль — избыток. Расчёт ведём по хлору. В результате реакции образовалось $\nu(\text{KCl}) = \nu(\text{Cl})_2 / 3 \cdot 5 = 0,3$ моль, $\nu(\text{KClO}_3) = \nu(\text{Cl})_2 / 3 = 0,06$ моль, израсходовано: $\nu(\text{KOH}) = \nu(\text{Cl})_2 / 3 \cdot 6 = 0,36$ моль. В растворе осталось $0,4 - 0,36 = 0,04$ моль KOH.

Массы веществ в растворе: $m(\text{KCl}) = 0,3 \cdot 74,5 = 22,35$ г; $m(\text{KClO}_3) = 0,06 \cdot 122,5 = 7,35$ г; $m(\text{KOH}) = 0,04 \cdot 56 = 2,24$ г. Масса раствора складывается из массы исходного раствора KOH и массы поглощённого хлора: $m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра KOH}) + m(\text{Cl}_2) = 140 + 0,18 \cdot 71 = 152,8$ г.

Массовые доли веществ: $\omega(\text{KCl}) = 22,35 / 152,8 = 0,146 = 14,6\%$; $\omega(\text{KClO}_3) = 7,35 / 152,8 = 0,048 = 4,8\%$; $\omega(\text{KOH}) = 2,24 / 152,8 = 0,015 = 1,5\%$.

О т в е т. 14,6% KCl, 4,8% KClO₃, 1,5% KOH.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 12.1. Определите число протонов, нейтронов и электронов в атоме фтора ¹⁹F.
- 12.2. Природный бром состоит из двух изотопов: ⁷⁹Br и ⁸¹Br. Атомная масса брома равна 79,9 г/моль. Рассчитайте состав природного брома в атомных процентах.
- 12.3. Какая из солей в водном растворе создаёт щелочную среду: NaF, NaCl, NaBr, NaI? Запишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.
- 12.4. Какая из солей в водном растворе создаёт кислотную среду: NaCl, CaCl₂, AlCl₃? Запишите уравнение гидролиза по первой ступени.
- 12.5. Даны несколько истинных утверждений: а) фтор входит в состав зубной пасты; б) фтор тяжелее воздуха; в) молекулы фтора двухатомны; г) фтор проявляет в соединениях единственную степень окисления –1; д) вода горит во фторе. В каких случаях речь идёт о фторе как об элементе, а в каких — как о простом веществе?

- 12.6.** Во сколько раз хлор тяжелее воздуха? Рассчитайте плотность хлора при нормальных условиях.
- 12.7.** Неизвестная соль окрашивает пламя в жёлтый цвет и даёт с нитратом серебра белый творожистый осадок. Назовите эту соль.
- 12.8.** К раствору, содержащему 22,4 г гидроксида калия, прибавили раствор, содержащий 21,9 г хлороводорода. Сколько граммов соли образовалось?
- 12.9.** Как получить хлор из поваренной соли, оксида марганца(IV) и раствора серной кислоты? Запишите уравнение реакции.
- 12.10.** Назовите твёрдое вещество, которое при нагревании образует фиолетовые пары. Запишите уравнение реакции этого вещества с алюминием.
- 12.11.** Сколько литров водорода (н. у.) выделится при растворении 5,4 г алюминия в 36,5 г 10%-й соляной кислоты?
- 12.12.** Сколько граммов 10%-й соляной кислоты можно получить, имея в распоряжении 5,6 л хлора и 11,2 л водорода (н. у.)?
- 12.13.** При взаимодействии технического гидроксида натрия с соляной кислотой было выделено 50 г хлорида натрия, что составляет 95% от теоретического выхода. Чему была равна масса технического гидроксида натрия?
- 12.14.** При растворении технического цинка в соляной кислоте собрали 1,12 л газа (н. у.), что составляет 95% от теоретического выхода. Сколько граммов технического цинка было взято?
- 12.15.** Растворимость брома в воде составляет 3,55 г на 100 г воды при 20 °С. Рассчитайте массовую долю брома в насыщенном водном растворе.
- 12.16.** Насыщенный раствор иода в этаноле содержит 20% иода (по массе). Рассчитайте растворимость иода в этаноле в граммах на 100 г растворителя.
- 12.17.** При действии хлора на раствор иодида калия выделилось 2,5 моль иода. Чему равен объём хлора (н. у.), вступившего в реакцию?

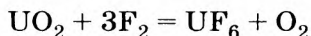
- 12.18.** Приведите формулы оксида, кислоты и соли, в которых хлор проявляет степень окисления +7. Напишите уравнения реакций получения кислоты и соли из оксида.
- 12.19.** Напишите уравнения реакций, в которых степень окисления хлора изменяется следующим образом: $\text{Cl}^{-1} \longrightarrow \text{Cl}^0 \longrightarrow \text{Cl}^{+5} \longrightarrow \text{Cl}^{+7}$.
- 12.20.** В каком из перечисленных соединений массовая доля хлора наибольшая: KCl , NaClO , Cl_2O_7 , HClO_2 , CH_3Cl ?
- 12.21.** Определите формулу фторида двухвалентного металла, который содержит 48,7% фтора по массе.
- 12.22.** Определите формулу фторида неизвестного элемента, который содержит 78,08% фтора по массе.
- 12.23.** Хлор, бром и йод можно получить окислением соответствующих галогеноводородов перманганатом калия или оксидом марганца(IV). Почему таким же образом нельзя получить фтор? Как его можно получить?
- 12.24.** При нагревании фторид ксенона(VI) разлагается на фторид ксенона(IV) и фтор. Напишите уравнение этой реакции. Составьте схему электронного баланса, назовите элемент-окислитель и элемент-восстановитель.
- 12.25.** Какая доля хлороводорода превращается в хлор при его окислении: а) перманганатом калия; б) оксидом марганца(IV); в) дихроматом калия; г) электрическим током?
- 12.26.** Какой объём хлора (при н. у.) можно получить из 1 л раствора (плотность 1,15 г/мл), содержащего 14% хлорида натрия и 5% хлорида кальция? Предложите способ получения.
- 12.27.** Рассчитайте объём хлора (н. у.), который можно получить из 100 мл 36%-й соляной кислоты (плотность 1,18 г/мл) при действии на неё избытка оксида марганца(IV).
- 12.28.** Напишите уравнения реакций по следующим схемам превращений:
- а) $\text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{KCl} \longrightarrow \text{HCl} \longrightarrow \text{Cl}_2$
- б) $\text{FeBr}_3 \longrightarrow \text{KBr} \longrightarrow \text{Br}_2 \longrightarrow \text{PBr}_3 \longrightarrow \text{HBr}$
- в) $\text{KOH} \longrightarrow \text{KF} \longrightarrow \text{CaF}_2 \longrightarrow \text{HF} \longrightarrow \text{F}_2$

- 12.29.** Приведите пример реакции между простым и сложным веществами при условии, что в состав молекул входят только галогены и водород.
- 12.30.** Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим схемам:
- а) $\text{HBr} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{KClO}_3$
- б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{O}_2$

Определите неизвестные вещества.

Уровень 2

- 12.31.** При комнатной температуре (25 °C) в одном объёме воды растворяется два объёма хлора. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию хлора в насыщенном хлорной воде (плотность хлорной воды равна 1,0 г/мл).
- 12.32.** Приведите не менее четырёх уравнений реакций, протекающих в водном растворе, в результате которых может быть получен водный раствор, содержащий только хлорид натрия. Укажите условия их протекания.
- 12.33.** Два газообразных соединения одного и того же элемента обесцвечивают бромную воду, восстанавливая бром до бромоводородной кислоты. Назовите эти соединения и напишите уравнения реакций.
- 12.34.** При пропускании газа через бромную воду интенсивность окраски раствора усилилась. Какой это был газ? Составьте уравнение реакции.
- 12.35.** Назовите качественные реакции на: а) хлор; б) хлороводород; в) иод; г) иодоводород. Приведите необходимые уравнения реакций.
- 12.36.** Объясните, почему при работе с плавиковой кислотой нельзя пользоваться стеклянной посудой.
- 12.37.** Фторид урана(VI) используют для выделения из природного урана изотопа урана-235, необходимого в производстве ядерного топлива. Рассчитайте, какой объём фторида урана(VI) (100 °C, 1 атм) образуется при взаимодействии со фтором 27 г оксида урана(IV).



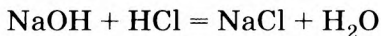
- 12.38.** При нагревании до $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ 30% иодоводорода распадается на простые вещества. Рассчитайте объёмные доли газов в полученной смеси.
- 12.39.** Напишите по одному уравнению реакций, в которых газообразный хлор: а) восстанавливается; б) окисляется; в) одновременно окисляется и восстанавливается.
- 12.40.** После растворения хлора в воде из раствора выделилось 11,2 л кислорода (н. у.). Найдите массу гидроксида кальция, необходимого для нейтрализации полученного раствора.
- 12.41.** Какие из перечисленных веществ могут реагировать с хлором: Cu , CuO , Na , NaOH , Na_2CO_3 , S , H_2S , H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций.
- 12.42.** Даны вещества: NaOH , Ag , CaO , SiO_2 , AgNO_3 . С какими из них может реагировать: а) фтороводородная кислота; б) соляная кислота?
- 12.43.** Как отличить иодид калия от фторида лития? Предложите два способа, один из которых основан на окислительно-восстановительной реакции.
- 12.44.** В двух цилиндрах находятся иодоводород и бромоводород. Как, используя зажжённую лучинку, можно различить эти два газа? Запишите уравнение реакции.
- 12.45.** В 1 л воды растворили 40 г фтороводорода. В полученном растворе содержится 0,036 моль ионов F^- . Рассчитайте молярную концентрацию и степень диссоциации плавиковой кислоты.
- 12.46.** Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в соляной кислоте, полученной растворением 10 л хлороводорода (н. у.) в 500 мл воды. Считайте, что хлороводород полностью диссоциирует в этом растворе, а объём раствора равен объёму воды.
- 12.47.** Запишите уравнения реакций взаимодействия бромоводорода и иодоводорода с концентрированной серной кислотой. Примите, что в первом случае серная кислота восстанавливается до SO_2 , а во втором случае — до H_2S .

- 12.48.** Почему при добавлении концентрированной соляной кислоты к насыщенному раствору хлорида натрия выпадает осадок? Каков состав этого осадка?
- 12.49.** К образцу бромида натрия добавили избыток хлорной воды, после чего смесь прокалили и высушили. На сколько процентов масса твёрдого остатка меньше исходной массы бромида натрия?
- 12.50.** Смесь хлорида и бромида натрия общей массой 5,43 г растворили в воде. При действии избытка нитрата серебра на полученный раствор выпадает осадок массой 11,38 г. Рассчитайте массовые доли солей в исходной смеси.
- 12.51.** Запишите формулу сложного неорганического вещества, в котором средняя степень окисления хлора равна 0. Составьте уравнение реакции получения этого вещества и одно уравнение реакции, в котором вещество играет роль окислителя.
- 12.52.** При нагревании бертолетовой соли при отсутствии катализатора её распад идёт одновременно по двум направлениям: а) с образованием кислорода; б) с образованием перхлората калия KClO_4 . Рассчитайте, сколько процентов бертолетовой соли разложилось по каждому направлению, если при полном разложении 73,5 г KClO_3 выделилось 13,44 л кислорода (н. у.). Какая масса хлорида калия при этом образовалась?

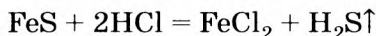
Примеры решения задач

- **Пример 13-1.** В вашем распоряжении имеются сульфид железа(II) и водные растворы гидроксида натрия и хлороводорода. Не используя других реактивов, получите из этих веществ четыре соли.

Решение. 1) При взаимодействии NaOH и HCl образуется хлорид натрия:

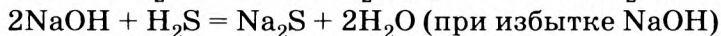
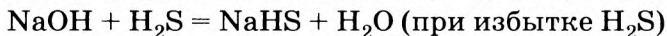


2) Сульфид железа(II) растворяется в соляной кислоте:



FeCl_2 — вторая соль.

3–4) Выделившийся в предыдущей реакции сероводород можно использовать в реакциях с гидроксидом натрия для получения среднего и кислого сульфидов натрия:

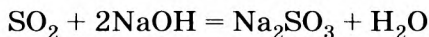


О т в е т. NaCl, FeCl_2 , Na_2S , NaHS.

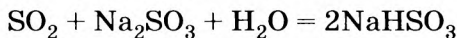
- **Пример 13-2.** Запишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



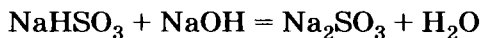
Решение. При пропускании SO_2 через избыток раствора гидроксида натрия образуется сульфит натрия:



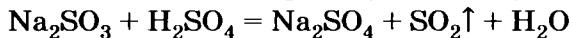
При пропускании избытка SO_2 через раствор сульфита натрия образуется гидросульфит натрия:



Для получения среднего сульфита надо нейтрализовать гидросульфит щёлочью:

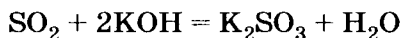


Серная кислота вытесняет сернистую кислоту из сульфитов:



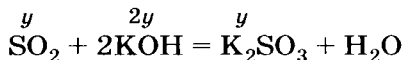
■ **Пример 13-3.** Какие соли и в каких количествах образуются при пропускании 4,48 л оксида серы(IV) через 70 г 20%-го раствора гидроксида калия?

Р е ш е н и е. При взаимодействии SO_2 и KOH возможно протекание двух реакций с образованием средней или кислой соли:



Какая именно из двух реакций пойдёт, зависит от молярного соотношения $\nu(\text{KOH}) / \nu(\text{SO}_2)$. Если KOH — в большом избытке, т. е. $\nu(\text{KOH}) / \nu(\text{SO}_2) \geq 2$, то пойдёт только вторая реакция и образуется только средняя соль. Если KOH находится в недостатке, т. е. $\nu(\text{KOH}) / \nu(\text{SO}_2) \leq 1$, то пойдёт только первая реакция и образуется только кислая соль. Если же KOH находится в избытке по отношению к первой реакции и в недостатке по отношению ко второй реакции, т. е. $1 < \nu(\text{KOH}) / \nu(\text{SO}_2) < 2$, то пойдут сразу две реакции и образуется смесь средней и кислой солей.

В нашем случае $\nu(\text{SO}_2) = 4,48 / 22,4 = 0,2$ моль, $\nu(\text{KOH}) = 70 \cdot 0,2 / 56 = 0,25$ моль. Молярное соотношение $\nu(\text{KOH}) / \nu(\text{SO}_2) = 1,25$ говорит о том, что частично пойдут обе реакции. Для того чтобы решить, насколько пойдёт одна реакция, а насколько другая, введём неизвестные переменные: пусть x моль SO_2 вступит в первую реакцию, а y моль — во вторую, тогда $x + y = 0,2$ (общее количество SO_2).



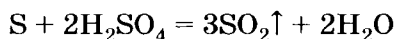
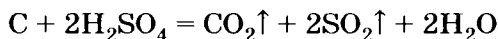
Согласно уравнениям реакций, в первую реакцию вступает x моль KOH , а во вторую — $2y$ моль KOH , всего: $x + 2y = 0,25$ моль.

Решая систему уравнений, находим: $x = 0,15$, $y = 0,05$. В первой реакции образуется $x = 0,15$ моль KHSO_3 , во второй — $y = 0,05$ моль K_2SO_3 .

О т в е т. 0,15 моль KHSO_3 , 0,05 моль K_2SO_3 .

■ **Пример 13-4.** Какой объём 98%-й серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) необходим для растворения 25,2 г смеси углерода и серы, в которой на один атом серы приходится два атома углерода? Какой объём газов (в пересчёте на н. у.) при этом выделится?

Р е ш е н и е. При растворении серы и углерода в концентрированной серной кислоте происходят реакции:



Найдём состав исходной смеси: пусть $\nu(\text{C}) = x$ моль, тогда $\nu(\text{S}) = x/2$ моль (по условию, количество углерода в 2 раза больше). Масса смеси: $25,2 = 12 \cdot x + 32 \cdot x/2$, откуда $x = 0,9$. В исходной смеси было 0,9 моль углерода и 0,45 моль серы.

Используя уравнения реакций, найдём количества израсходованной серной кислоты и образовавшихся газов:

$\nu_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{C}) \cdot 2 = 1,8$ моль; $\nu_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{S}) \cdot 2 = 0,9$ моль;
 $\nu_{\text{общ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,8 + 0,9 = 2,7$ моль. Масса чистой серной кислоты: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,7 \cdot 98 = 264,6$ г. Объём раствора H_2SO_4 :
 $V(\text{р-ра}) = (264,6/0,98) / 1,84 = 147$ мл.

$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{C}) = 0,9$ моль; $\nu_1(\text{SO}_2) = \nu(\text{C}) \cdot 2 = 1,8$ моль;
 $\nu_2(\text{SO}_2) = \nu(\text{S}) \cdot 3 = 1,35$ моль; $\nu_{\text{общ}}(\text{газов}) = 0,9 + 1,8 + 1,35 = 4,05$ моль. Объём газов при н. у.: $V(\text{CO}_2 + \text{SO}_2) = 4,05 \cdot 22,4 = 90,7$ л.

О т в е т. 147 мл 98% -й H_2SO_4 ; 90,7 л газов.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

13.1. Напишите электронную конфигурацию атома серы. Укажите валентные электроны. Как изменится электронная конфигурация при полном восстановлении атома серы?

- 13.2.** Какой из перечисленных сульфидов (Na_2S , FeS , HgS , ZnS , MgS) наиболее богат серой?
- 13.3.** В каком массовом отношении нужно смешать алюминий и серу для получения сульфида алюминия?
- 13.4.** Запишите структурную формулу соединения серы с фтором, в котором атомная доля серы равна 0,2, а валентность серы равна IV. Определите степень окисления серы в этом соединении.
- 13.5.** Запишите структурную формулу соединения серы с хлором, в котором атомная доля серы равна 0,5, а валентность серы равна II. Определите степень окисления серы в этом соединении.
- 13.6.** Запишите формулу соединения серы с кислородом, в котором атомная доля серы равна 0,25.
- 13.7.** В 200 мл сероуглерода растворили 1,6 г серы. Найдите молярную концентрацию молекул S_8 в растворе.
- 13.8.** При пропускании водорода над расплавленной серой масса жидкого вещества уменьшилась в 5 раз. Найдите массовую долю выхода сероводорода.
- 13.9.** Сколько граммов сульфида железа(II) образуется при сплавлении с серой порошка железа массой 11,2 г?
- 13.10.** Сколько граммов сульфида железа(II) образуется при взаимодействии 6,4 г серы и 11,8 г железа?
- 13.11.** Какой объём сернистого газа (н. у.) образуется при сжигании 7,6 г сероуглерода (CS_2)?
- 13.12.** Сколько литров сероводорода можно окислить до сернистого газа, имея 10 л кислорода?
- 13.13.** Рассчитайте массу сульфида алюминия, образующегося при сплавлении с серой 5,4 г алюминиевой пудры. Сколько литров газа (н. у.) выделится при полном гидролизе полученной соли?
- 13.14.** Рассчитайте объём сероводорода (н. у.), который выделится при обработке 44 г сульфида железа(II) соляной кислотой, взятой в избытке.
- 13.15.** Сколько граммов серной кислоты можно получить из 1 кг пирита (FeS_2), предположив, что все реакции протекают нацело?

- 13.16.** Чему равна масса осадка, который образуется при полном поглощении раствором сульфата меди(II) сероводорода, полученного при взаимодействии водорода с 6,4 г расплавленной серы?
- 13.17.** Сколько теплоты выделится при полном сгорании 10 л сероводорода (н. у.), если при сгорании двух молей сероводорода выделяется 1057 кДж теплоты?
- 13.18.** Ртуть выделяют из сульфида ртути(II) (киновари) сплавлением её с железными опилками. Запишите уравнение реакции. Объясните, почему она протекает.
- 13.19.** В общей теории кислот и оснований кислотой называют частицу, отдающую катион водорода, а основанием — частицу, его принимающую. Рассмотрите с этой точки зрения взаимодействие молекул сероводорода и воды. Какую из них в данной реакции можно назвать кислотой, а какую — основанием?
- 13.20.** Запишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения, и укажите условия их проведения:
- $$\text{Zn} \longrightarrow \text{ZnS} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{SO}_2$$
- 13.21.** Предложите способ получения сернистого газа из сульфида железа(II): а) в одну стадию; б) в две стадии. Запишите уравнения реакций.
- 13.22.** Смесь 40,5 г алюминия и 83,2 г серы нагрели. Сколько литров сероводорода (н. у.) выделится при действии избытка воды на полученное при нагревании твёрдое вещество?
- 13.23.** При пропускании через хлорную воду сероводород превращается в серную кислоту. Запишите уравнение реакции. Назовите окислитель и восстановитель.
- 13.24.** Составьте уравнения реакций окисления сероводорода по схемам: а) $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S}$; б) $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{SO}_2$; в) $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$. Какие окислители надо использовать?
- 13.25.** Сульфиды тяжёлых металлов, например CuS, PbS, Ag₂S, нерастворимы в соляной кислоте, а растворяются только в кислотах-окислителях. Запишите уравнения реакций сульфида меди(II) с концентрированной серной и концентрированной азотной (восстанавливается до NO₂) кислотами.
- 13.26.** При взаимодействии сероводорода с оксидом серы(IV) образовалось 120 г серы. Какой объём сероводорода (н. у.) вступил в реакцию?

- 13.27.** При неполном сжигании сероводорода образовалось 12,8 г серы и 11,2 л оксида серы(IV). Рассчитайте объёмы сероводорода и кислорода, вступивших в реакцию. Все объёмы измерены при н. у.
- 13.28.** Приведите по два примера реакций, в которых степень окисления S^{+4} : а) повышается; б) понижается; в) не изменяется.
- 13.29.** Как из среднего сульфита кальция получить гидросульфит и, наоборот, как из гидросульфита получить средний сульфит кальция? Запишите уравнения реакций.

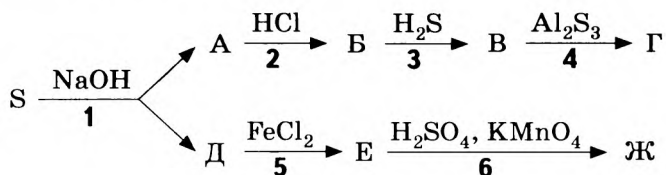
Уровень 2

- 13.30.** Оксид серы(IV) пропускают через раствор гидроксида бария. Раствор сначала мутнеет, а затем становится прозрачным. Объясните это явление. Постройте график зависимости массы осадка от объёма SO_2 , пропущенного через раствор.
- 13.31.** В вашем распоряжении имеются водные растворы сульфита калия, перманганата калия и бромоводорода. Напишите уравнения всех возможных реакций, протекающих попарно между указанными веществами.
- 13.32.** Составьте уравнения реакций, соответствующих следующей схеме превращений:
- $$S \longrightarrow K_2SO_3 \longrightarrow X \longrightarrow SO_2 \longrightarrow S$$
- Определите неизвестное вещество X.
- 13.33.** Какой объём сернистого газа (н. у.) надо пропустить через 90 г 1,9%-го раствора гидроксида бария, чтобы масса выпавшего осадка составила 1,52 г, а раствор над осадком не давал окраски с фенолфталеином?
- 13.34.** Сероводород объёмом 10,08 л (н. у.) сожгли в избытке кислорода. Полученный газ пропустили через 150 г 20%-го раствора гидроксида натрия. Какие соли и в каких количествах образуются в растворе?
- 13.35.** Продукты полного сгорания 4,48 л сероводорода (н. у.) в избытке кислорода поглощены 57,4 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл). Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.
- 13.36.** Сульфид неметалла $Э_2S_3$ массой 31,6 г (неметалл проявляет в своих соединениях степени окисления +3 и +5) поместили в замкнутый реактор, содержащий 1,5 моль кислорода, и подожгли. После окон-

чения процесса давление газов при неизменной температуре уменьшилось в 1,5 раза по сравнению с начальным. Установите формулу сульфида.

- 13.37.** В трёх пробирках находятся водные растворы сульфида, сульфита и сульфата натрия. Как можно узнать, где какой раствор находится? Опишите процедуру распознавания и приведите необходимые уравнения реакций с указанием их признаков.
- 13.38.** Запишите уравнения реакций по следующим схемам превращений:
- а) $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{S} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4$
 - б) $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{SO}_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \longrightarrow \text{CaSO}_3 \longrightarrow \text{CaCl}_2$
 - в) $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{SO}_2 \longrightarrow \text{MnSO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 \longrightarrow \text{BaS}$
- 13.39.** Через 200 г 0,74%-го раствора гидроксида кальция пропустили сернистый газ. Масса выпавшего осадка составила 1,2 г, а раствор над осадком не вызывал окрашивания фенолфталеина. Найдите объём газа (н. у.), пропущенного через раствор.
- 13.40.** Как будет изменяться со временем масса открытого сосуда:
- а) с очень разбавленным раствором серной кислоты; б) с концентрированной серной кислотой?
- 13.41.** В 100 г 70%-й серной кислоты растворили 20 г оксида серы(VI). Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
- 13.42.** Сколько граммов оксида серы(VI) надо растворить в 200 г 50%-й серной кислоты для получения 98%-го раствора?
- 13.43.** В вашем распоряжении имеются концентрированная серная кислота, железо, вода и гидроксид калия. Не используя других реактивов, получите из этих веществ три соли калия и две соли железа.
- 13.44.** При действии концентрированной серной кислоты на сахарозу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ последняя превращается в чёрную массу, из которой затем начинают выделяться газы. Объясните эти процессы и запишите уравнения реакций.
- 13.45.** Рассчитайте плотность по воздуху смеси газов, образующейся при растворении углерода в концентрированной серной кислоте.
- 13.46.** При сгорании раствора серы в сероуглероде образовалась смесь газов с плотностью по кислороду 1,8. Найдите массовую долю растворённого вещества в исходном растворе.

- 13.47.** Концентрированная серная кислота используется для осушения некоторых газов. Можно ли осушить с помощью серной кислоты воздух, водород, аммиак, углекислый газ, сероводород? Объясните.
- 13.48.** Составьте уравнения химических реакций, соответствующие следующей схеме превращений. Укажите условия реакций. Определите неизвестные вещества А—Ж.



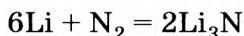
- 13.49.** При взаимодействии пирита FeS_2 с избытком азотной кислоты выделилось 6,72 л бурого газа (н. у.) и образовался раствор массой 65 г, в котором массовые доли азотной и серной кислот равны. Вычислите массовую долю азотной кислоты в исходном растворе.
- 13.50.** Приведите по одному примеру каждого из простых веществ А, В, С, Д, которые при взаимодействии с концентрированной серной кислотой образуют неизвестный газ Х. Объёмы газа Х, полученные при действии серной кислоты на одинаковые количества веществ А, В, С, Д, соотносятся между собой как 1 : 2 : 4 : 6. Назовите газ Х, запишите уравнения реакций.
- 13.51.** Для полной нейтрализации 100 г 12%-го раствора гидроксида щелочного металла затратили 100 г 14,7%-го раствора кислоты. При выпаривании полученного раствора выделили соль массой 21,3 г, которая при нагревании не разлагается. Какая соль образовалась? В какой цвет окрашивается пламя при внесении в него полученной соли?
- 13.52.** Минерал сфалерит при сжигании на воздухе образует твёрдый остаток Х, представляющий собой белый порошок, растворимый как в кислотах, так и в растворах щелочей, и газ У, обладающий резким неприятным запахом и вызывающий помутнение известковой воды. Твёрдое вещество Х устойчиво к нагреванию, а при прокаливании смеси Х с углём образуется простое вещество Z, энергично реагирующее с соляной кислотой с выделением горючего газа. Что представляет собой минерал сфалерит? Запишите уравнения всех реакций.

14.1. Азот

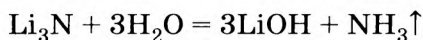
Примеры решения задач

- **Пример 14-1.** Как можно получить аммиак из азота при комнатной температуре? Можно ли использовать этот метод в промышленности или лаборатории?

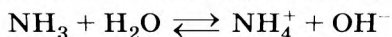
Решение. Аммиак можно получить не только из азота и водорода, но и при гидролизе нитридов — соединений активных металлов с азотом. Некоторые из металлов, например литий, реагируют с азотом уже при комнатной температуре:



Образующийся нитрид лития при реакции с водой выделяет аммиак:



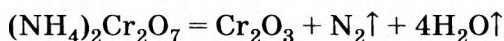
Для промышленной реализации этот способ непригоден, так как литий — довольно дорогой металл. В лабораториях аммиак для синтезов получают не из азота, а из водного раствора аммиака, добавляя к нему щёлочь. При этом равновесие



смещается влево и из раствора выделяется газообразный аммиак.

- **Пример 14-2.** Во сколько раз уменьшается масса твёрдого вещества при полном разложении дихромата аммония?

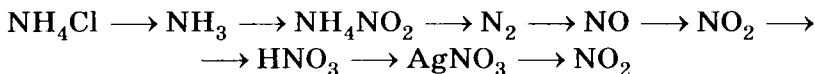
Решение. Дихромат аммония разлагается по уравнению:



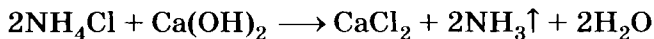
Возьмём 1 моль $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, его масса составляет 252 г. После разложения в твёрдом виде останется только 1 моль Cr_2O_3 массой 152 г. Масса твёрдого вещества уменьшится в $252/152 = 1,66$ раза.

О т в е т. В 1,66 раза.

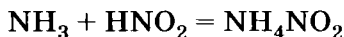
■ **Пример 14-3.** Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



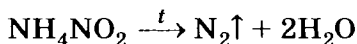
Р е ш е н и е. Для выделения аммиака из его солей обычно на них действуют гидроксидом кальция:



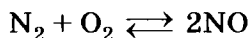
Аммиак проявляет основные свойства и реагирует с кислотами, в частности с азотистой:



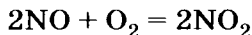
При прокаливании нитрита аммония происходит его разложение с выделением молекулярного азота:



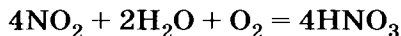
При высоких температурах (электрическая дуга, грозовой разряд) азот вступает в обратимую реакцию:



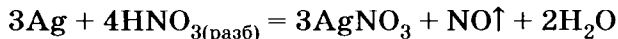
При обычных условиях NO легко вступает в реакцию с кислородом:



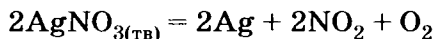
При растворении NO_2 в воде в присутствии кислорода происходит необратимая реакция образования азотной кислоты:



Азотная кислота является сильным окислителем и реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него. В зависимости от концентрации кислоты продуктами её восстановления в реакциях со слабыми восстановителями могут быть либо NO_2 (концентрированная HNO_3), либо NO (разбавленная HNO_3):

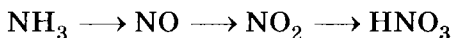


Нитраты тяжёлых металлов, стоящих в ряду активности после меди, при прокаливании разлагаются до свободного металла:



- **Пример 14-4.** Через ряд последовательных превращений 100 л аммиака превратили в азотную кислоту. Какой объём оксида азота(IV) выделится при реакции этой кислоты с избытком меди? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях. Все реакции идут количественно, т. е. со 100%-м выходом.

Р е ш е н и е. Образование азотной кислоты из аммиака описывается схемой:



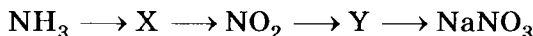
Если все реакции идут со 100%-м выходом, то количество азотной кислоты равно количеству аммиака: $\nu(\text{HNO}_3) = \nu(\text{NH}_3)$. При реакции концентрированной HNO_3 с медью



ровно половина азотной кислоты превращается в оксид азота(IV): $\nu(\text{NO}_2) = 1/2 \nu(\text{HNO}_3)$. Таким образом, количество NO_2 в 2 раза меньше исходного количества NH_3 : $\nu(\text{NO}_2) = 1/2 \nu(\text{NH}_3)$. По закону Авогадро, объём NO_2 также в 2 раза меньше объёма NH_3 : $V(\text{NO}_2) = 1/2 V(\text{NH}_3) = 50$ л.

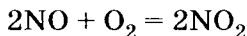
О т в е т. 50 л NO_2 .

- **Пример 14-5.** Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме превращений:



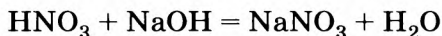
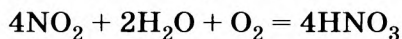
Определите неизвестные вещества.

Р е ш е н и е. 1) При каталитическом окислении NH_3 образуется NO , который легко реагирует с кислородом, превращаясь в NO_2 :



Вещество X — NO .

2) Растворяя NO_2 в воде, можно получить смесь азотной и азотистой кислот. Если реакцию проводить в присутствии кислорода, то образуется только азотная кислота, которую затем можно превратить в нитрат натрия действием щёлочи:



Вещество Y — HNO_3 .

О т в е т. X — NO, Y — HNO_3 .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 14.1.** Воздух содержит 78% азота по объёму. Принимая молярную массу воздуха равной 29 г/моль, рассчитайте массовую долю азота в воздухе.
- 14.2.** Природный азот состоит из двух изотопов: ^{14}N и ^{15}N . Сколько разных молекул N_2 существует в природе? Каковы их относительные молекулярные массы?
- 14.3.** Объясните, почему азот встречается в природе преимущественно в виде простого вещества.
- 14.4.** Какая из перечисленных ниже молекул требует наибольшей затраты энергии для разложения на атомы: H_2 , N_2 , HCl , NO ? Ответ поясните.
- 14.5.** Подушка безопасности автомобиля раздувается за счёт образования азота при быстром разложении азиды натрия NaN_3 на простые вещества. Сколько граммов азиды натрия необходимо разложить, чтобы заполнить подушку объёмом 10 л (н. у.) азотом до давления 1 атм?
- 14.6.** Какие частицы присутствуют в водном растворе аммиака? Ответ подтвердите уравнением реакции.
- 14.7.** Изобразите структурную формулу соединения азота с водородом, в котором азот трёхвалентен, а его атомная доля равна $1/3$. Запишите реакцию горения этого вещества в кислороде, если один из продуктов реакции — газообразный азот.

- 14.8.** Укажите, с какими из перечисленных веществ реагирует аммиак в водном растворе: H_2SO_4 , KOH , CO_2 , AlCl_3 . Запишите уравнения протекающих реакций.
- 14.9.** Рассчитайте концентрацию гидроксид-ионов в водном растворе аммиака с концентрацией 3,0 моль/л, если степень диссоциации $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равна 0,24%.
- 14.10.** Газовая смесь состоит из 40 л азота и 10 л аммиака. Сколько молекул азота приходится на одну молекулу аммиака в этой смеси?
- 14.11.** При сгорании смеси аммиака и гидразина массой 13,2 г образовалось 8,96 л азота (н. у.). Чему равна масса образовавшейся воды?
- 14.12.** Какой объём воздуха (21% кислорода) необходим для окисления 2 л оксида азота(II) до оксида азота(IV)?
- 14.13.** Какой объём азота образуется при сгорании 2 л аммиака в кислороде?
- 14.14.** При пропускании оксида азота(IV) над раскалённым медным порошком масса твёрдого вещества увеличилась на $1/8$. Какой состав в массовых процентах имеет твёрдый остаток?
- 14.15.** Как получить нитрат натрия из нитрата калия в две стадии? Запишите уравнения реакций.
- 14.16.** Как из раствора нитрата свинца(II) получить раствор азотной кислоты? Запишите уравнение реакции.
- 14.17.** Как получить нитрат калия из нитрата свинца(II): а) в одну стадию; б) в две стадии? Запишите уравнения реакций.
- 14.18.** Как осуществить следующие превращения в одну стадию: а) $\text{HCl} \longrightarrow \text{HNO}_3$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{HNO}_3$; в) $\text{KNO}_3 \longrightarrow \text{HNO}_3$? Приведите уравнения реакций и укажите их условия.
- 14.19.** Напишите уравнения реакций разложения хлорида, карбоната, нитрата, нитрита, дихромата аммония. Какие из этих реакций относятся к окислительно-восстановительным?
- 14.20.** При пропускании аммиака над раскалённым оксидом меди(II) масса твёрдого вещества уменьшилась на 6,4 г. Найдите объём образовавшегося азота (в пересчёте на н. у.).
- 14.21.** Составьте по одному уравнению реакций, характеризующих окислительные и восстановительные свойства оксида азота(IV).

- 14.22.** Дано термохимическое уравнение: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 + 114 \text{ кДж}$.
Сколько теплоты выделяется при сгорании 150 г оксида азота(II)?
- 14.23.** Объясните, почему при нагревании хлорида аммония не удаётся получить чистый аммиак, а при нагревании фосфата аммония это возможно.
- 14.24.** Как отличить раствор хлорида аммония от раствора хлорида натрия?
- 14.25.** Запишите уравнение реакции оксида азота(III) с раствором гидроксида кальция.
- 14.26.** Сколько граммов соли образуется при смешении 3 л хлороводорода и 2 л аммиака (н. у.)?
- 14.27.** Все оксиды азота — сильные окислители, особенно при нагревании. При восстановлении они отдают атомы кислорода и часто превращаются в молекулярный азот. Запишите уравнения реакций, протекающих при нагревании: а) $\text{N}_2\text{O} + \text{P} \longrightarrow \dots$; б) $\text{NO}_2 + \text{Cu} \longrightarrow \dots$.
- 14.28.** Как можно очистить азот от примеси: а) аммиака; б) оксида азота(IV)? Опишите экспериментальные процедуры.
- 14.29.** Составьте уравнения реакций HNO_2 с раствором гидроксида натрия, иодоводородной кислотой и хлорной водой.
- 14.30.** Сколько литров кислорода (в пересчёте на н. у.) выделится при полном термическом разложении 34 г нитрата серебра?
- 14.31.** Сколько литров газа (н. у.) выделится при разложении 1,746 г азидов свинца $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ на простые вещества?
- 14.32.** Сколько литров хлористого нитрозила (NOCl) образуется из 3 л хлора в реакции $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$?
- 14.33.** Чему равен объём оксида азота(II), образующегося при каталитическом окислении 5 м³ аммиака?
- 14.34.** Сколько литров азота образуется при сгорании 4 л аммиака в кислороде? Чему равен объём израсходованного кислорода?
- 14.35.** Сколько граммов хлорида аммония можно получить при взаимодействии аммиака с хлороводородом, полученным при сгорании 33,6 л водорода (н. у.) в хлоре?

14.36. Во сколько раз уменьшится масса твёрдого вещества при полном разложении нитрата цинка?

Уровень 2

14.37. Чему равна плотность по воздуху газовой смеси, полученной при разложении хлорида аммония?

14.38. Азот смешали с водородом в соотношении 1 : 3 и под большим давлением пропустили над нагретым катализатором. Выход аммиака составил 15% от теоретического. Рассчитайте объёмные доли всех газов в полученной смеси.

14.39. При длительном нагревании на воздухе смеси меди и нитрата меди масса твёрдого вещества не изменилась. Определите массовые доли веществ в исходной смеси. Из чего состоит полученное твёрдое вещество?

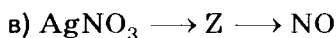
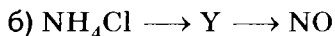
14.40. В каком массовом отношении нужно смешать перманганат калия и дихромат аммония, чтобы при разложении этой смеси образовалась газовая смесь, равная по плотности воздуху?

14.41. Какая соль аммония может реагировать с водным раствором каждого из перечисленных веществ: хлороводород, нитрат бария, гидроксид натрия? Запишите уравнения всех реакций.

14.42. При каталитическом окислении аммиака в колбе, заполненной воздухом, образуется белый дым, состоящий из мелких кристаллов нитрата аммония. Объясните, как появились эти кристаллы в колбе.

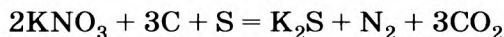
14.43. При действии гидроксида калия на раствор неизвестной соли X выделяется газ, а при действии гидроксида бария на раствор этой же соли образуются газ и осадок, растворимый в сильных кислотах. Один литр одномолярного раствора X содержит 2,5 моль ионов. Определите формулу соли X.

14.44. Запишите уравнения реакций по следующим схемам:



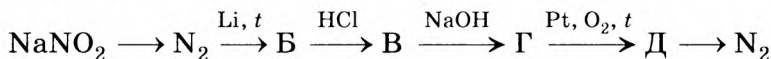
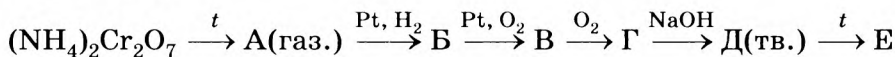
Определите неизвестные вещества.

- 14.45.** Запишите уравнения реакций концентрированной азотной кислоты с медью, оксидом меди(II), сульфидом меди(II), иодидом меди(II), сероводородом. Продуктом восстановления азотной кислоты во всех случаях считайте NO_2 .
- 14.46.** При полном разложении 51,8 г нитрата двухвалентного металла образовался оксид массой 14,0 г. Установите формулу нитрата.
- 14.47.** При непродолжительном прокаливании 100 г нитрата меди(II) масса твёрдого вещества уменьшилась на 21,6 г. Какая часть соли разложилась?
- 14.48.** В трёх пробирках без этикеток находятся концентрированные растворы кислот: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl . Как с помощью одного реактива определить, в какой пробирке какая кислота находится? Запишите уравнения реакций и укажите их признаки.
- 14.49.** В трёх пробирках без этикеток находятся водные растворы азотной кислоты, нитрата аммония и нитрата серебра. Как с помощью одного реактива различить эти растворы? Запишите уравнения реакций и укажите их признаки.
- 14.50.** Предложите способы получения из нитрита натрия следующих веществ: N_2 , NO , NO_2 , NH_3 , N_2O , NaNO_3 .
- 14.51.** Газ, полученный при растворении 9,6 г меди в концентрированной азотной кислоте, пропустили через 150 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл). Определите массовые доли веществ в полученном растворе.
- 14.52.** В сильно разбавленной азотной кислоте растворён образец цинка. При нагревании полученного раствора с избытком щёлочи выделился газ, который был использован для полного восстановления 24 г оксида меди(II). Определите массу цинка, растворённого в азотной кислоте.
- 14.53.** В состав чёрного (дымного) пороха входят сера, селитра (нитрат калия) и уголь. При горении пороха протекает реакция



Она сопровождается выделением большого объёма газообразных веществ. Рассчитайте объём газов (в пересчёте на н. у.), выделяющихся при сгорании 1 г пороха, считая, что мольный состав смеси отвечает уравнению реакции.

- 14.54.** Какой объём 2 М раствора азотной кислоты можно получить из 10 л аммиака (н. у.), предположив, что все реакции протекают нацело?
- 14.55.** В колбу объёмом 1 л поместили 3,0 г NO и 2,3 г NO₂. Константа равновесия реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, выраженная через молярные концентрации, равна 10. Сколько кислорода надо добавить, чтобы после установления равновесия массы NO и NO₂ не изменились?
- 14.56.** Запишите уравнения химических реакций, соответствующие следующей схеме:
- 14.57.** Запишите уравнения химических реакций, соответствующие следующей схеме:



14.2. Фосфор

Примеры решения задач

- **Пример 14-6.** Массовая доля фосфора в одном из его оксидов равна 56,36%. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 7,58. Установите молекулярную формулу оксида.

Решение. Пусть формула оксида P_xO_y . Возьмём 100 г оксида и найдём количества элементов: $\nu(\text{P}) = 56,36 / 31 = 1,818$ моль, $\nu(\text{O}) = 43,64 / 16 = 2,728$ моль.

$$\nu(\text{P}) : \nu(\text{O}) = x : y = 1,818 : 2,728 = 2 : 3.$$

Простейшая формула оксида — P_2O_3 .

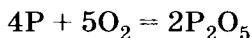
Молярную массу оксида определяем по плотности паров. $M(\text{P}_x\text{O}_y) = 29 \cdot 7,58 = 220$ г/моль. Простейшая формула P_2O_3 соответствует молярной массе 110 г/моль. Следовательно, молекулярная формула оксида в парах равна удвоенной простейшей формуле — P_4O_6 .

О т в е т. P_4O_6 .

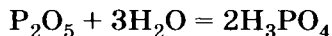
■ **Пример 14-7.** Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



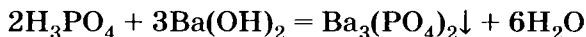
Р е ш е н и е. При сжигании фосфора в избытке кислорода образуется оксид фосфора(V):



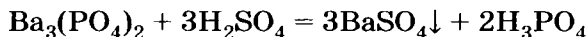
Оксид фосфора(V) с избытком воды образует фосфорную кислоту:



Фосфат бария получается из фосфорной кислоты под действием избытка раствора гидроксида бария:

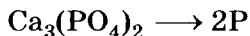


Фосфорная кислота образуется из фосфата бария под действием сильных кислот, например серной:

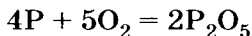


■ **Пример 14-8.** Фосфор, выделенный из 37,2 г фосфата кальция, окислен в атмосфере кислорода, и полученное вещество растворено в 200 мл 1,5 М раствора гидроксида калия. Какие соли и в каких количествах содержатся в полученном растворе?

Р е ш е н и е. Получение фосфора из фосфата кальция можно описать схемой:

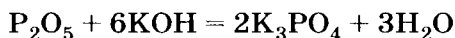
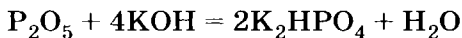
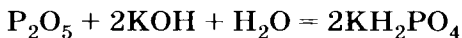


По этой схеме количество фосфора в 2 раза превышает количество фосфата: $\nu(\text{P}) = 2\nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 2 \cdot 37,2/310 = 0,24$ моль. При сгорании 0,24 моль фосфора по реакции



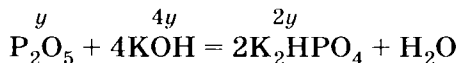
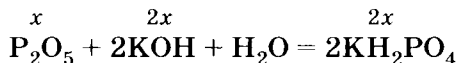
образуется $0,24/2 = 0,12$ моль оксида фосфора(V).

Между оксидом фосфора(V) и гидроксидом калия возможны три реакции с образованием трёх типов солей фосфорной кислоты:



Какая именно из трёх реакций пойдёт, зависит от молярного соотношения $\nu(\text{KOH}) / \nu(\text{P}_2\text{O}_5)$. В нашем случае $\nu(\text{KOH}) = c \cdot V = 1,5 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,3 \text{ моль}$. Молярное соотношение $\nu(\text{KOH}) / \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,3 / 0,12 = 2,5$. Это больше, чем нужно для первой реакции, но меньше, чем нужно для второй, поэтому частично пойдут обе эти реакции.

Пусть x моль P_2O_5 вступит в первую реакцию, а y моль — во вторую, тогда $x + y = 0,12$ (общее количество P_2O_5).



Согласно уравнениям реакций, в первую реакцию вступит $2x$ моль KOH , а во вторую — $4y$ моль KOH , всего: $2x + 4y = 0,3$ моль.

Решая систему уравнений, находим: $x = 0,09$, $y = 0,03$. В первой реакции образуется $2x = 0,18$ моль KH_2PO_4 , во второй — $2y = 0,06$ моль K_2HPO_4 .

О т в е т. $0,18$ моль KH_2PO_4 , $0,06$ моль K_2HPO_4 .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 14.58.** Содержание фосфора в человеческом организме — около 1% по массе. В состав каких соединений входит фосфор в организме?
- 14.59.** Запишите уравнение реакции получения белого фосфора из фосфата кальция. Назовите элемент-окислитель и элемент-восстановитель.
- 14.60.** Какой объём кислорода (н. у.) потребуется для полного окисления 6,2 г красного фосфора?
- 14.61.** Изменяется ли масса при переходе красного фосфора в белый? Ответ поясните.
- 14.62.** Сколько молей белого фосфора P_4 можно получить из 100 кг фосфата кальция?

- 14.63.** Рассчитайте массовую долю фосфора в следующих соединениях: гидроксоапатит $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ (входит в состав костей), фторапатит $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$ (входит в состав зубов) и аденозинфосфат $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_5\text{O}_7\text{P}$ (входит в состав клеточной ткани).
- 14.64.** Рассчитайте массу технического фосфата кальция, необходимую для получения 6,2 кг фосфора, если содержание примесей в фосфате — 10% по массе.
- 14.65.** Назовите два соединения фосфора, где он проявляет степень окисления —3. Напишите уравнение реакции получения одного соединения из другого.
- 14.66.** Составьте уравнения реакций оксида фосфора(V) с холодной и горячей водой.
- 14.67.** Сколько граммов ортофосфорной кислоты можно получить из 9,3 г красного фосфора?

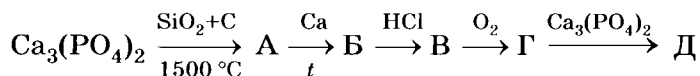
Уровень 2

- 14.68.** При взаимодействии некоторого металла массой 4,11 г с фосфором образовался фосфид массой 4,73 г. Определите его формулу.
- 14.69.** Рассчитайте массу 20%-го раствора гидроксида натрия, который надо добавить к 100 г 19,6%-й фосфорной кислоты для получения: а) средней соли; б) гидрофосфата; в) дигидрофосфата.
- 14.70.** В раствор, содержащий 2,40 г гидроксида натрия, внесли 2,84 г оксида фосфора(V). Какие вещества и в каком количестве образовались?
- 14.71.** Смешали 100 г 5%-го раствора гидроксида натрия и 200 г 4,9%-го раствора ортофосфорной кислоты. Определите массовые доли веществ в растворе.
- 14.72.** Смешали 200 г 4%-го раствора гидроксида натрия и 200 г 6%-го раствора ортофосфорной кислоты. Определите массовые доли веществ в растворе.
- 14.73.** К 25 мл 6,0%-й фосфорной кислоты (плотность 1,03 г/мл) прибавили 6,0 г оксида фосфора(V). Вычислите массовую долю фосфорной кислоты в образовавшемся растворе.

14.74. В кислороде, выделившемся при полном разложении 100 г 10%-го раствора пероксида водорода, сожгли белый фосфор. Полученное вещество белого цвета растворили в воде, охлаждённой льдом, и нейтрализовали карбонатом натрия. К образовавшемуся раствору прилили раствор хлорида кальция. Какова масса образовавшегося осадка (в расчёте на безводную соль)?

14.75. При неполном окислении 18,6 г фосфора образовалась смесь оксидов общей массой 34,6 г. Рассчитайте массы ортофосфорной и фосфористой кислот, которые образуются при растворении этой смеси в воде.

14.76. Запишите уравнения химических реакций, соответствующие следующей схеме:



14.77. Запишите уравнения реакций взаимодействия фосфора с хлором, взятым в избытке и в недостатке. Объясните, почему при этом образуются разные продукты.

14.78. Хлорид фосфора(V) массой 41,7 г растворили в воде. Какое количество гидроксида калия потребуется для полной нейтрализации полученного раствора?

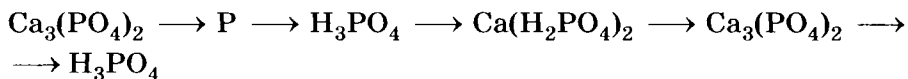
14.79. На образец красного фосфора массой 19,84 г действовали хлором объёмом 22,4 л (н. у.). Рассчитайте состав полученной смеси в молях.

14.80. При окислении фосфора 60%-м раствором азотной кислоты (плотность 1,37 г/мл) получены оксид азота(II) и ортофосфорная кислота, на нейтрализацию которой потребовалось 25 мл 25%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,28 г/мл), причём образовался дигидрофосфат натрия. Рассчитайте объём азотной кислоты, взятой для окисления фосфора, и объём выделившегося газа (при н. у.).

14.81. Сколько граммов красного фосфора и бертолетовой соли было израсходовано, если при растворении образовавшегося в результате их взаимодействия оксида фосфора(V) в 85,5 г 50%-го раствора фосфорной кислоты массовая доля последней в растворе увеличилась на 12,5%?

14.82. Нагрели 12,25 г соединения, содержащего 18,8% натрия, 29,0% хлора и 52,2% кислорода по массе, с 4,96 г фосфора. Продукты реакции растворили в 200 мл воды. Рассчитайте массовые доли веществ в растворе.

14.83. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



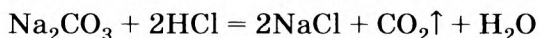
14.84. Соединение X образовано двумя элементами-неметаллами. При внесении X в горячую воду образуется раствор, при действии на который избытка нитрата серебра выпадает белый осадок Y. Если к раствору, полученному при отделении этого осадка, добавить раствор гидроксида натрия, образуется жёлтый осадок. Назовите неизвестные вещества.

15.1. Углерод

Примеры решения задач

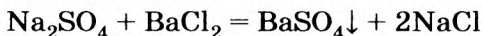
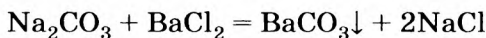
- **Пример 15-1.** Имеется смесь твёрдых солей: сульфата, карбоната и нитрата натрия. При добавлении избытка хлороводородной кислоты к 5,60 г этой смеси выделилось 0,224 л газа (объём приведён к н. у.), а при обработке такого же количества смеси избытком раствора хлорида бария выпало 6,63 г осадка. Определите состав исходной смеси в массовых процентах.

Решение. Хлороводородная кислота реагирует только с карбонатом натрия, при этом выделяется углекислый газ:



По объёму углекислого газа можно рассчитать количество и массу карбоната натрия: $v(\text{CO}_2) = 0,224 / 22,4 = 0,01$ моль; $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{CO}_2) = 0,01$ моль; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,01 \cdot 106 = 1,06$ г.

С хлоридом бария реагируют и карбонат, и сульфат натрия:



В первую реакцию вступило 0,01 моль карбоната натрия и образовалось 0,01 моль карбоната бария массой $m(\text{BaCO}_3) = 0,01 \cdot 197 = 1,97$ г. Масса второго осадка: $m(\text{BaSO}_4) = 6,63 - 1,97 = 4,66$ г, что соответствует $4,66 / 233 = 0,02$ моль. Во вторую реакцию вступило 0,02 моль сульфата натрия массой $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,02 \cdot 142 = 2,84$ г. Массу нитрата натрия находим через общую массу смеси: $m(\text{NaNO}_3) = m(\text{смеси}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 5,60 - 1,06 - 2,84 = 1,70$ г.

Массовые доли веществ в смеси:

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,84 / 5,60 = 0,507 = 50,7\%,$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,06 / 5,60 = 0,189 = 18,9\%,$$

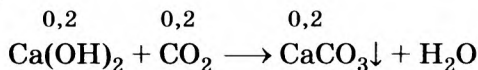
$$\omega(\text{NaNO}_3) = 1,70 / 5,60 = 0,304 = 30,4\%.$$

О т в е т. 50,7% Na_2SO_4 , 18,9% Na_2CO_3 , 30,4% NaNO_3 .

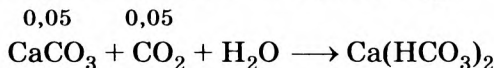
■ **Пример 15-2.** Сколько граммов карбоната кальция образуется при пропускании 0,25 моль оксида углерода(IV) через раствор, содержащий 0,2 моль гидроксида кальция?

Р е ш е н и е.

I способ. При пропускании оксида углерода(IV) через раствор гидроксида кальция сначала образуется осадок карбоната кальция:

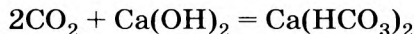
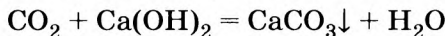


Он затем может растворяться в избытке CO_2 :



В первой реакции гидроксид кальция — в недостатке: в реакцию вступают по 0,2 моль оксида углерода(IV) и гидроксида кальция, образуется 0,2 моль карбоната кальция. После этого через раствор вместе с осадком пропускают ещё $0,25 - 0,2 = 0,05$ моль оксида углерода(IV), и 0,05 моль карбоната кальция переходит в растворимый гидрокарбонат кальция. В результате двух реакций в осадке будет $0,2 - 0,05 = 0,15$ моль карбоната кальция массой: $m(\text{CaCO}_3) = 0,15 \cdot 100 = 15,0$ г.

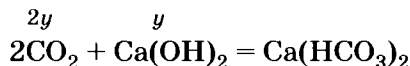
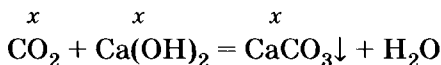
II способ. Между оксидом углерода(IV) и гидроксидом кальция возможны две реакции с образованием двух типов солей — средней и кислой — угольной кислоты:



Какая именно из двух реакций пойдёт, зависит от молярного соотношения $\nu(\text{CO}_2) / \nu(\text{Ca(OH)}_2)$. В нашем случае молярное соотношение $\nu(\text{CO}_2) / \nu(\text{Ca(OH)}_2) = 0,25 / 0,2 = 1,25$. Это

больше, чем нужно для первой реакции, но меньше, чем нужно для второй, поэтому частично пойдут обе эти реакции.

Пусть x моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ вступит в первую реакцию, а y моль — во вторую, тогда $x + y = 0,2$ (общее количество $\text{Ca}(\text{OH})_2$).



Согласно уравнениям реакций, в первую реакцию вступит x моль CO_2 , а во вторую — $2y$ моль CO_2 , всего: $x + 2y = 0,25$ моль.

Решая систему уравнений, находим: $x = 0,15$, $y = 0,05$. В первой реакции образовалось $x = 0,15$ моль CaCO_3 массой 15 г.

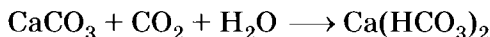
О т в е т. 15 г CaCO_3 .

■ **Пример 15-3.** Какой объём углекислого газа (н. у.) надо пропустить через 200 г 0,74%-го раствора гидроксида кальция, чтобы масса выпавшего осадка составила 1,5 г, а раствор над осадком не давал окраски с фенолфталеином?

Р е ш е н и е. При пропускании углекислого газа через раствор гидроксида кальция сначала образуется осадок карбоната кальция:



Осадок затем может растворяться в избытке CO_2 :



При недостатке CO_2 раствор над осадком будет содержать $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и давать фиолетовое окрашивание с фенолфталеином. По условию, этого окрашивания нет, следовательно, CO_2 находится в избытке по сравнению с $\text{Ca}(\text{OH})_2$, т. е. сначала весь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ превращается в CaCO_3 , а затем CaCO_3 частично растворяется в CO_2 .

$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 200 \cdot 0,0074 / 74 = 0,02$ моль, $\nu(\text{CaCO}_3) = 1,5 / 100 = 0,015$ моль. Для того чтобы весь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ перешёл в CaCO_3 , через исходный раствор надо пропустить 0,02 моль CO_2 , а затем пропустить ещё 0,005 моль CO_2 , чтобы

0,005 моль CaCO_3 растворилось и осталось 0,015 моль. Общий объём углекислого газа: $V(\text{CO}_2) = (0,02 + 0,005) \cdot 22,4 = 0,56$ л.

О т в е т. 0,56 л CO_2 .

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 15.1. У какого химического элемента название не совпадает с названием образованного им простого вещества? В виде каких простых веществ этот элемент существует?
- 15.2. Одна из аллотропных модификаций углерода растворима в органических растворителях. Какой тип кристаллической решётки она имеет? О какой модификации идёт речь?
- 15.3. Массовые доли углерода и кремния в земной коре равны соответственно 0,10 и 27,6%. Сколько атомов кремния приходится на один атом углерода в земной коре?
- 15.4. Радиоактивный углерод-14 испытывает β -распад. Изотоп какого элемента при этом образуется? Запишите уравнение ядерной реакции.
- 15.5. Составьте по два уравнения реакций, в которых простое вещество углерод является: а) окислителем; б) восстановителем.
- 15.6. Определите степень окисления углерода в карбидах CaC_2 , Be_2C , Al_4C_3 , Ag_2C_2 . Разделите их на два типа. Запишите уравнения реакций гидролиза трёх карбидов, которые образованы активными металлами.
- 15.7. Сколько граммов углекислого газа можно получить из 6 г углерода?
- 15.8. Рассчитайте объёмные доли газов в смеси, полученной при растворении углерода в концентрированной азотной кислоте.
- 15.9. При сжигании 100 г пирита FeS_2 образовался оксид железа(III). Сколько граммов углерода понадобится для получения железа из этого оксида?
- 15.10. Карбид кальция образуется при реакции негашёной извести (оксида кальция) с углеродом, другой продукт этой реакции — оксид угле-

рода(II). Запишите уравнение реакции и рассчитайте массы исходных веществ, необходимые для получения 960 г карбида кальция.

- 15.11.** Запишите по одному уравнению реакций, характеризующих окислительные и восстановительные свойства оксида углерода(II).
- 15.12.** Нитрат свинца(II) массой 66,2 г прокалили до постоянной массы. Полученное твёрдое вещество восстановили оксидом углерода(II). Какой объём газа (н. у.) для этого понадобился?
- 15.13.** Как разделить смесь двух оксидов углерода? Опишите последовательность действий и приведите уравнения реакций.
- 15.14.** Как отличить раствор карбоната натрия от раствора хлорида натрия? Запишите уравнения этих реакций и укажите их признаки.
- 15.15.** Как можно отличить раствор карбоната калия от раствора сульфида калия? Приведите уравнения реакций.
- 15.16.** С каким из перечисленных веществ может реагировать оксид углерода(IV): SO_2 , CaO , H_2SO_4 , Mg , KMnO_4 , NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, C , Ag , CaCO_3 (водная суспензия)? Составьте уравнения реакций и укажите, при каких условиях возможна реакция.
- 15.17.** Все соли угольной кислоты реагируют с сильными кислотами. Запишите уравнения реакций соляной кислоты с карбонатом калия, гидрокарбонатом натрия и гидрокарбонатом меди(II).
- 15.18.** Газ, полученный при действии соляной кислоты на 20 г порошка мела, пропустили через избыток раствора гидроксида бария. Сколько граммов осадка образовалось?
- 15.19.** Газ, образующийся при сгорании 1 кг угля, пропустили через избыток раствора гидроксида бария. Сколько килограммов карбоната бария образовалось?
- 15.20.** При длительном пропускании углекислого газа через раствор гидроксида натрия было получено 21 г гидрокарбоната натрия. Чему равен объём углекислого газа (н. у.), поглощённого щёлочью?
- 15.21.** Какой максимальный объём (н. у.) углекислого газа может быть поглощён раствором, содержащим 2 моль гидроксида калия?
- 15.22.** Сколько граммов поташа (карбоната калия) можно получить из 50 г карбоната кальция?

- 15.23.** Сколько литров углекислого газа образуется при сжигании 5 л метана (н. у.)? Изменится ли ответ, если известно, что объёмы газов измерены при условиях, отличных от нормальных?
- 15.24.** Сколько граммов карбоната кальция выпадет в осадок, если газ, образующийся при сгорании 1,12 л (н. у.) этана (C_2H_6) пропустить через избыток раствора гидроксида кальция?
- 15.25.** Сколько кубометров углекислого газа образуется при сжигании 4 м³ этилена (C_2H_4)?
- 15.26.** Какой объём угарного газа может быть получен при пропускании 25 л углекислого газа над раскалённым углём?
- 15.27.** При кипячении раствора гидрокарбоната кальция выпало 15 г осадка. Сколько молей вещества находилось в растворе?
- 15.28.** В одной из двух склянок имеется раствор гидроксида натрия, в другой — карбоната натрия. Как распознать содержимое каждой склянки? Приведите уравнение реакции.
- 15.29.** Как отличить раствор карбоната калия от раствора сульфита калия? Приведите уравнения реакций.
- 15.30.** Мрамор массой 62,5 г, содержащий 20% некарбонатных примесей, обработали избытком соляной кислоты. Образовавшийся газ пропустили через раскалённый уголь. Определите, какой газ и в каком объёме (н. у.) образовался.
- 15.31.** Рассчитайте, сколько кубических метров CO_2 (при н. у.) можно получить из 200 кг известняка, содержащего 90% $CaCO_3$.

Уровень 2

- 15.32.** При полном гидролизе смеси карбидов кальция и алюминия образуется смесь газов, которая в 1,5 раза легче воздуха. Определите массовые доли карбидов в исходной смеси.
- 15.33.** С каким из перечисленных соединений может реагировать оксид углерода(II): O_2 , Al_2O_3 , CuO , H_2O , $NaOH$, Ni , H_3PO_4 ? Запишите уравнения реакций и укажите, при каких условиях возможна реакция.
- 15.34.** Смесь водорода и оксида углерода(II) общим объёмом 3,36 л (н. у.) пропустили через трубку с раскалённым оксидом меди(II). Какая

масса меди после этого образовалась? Насколько уменьшилась масса трубки?

- 15.35.** Неизвестная соль реагирует как с соляной кислотой, так и с гидроксидом натрия с выделением равных объёмов газов. При одновременном пропускании этих газов через воду вновь образуется эта соль. Назовите эту соль, если известно, что плотности двух газов различаются в 2,59 раза.
- 15.36.** При кипячении раствора гидрокарбоната кальция выпало 10 г осадка. Масса жидкости над осадком составила 100 г. Рассчитайте массовую долю соли в исходном растворе.
- 15.37.** Массовая и мольная доли оксида углерода(IV) в его смеси с неизвестным газом равны. Какое это вещество?
- 15.38.** При сжигании 1,00 ммоль вещества X образуется единственный продукт — газ объёмом 1,344 л с плотностью 1,96 г/л (н. у.). Определите вещество X.
- 15.39.** Через 150 г 16%-го раствора гидроксида натрия пропустили 7,84 л (н. у.) углекислого газа. Рассчитайте массовые доли кислой и средней солей в полученном растворе.
- 15.40.** Через известковую воду в течение длительного времени пропускают углекислый газ. Опишите наблюдаемые явления. Постройте график зависимости массы осадка карбоната кальция от объёма газа.
- 15.41.** При прокаливании 59,1 г карбоната двухвалентного металла образовалось 31,3 л углекислого газа (при температуре 1000 °С и давлении 101,3 кПа). Установите формулу карбоната.
- 15.42.** Составьте уравнения реакций по схемам:
- а) $C^0 \longrightarrow C^{-4} \longrightarrow C^{-4} \longrightarrow C^{+4} \longrightarrow C^{+2}$
- б) $C^0 \longrightarrow C^0 \longrightarrow C^{+2} \longrightarrow C^{+4} \longrightarrow C^0$
- 15.43.** Составьте уравнения реакций по схемам:
- а) $C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow CO_2 \longrightarrow C$
- б) $Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow NaHCO_3 \longrightarrow CO_2$
- 15.44.** Как отличить раствор карбоната натрия от раствора гидрокарбоната натрия? Запишите уравнения реакций и укажите их признаки.

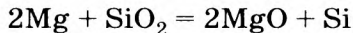
- 15.45.** Через 400 г 28%-го раствора гидроксида калия пропустили 33,6 л углекислого газа (н. у.), полученный раствор разбавили водой до объёма 500 мл. Чему равна концентрация гидрокарбоната калия (в моль/л) в полученном растворе?
- 15.46.** Какой объём углекислого газа (н. у.) надо пропустить через 200 г 1,71%-го раствора гидроксида бария, чтобы масса выпавшего осадка составила 1,97 г, а раствор над осадком не давал окраски с фенолфталеином?
- 15.47.** При сливании 100 мл 10%-го раствора хлорида кальция (плотность 1,11 г/мл) и 106 г 20%-го раствора карбоната натрия выпал осадок. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.
- 15.48.** Имеется смесь твёрдых солей — сульфита калия и карбоната калия. При действии избытка соляной кислоты на 37,5 г смеси выделилось 5,6 л газа (н. у.). Определите состав исходной смеси в массовых процентах.
- 15.49.** Сколько теплоты выделится при сжигании 30 л (н. у.) газа, содержащего 50% пропана (C_3H_8) и 50% бутана (C_4H_{10}) (по объёму), если теплоты сгорания пропана и бутана равны соответственно 2044 и 2418 кДж/моль?

15.2. Кремний

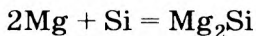
Примеры решения задач

- **Пример 15-4.** Кремний получают при нагревании оксида кремния(IV) с избытком магния. Как выделить кремний из полученной смеси? Запишите уравнения протекающих при этом реакций.

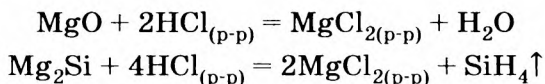
Решение. Магний при нагревании отнимает кислород у оксида кремния:



Для того чтобы в полученной смеси не осталось SiO_2 , берут небольшой, примерно 10% -й избыток магния. Этот избыток реагирует с частью образовавшегося кремния:



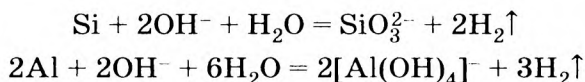
В полученной смеси содержатся три вещества: кремний Si, оксид магния MgO и силицид магния Mg₂Si. При добавлении соляной кислоты оксид и силицид магния перейдут в раствор:



Чистый кремний останется в виде осадка и может быть выделен фильтрованием.

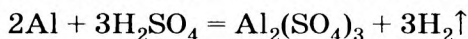
- **Пример 15-5.** Смесь кремния и алюминия общей массой 16,6 г обработали избытком концентрированного раствора щёлочи. В результате реакции выделилось 24,64 л водорода (н. у.). Какой объём водорода выделился бы при действии на эту смесь избытка 10%-й серной кислоты?

Р е ш е н и е. И кремний, и алюминий растворяются в щёлочи:



Пусть в смеси было x моль кремния и y моль алюминия. Масса смеси: $16,6 = 28x + 27y$. В первой реакции выделилось $2x$ моль водорода, а во второй — $1,5y$, всего: $v(\text{H}_2) = 24,64 / 22,4 = 1,1 = 2x + 1,5y$. Решая систему двух уравнений, находим: $x = 0,4$, $y = 0,2$. Смесь состояла из 0,4 моль кремния и 0,2 моль алюминия.

В серной кислоте растворяется только алюминий:



Из 0,2 моль алюминия выделилось $0,2 \cdot 3/2 = 0,3$ моль водорода объёмом $V(\text{H}_2) = 0,3 \cdot 22,4 = 6,72$ л.

О т в е т. 6,72 л H₂.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 15.50.** Найдите массовую долю оксида кремния в каолините $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

- 15.51.** Какое простое вещество может реагировать как с кремнием, так и с оксидом кремния? Приведите уравнения реакций.
- 15.52.** Какое сложное вещество может реагировать как с кремнием, так и с оксидом кремния? Приведите уравнения реакций.
- 15.53.** Как выделить оксид кремния из его смеси с углём, не прибегая к химическим превращениям?
- 15.54.** Как выделить кремний из его смеси с алюминием? Опишите процесс разделения и приведите необходимые уравнения реакций.
- 15.55.** Во сколько раз увеличится масса порошка кремния при прокаливании его на воздухе?
- 15.56.** Во сколько раз простейшее водородное соединение кремния тяжелее простейшего водородного соединения углерода?
- 15.57.** Сколько килограммов кремния можно получить из 100 кг кремнезёма, содержащего 10% примесей?
- 15.58.** При сгорании силана SiH_4 образовалось 3 г оксида кремния. Найдите объём силана (н. у.).
- 15.59.** Бесцветная жидкость, образующаяся при взаимодействии кремния с хлором, реагирует с водой, при этом выпадает белый осадок. Запишите уравнения реакций.
- 15.60.** В каком массовом отношении нужно смешать кремний и магний для получения силицида магния Mg_2Si ?
- 15.61.** Оксид кремния(IV) и оксид углерода(IV) описываются одинаковой общей формулой: RO_2 . Почему они сильно различаются по свойствам? К какому типу относится кристаллическая решётка каждого из этих веществ в твёрдом состоянии?

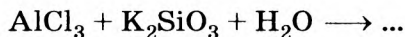
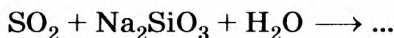
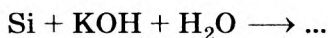
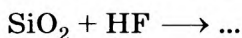
Уровень 2

- 15.62.** Кремний не растворяется в концентрированной азотной кислоте, так как она окисляет его до оксида, образующего защитную плёнку на поверхности кремния. Эту плёнку можно снять фтороводородной кислотой, и тогда кремний растворится. Напишите уравнение реакции кремния со смесью азотной и фтороводородной кислот (азотная кислота восстанавливается до NO_2).

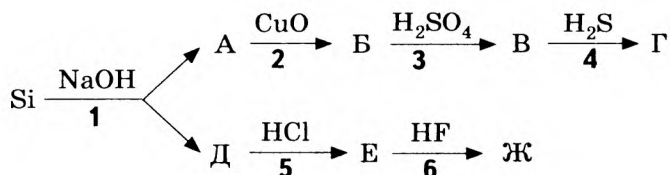
- 15.63.** При действии на раствор силиката натрия раствором хлорида аммония выпадает белый осадок. Запишите уравнение реакции.
- 15.64.** При сжигании смеси углерода и кремния масса твёрдого вещества не изменилась. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси. Из чего состоит полученное твёрдое вещество?
- 15.65.** Определите формулу соединения кремния с водородом, содержащего 91,3% кремния по массе.
- 15.66.** В каком массовом отношении нужно смешать оксид кремния и магний для получения силицида магния Mg_2Si ?
- 15.67.** Смесь кремния и угля общей массой 5,0 г обработали избытком концентрированного раствора щёлочи. В результате реакции выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю углерода в этой смеси.
- 15.68.** Сколько граммов метасиликата натрия может быть получено при сплавлении 12,0 г кремнезёма (оксида кремния(IV)) с избытком карбоната натрия?
- 15.69.** Составьте уравнения реакций по схеме:
- $$Si^{+4} \longrightarrow Si^0 \longrightarrow Si^{-4} \longrightarrow Si^{+4} \longrightarrow Si^0 \longrightarrow Si^{+4}$$
- 15.70.** Как осуществить следующие превращения?
- а) $Si \longrightarrow \dots \longrightarrow \dots \longrightarrow H_2SiO_3$
- б) $Mg_2Si \longrightarrow \dots \longrightarrow Si$
- в) $K_2SiO_3 \longrightarrow \dots \longrightarrow \dots \longrightarrow SiH_4$
- Запишите уравнения реакций.
- 15.71.** С каким из перечисленных соединений может реагировать оксид кремния(IV): CO_2 , Na_2O , H_2O , $NaOH$, HCl , Mg , H_2SO_4 , K_2CO_3 ? Запишите уравнения реакций и укажите, при каких условиях они возможны.
- 15.72.** Обычным сырьём при варке стекла бывают сода Na_2CO_3 , известняк $CaCO_3$ и кремнезём SiO_2 . Рассчитайте массу каждого из этих веществ, необходимых для производства 20 кг стекла, состав которого описывается формулой $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.
- 15.73.** Взаимодействие простых веществ А и В при высоких температурах приводит к образованию кристаллического соединения С. При со-

рании одного моля С в атмосфере кислорода образуется один моль твёрдого кислотного оксида D и два моля газообразного кислотного оксида E, который вызывает помутнение известковой воды. Приведите формулы веществ А—Е и запишите уравнения реакций.

15.74. Завершите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и укажите условия протекания процессов.



15.75. Составьте уравнения химических реакций, соответствующие следующей схеме превращений. Определите неизвестные вещества А—Ж.



16.1. Металлы I и II групп

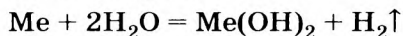
Примеры решения задач

- **Пример 16-1.** Объясните, почему натрий и калий при реакции с водой часто загораются, а кальций реагирует с ней довольно спокойно, без возгорания.

Решение. При реакции щелочных металлов с водой загораются не они, а водород. Натрий и калий легче воды и реагируют с ней на поверхности, где выделяющийся водород загорается на воздухе за счёт теплоты реакции металла с водой. Кальций тяжелее воды и реагирует с ней на дне сосуда, поэтому водород проходит через слой воды и выходит на поверхность уже с обычной температурой.

- **Пример 16-2.** При взаимодействии 6,0 г металла с водой выделилось 3,36 л водорода (н. у.). Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

Решение. Поскольку металл двухвалентен, его реакция с водой описывается уравнением:



Согласно уравнению, $\nu(\text{Me}) = \nu(\text{H}_2) = 3,36/22,4 = 0,15$ моль. Отсюда атомная масса металла равна: $A(\text{Me}) = m / \nu = 6,0 / 0,15 = 40$ г/моль. Этот металл — кальций.

О т в е т. Кальций.

- **Пример 16-3.** Не прибегая к расчётам, определите, в каком из гидроксидов щелочных металлов массовая доля металла наименьшая.

Р е ш е н и е. Общая формула гидроксидов щелочных металлов — MOH (M — металл). Массовая доля металла в этом соединении равна:

$$\omega(\text{M}) = \frac{A(\text{M})}{M(\text{MOH})} = \frac{A(\text{M})}{A(\text{M}) + 17} = 1 - \frac{17}{A(\text{M}) + 17}.$$

Из этой формулы видно, что при увеличении атомной массы металла его массовая доля в гидроксиде увеличивается. Это означает, что наименьшая массовая доля будет у самого лёгкого металла — у лития.

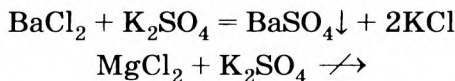
О т в е т. В LiOH .

■ **Пример 16-4.** Как различить следующие вещества?

- а) MgCl_2 и BaCl_2
- б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- в) KNO_3 и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

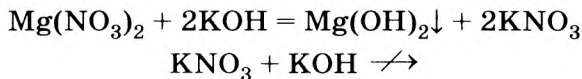
Запишите уравнения используемых реакций и укажите их признаки.

Р е ш е н и е. а) Ионы магния и бария отличаются друг от друга по реакции с сульфат-ионом — барий образует осадок, а магний нет:



б) Гидроксид магния нерастворим в воде, а гидроксид бария растворим. В данном случае нет необходимости проводить химическую реакцию.

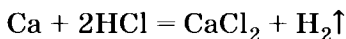
в) Отличить ионы магния от ионов калия можно по реакции с щелочами: магний при этом образует нерастворимый гидроксид:



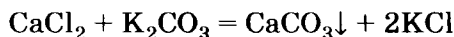
■ **Задача 16-5.** Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



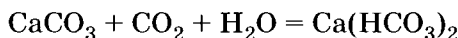
Р е ш е н и е. 1) Кальций — активный металл, он реагирует с кислотами с выделением водорода:



2) Хлорид кальция растворим в воде, а карбонат кальция нет, поэтому можно провести обменную реакцию между солями:



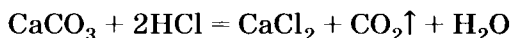
3) Карбонат кальция растворяется при пропускании углекислого газа через его взвесь в воде:



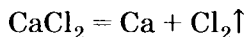
4) Гидрокарбонат кальция — кислая соль неустойчивой угольной кислоты, и при нагревании он разлагается с образованием среднего карбоната:



5) Карбонат кальция, как соль слабой кислоты, растворяется в сильных кислотах:



6) Электролиз расплава хлорида кальция — способ получения металлического кальция:

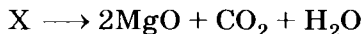


■ **Пример 16-6.** При прокаливании 22,72 г соли образовалось 12,8 г оксида магния, 7,04 г оксида углерода(IV) и 2,88 г воды. Установите формулу соли и назовите её.

Р е ш е н и е. Найдём относительные количества продуктов реакции: $\nu(\text{MgO}) = 12,8 / 40 = 0,32$ моль; $\nu(\text{CO}_2) = 7,04 / 44 = 0,16$ моль; $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 2,88 / 18 = 0,16$ моль.

$$\nu(\text{MgO}) : \nu(\text{CO}_2) : \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,32 : 0,16 : 0,16 = 2 : 1 : 1.$$

Уравнение реакции разложения имеет вид



Подсчитывая число атомов в правой части уравнения, находим формулу неизвестной соли X: $\text{Mg}_2\text{CH}_2\text{O}_5$ — это основной карбонат магния, $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, или $\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2$.

О т в е т. $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$.

- 16.1.** Какой ион металла II группы изоэлектронен иону калия?
- 16.2.** Что общего и в чём различия между электронными конфигурациями: а) натрия и калия; б) натрия и магния?
- 16.3.** Запишите по одному уравнению реакций, в которых: а) атомы натрия превращаются в ионы натрия; б) ионы калия превращаются в атомы калия.
- 16.4.** Сколько ионов натрия находится в 100 мл 14%-го раствора хлорида натрия (плотность 1,14 г/мл)?
- 16.5.** Загоревшийся натрий не удаётся потушить углекислым газом. Как это объяснить? Запишите уравнение реакции.
- 16.6.** Гранула гидроксида натрия при хранении на воздухе сначала превращается в каплю маслянистой жидкости, а затем — в белый порошок. Дайте объяснение этому факту.
- 16.7.** Масса открытой склянки с кристаллической содой $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ при хранении на воздухе уменьшается, а масса склянки с безводным карбонатом натрия увеличивается. Дайте объяснение этим фактам.
- 16.8.** Как по физическим или химическим свойствам отличить кальций от: а) натрия; б) железа?
- 16.9.** При растворении в воде 1,75 г щелочного металла выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Определите металл.
- 16.10.** В 150 г воды растворили 11,2 г лития. Рассчитайте массовую долю вещества в полученном растворе.
- 16.11.** Почему при взаимодействии кальция с водой раствор мутнеет, а скорость реакции замедляется?
- 16.12.** Имеются равные массы лития, натрия и калия. Не прибегая к расчётам, определите, при растворении какого металла в воде выделится наибольший объём водорода.
- 16.13.** Имеются равные массы лития, натрия и калия. Какой металл может присоединить наибольшее количество кислорода? Учтите, что натрий окисляется до пероксида, а калий — до надпероксида.

- 16.14.** Не прибегая к расчётам, определите, в каком из галогенидов калия массовая доля калия наибольшая.
- 16.15.** Сколько граммов хлорида кальция образуется при сжигании 2,0 г кальция в хлоре?
- 16.16.** При разложении карбоната кальция образовалось 50 г оксида кальция, что составляет 80% от теоретического выхода. Сколько граммов карбоната кальция подвергли разложению?
- 16.17.** Сколько граммов технического карбоната бария вступило в реакцию с избытком соляной кислоты, если при этом выделилось 20 л углекислого газа (н. у.), что составляет 90% от теоретического выхода?
- 16.18.** При взаимодействии технического гидроксида натрия с соляной кислотой было выделено 50 г хлорида натрия, что составляет 95% от теоретического выхода. Сколько граммов технического гидроксида натрия использовали?
- 16.19.** Найдите массу искусственного мела (карбоната кальция), который можно получить из 1 кг карбоната натрия.
- 16.20.** Разложение известняка проводят в печах при температуре порядка 1000 °С. Рассчитайте, сколько килограммов негашёной извести (оксида кальция) можно получить из 2 т известняка (карбоната кальция), содержащего 1% некарбонатных примесей.
- 16.21.** Сколько граммов карбоната натрия образуется при длительном нагревании 21 г гидрокарбоната натрия?
- 16.22.** Рассчитайте массу декагидрата сульфата натрия, который может быть выделен из раствора, полученного при растворении в воде 49,7 г безводного сульфата натрия.
- 16.23.** Как получить пероксид водорода, используя в качестве реактивов барий, кислород и серную кислоту? Приведите уравнения реакций.
- 16.24.** Что происходит при взаимодействии оксида натрия с углекислым газом и сернистым газом? Запишите уравнения реакций.
- 16.25.** При добавлении раствора хлорида бария к раствору гидроксида натрия, хранившемуся на воздухе, выпал белый осадок. Как это можно объяснить?

16.26. Как различить следующие вещества:

а) соду (Na_2CO_3) и мел (CaCO_3);

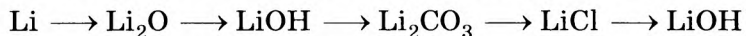
б) мел и гипс (CaSO_4);

в) соду и поташ (K_2CO_3)?

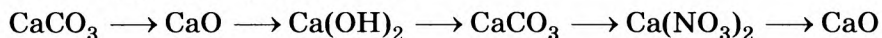
Запишите уравнения используемых реакций и укажите их признаки.

16.27. Используя только известняк (карбонат кальция) и воду, получите негашёную и гашёную известь.

16.28. Составьте уравнения химических реакций по схеме:



16.29. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



Уровень 2

16.30. Какой щелочной металл со временем может превратиться в галоген? Запишите уравнение этого процесса.

16.31. Какой щёлочноземельный металл со временем превращается в два инертных газа? Составьте уравнение.

16.32. Образец массой 7,8 г соединения натрия с кислородом содержит $1,2 \cdot 10^{23}$ атомов натрия. Определите формулу этого соединения.

16.33. Сколько граммов лития надо добавить к 100 г воды, чтобы получить 15%-й раствор гидроксида лития?

16.34. Натрий с калием образуют сплав, из которого выделяются кристаллы, содержащие 22,8% натрия. Запишите формулу этого вещества и уравнение его взаимодействия с водой.

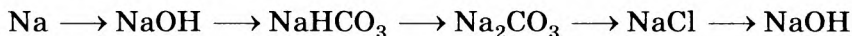
16.35. При сгорании магния на воздухе образуется смесь двух веществ. Запишите их формулы и приведите уравнения реакций.

16.36. Имеется смесь карбонатов калия и кальция. Предложите схему получения чистых металлов из этой смеси.

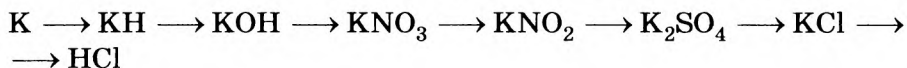
16.37. В веществах XYO_2 и XYO_3 массовые доли кислорода равны 46,4 и 56,7% соответственно. Определите элементы X и Y. Запишите их символы.

- 16.38.** Что происходит при взаимодействии пероксида натрия с углекислым газом и сернистым газом? Запишите уравнения реакций.
- 16.39.** Обработали 52,2 г твёрдого фторида щелочного металла концентрированной серной кислотой. При этом выделилось 20,16 л (н. у.) газообразного продукта реакции. Определите неизвестный металл, приведите уравнение реакции.
- 16.40.** При длительном прокаливании 52,2 г кристаллогидрата карбоната магния образовалось 12,0 г твёрдого остатка. Определите формулу исходного кристаллогидрата.
- 16.41.** Сколько граммов пероксида натрия понадобится для получения 100 л кислорода (н. у.) из углекислого газа?
- 16.42.** При действии избытка оксида углерода(IV) на 13,75 г пероксида щелочного металла выделился газ объёмом 1,4 л (н. у.). Определите металл и запишите уравнение реакции.
- 16.43.** При взаимодействии избытка соляной кислоты со смесью магния и карбоната магния общей массой 30 г выделилось 11,2 л смеси газов (при н. у.). Определите массовую долю металлического магния в смеси.
- 16.44.** Карбонат магния прокаливали до тех пор, пока масса твёрдого вещества не уменьшилась вдвое. Найдите состав полученной смеси в массовых процентах.
- 16.45.** При кипячении 1,0 л воды из скважины образовался осадок карбоната кальция массой 1,0 г. Рассчитайте молярную концентрацию гидрокарбоната кальция в воде.
- 16.46.** Смешали 100 мл 10,6%-го раствора карбоната натрия (плотность 1,08 г/мл) и 100 г 11,1%-го раствора хлорида кальция. Найдите массовые доли веществ в конечном растворе.
- 16.47.** Рассчитайте объём углекислого газа (н. у.), который выделяется при действии избытка соляной кислоты на 40 г смеси карбоната кальция и гидрокарбоната калия.
- 16.48.** Через 200 г 4%-го раствора гидроксида натрия пропускали углекислый газ до тех пор, пока масса раствора не возросла на 3%. Найдите массовые доли веществ в полученном растворе.

16.49. Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



16.50. Приведите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



16.51. Соль А хорошо растворима в воде и при внесении в пламя вызывает фиолетовое окрашивание. Её добавление к раствору нитрата серебра приводит к образованию жёлтого осадка, а при взаимодействии соли А с подкисленным раствором перманганата калия наблюдается исчезновение розовой окраски и появление тёмного окрашивания. Определите соль А, приведите уравнения реакций.

16.52. Металлический кальций массой 4,0 г сплавил с избытком графита. На полученное твёрдое вещество подействовали избытком соляной кислоты, при этом выделился газ, который образует осадок при пропускании через аммиачный раствор оксида серебра. Запишите уравнения всех описанных процессов и рассчитайте массу осадка.

16.53. При взаимодействии 15 г йодида натрия с избытком пероксида натрия количественно выделился иод. Рассчитайте объём 0,05 М раствора сульфида натрия, который необходим для реакции с выделившимся иодом.

16.54. Запишите уравнения реакций, соответствующие схеме:



Определите вещества X_1 и X_2 .

16.55. При сильном прокаливании 32,4 г соли образовалось 11,2 г оксида кальция, 17,6 г оксида углерода(IV) и 3,6 г воды. Установите формулу соли, назовите её и предложите способ получения.

16.56. При действии избытка углекислого газа на 11,36 г неизвестного соединения металла с кислородом образовалось твёрдое вещество А и выделился газ В. Вещество А растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата бария, при этом выпало 15,76 г осадка. Газ В пропустили через трубку с раскалённой медью, и масса трубки увеличилась на 3,84 г. Установите формулы исходного соединения и веществ А и В.

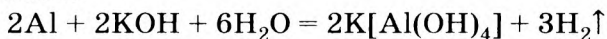
- 16.57.** При электролизе 50 г 11,1%-го раствора хлорида кальция на аноде выделилось 3,36 л газообразных веществ (н. у.). Эти газы пропущены через нагретую трубку, содержащую 15 г магния. Рассчитайте массовые доли веществ в трубке после окончания опыта.
- 16.58.** Соединение X состоит из ионов А и В, имеющих электронную конфигурацию аргона. Атомная доля элемента А равна 1/3. Соединение Y состоит из ионов С и D, изоэлектронных неону. Атомные доли С и D в соединении Y равны. При взаимодействии водных растворов X и Y образуется твёрдое вещество Z. Запишите формулу вещества Z.

16.2. Алюминий

Примеры решения задач

- **Пример 16-7.** При растворении 4,5 г частично окисленного алюминия в избытке раствора КОН выделяется 3,7 л (н. у.) водорода. Определите массовую долю алюминия в образце.

Решение. И алюминий, и его оксид растворяются в щелочах, однако водород выделяется только при растворении алюминия:



Массу алюминия можно определить по объёму выделившегося водорода:

$$v(\text{H}_2) = 3,7 / 22,4 = 0,165 \text{ моль,}$$

$$v(\text{Al}) = v(\text{H}_2) / 3 \cdot 2 = 0,11 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Al}) = 0,11 \cdot 27 = 2,97 \text{ г.}$$

$$\text{Массовая доля алюминия в смеси с оксидом: } \omega(\text{Al}) = 2,97 / 4,5 = 0,66 = 66\%.$$

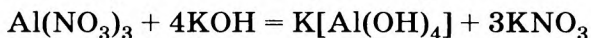
О т в е т. 66% Al.

- **Пример 16-8.** В трёх пробирках находятся водные растворы хлорида аммония, хлорида алюминия и нитрата алюминия. Как можно распознать, где какое вещество находится? Опишите процедуру идентификации и напишите уравнения используемых реакций.

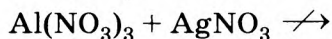
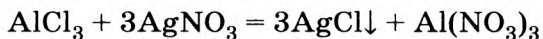
Р е ш е н и е. Возьмём пробу из каждой пробирки и добавим ко всем пробам избыток раствора щёлочи. В одной из проб выделится газ — там был хлорид аммония:



В двух других пробах первоначально выпадающий осадок растворится в избытке щёлочи:



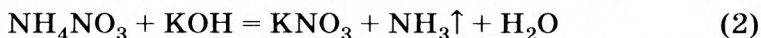
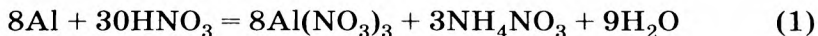
Пробирку с хлоридом аммония отложим в сторону. Из двух оставшихся пробирок снова возьмём пробы и добавим к ним нитрат серебра. Там, где выпадает белый осадок, был хлорид алюминия:



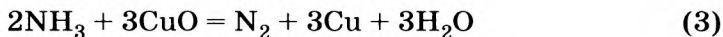
В оставшейся пробирке был нитрат алюминия.

■ **Пример 16-9.** В разбавленной азотной кислоте растворена навеска алюминия. При нагревании полученного раствора с избытком щёлочи выделился газ, который был использован для полного восстановления 24 г оксида меди(II). Определите массу алюминия, растворённого в азотной кислоте.

Р е ш е н и е. Газ при нагревании со щёлочью выделяется только из солей аммония. В данном случае речь идёт о нитрате аммония, который образовался при восстановлении азотной кислоты алюминием:



Выделяющийся аммиак восстанавливает оксид меди(II) до меди:



Проведём расчёт по уравнениям реакций.

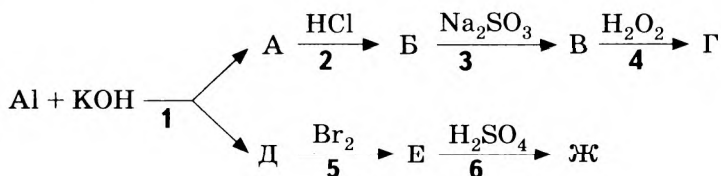
$$\nu(\text{CuO}) = 24 / 80 = 0,3 \text{ моль.}$$

По уравнению (3), $\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{CuO}) / 3 \cdot 2 = 0,2 \text{ моль.}$ По уравнению (2), $\nu(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \nu(\text{NH}_3) = 0,2 \text{ моль.}$ По уравне-

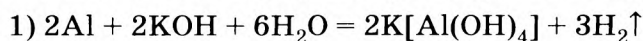
нию (1), $\nu(\text{Al}) = \nu(\text{NH}_3) / 3 \cdot 8 = 0,53$ моль. Масса алюминия:
 $m(\text{Al}) = 0,53 \cdot 27 = 14,4$ г.

О т в е т. 14,4 г.

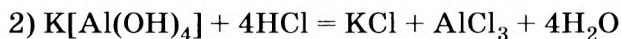
■ **Пример 16-10.** Запишите уравнения химических реакций, соответствующих следующей схеме превращений. Укажите условия реакций. Определите неизвестные вещества А—Ж.



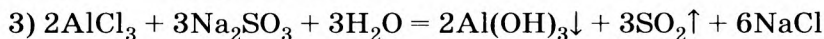
Р е ш е н и е. Алюминий растворяется в щёлочи.



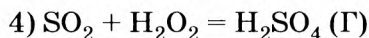
Из двух продуктов реакции с HCl реагирует только алюминат калия — вещество А.



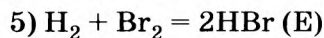
С сульфитом натрия в водном растворе реагирует хлорид алюминия — вещество Б.



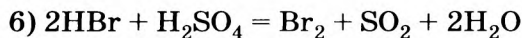
Среди продуктов этой реакции есть только один восстановитель, который окисляется раствором пероксида водорода — это диоксид серы, вещество В.



Другой продукт самой первой реакции — водород (Д) — взаимодействует с бромом в газовой фазе при нагревании.



Бромоводород окисляется концентрированной серной кислотой.



Вещество Ж — бром.

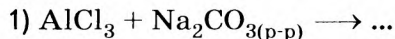
О т в е т. А — $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, Б — AlCl_3 , В — SO_2 , Г — H_2SO_4 , Д — H_2 , Е — HBr , Ж — Br_2 .

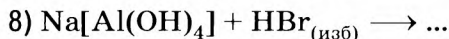
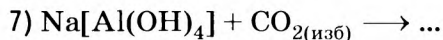
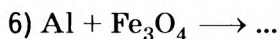
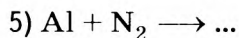
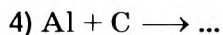
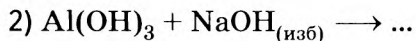
Уровень 1

- 16.59.** Составьте электронную конфигурацию атома алюминия. Сколько у него валентных электронов? Сколько из них неспаренных?
- 16.60.** Составьте схему превращений, позволяющих получить алюминий из раствора нитрата алюминия.
- 16.61.** При растворении 13 г частично окисленного алюминия в избытке соляной кислоты выделяется 13,1 л (н. у.) водорода. Определите массовую долю оксида алюминия в образце.
- 16.62.** Сколько литров водорода (н. у.) выделится при растворении 2,7 г алюминия в избытке: а) соляной кислоты; б) разбавленной серной кислоты; в) раствора гидроксида натрия?
- 16.63.** С какими кислотами алюминий взаимодействует с выделением водорода, а с какими — без выделения водорода? Напишите молекулярные и сокращённые ионные уравнения соответствующих реакций.
- 16.64.** Приведите уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства оксида алюминия.
- 16.65.** Запишите уравнения реакций оксида алюминия: а) с раствором гидроксида натрия; б) с расплавом гидроксида натрия.
- 16.66.** Запишите уравнения реакций по схеме:
- $$\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}$$
- 16.67.** В одной пробирке находится раствор хлорида магния, в другой — хлорида алюминия. С помощью какого одного реактива можно установить, в каких пробирках находятся эти соли?
- 16.68.** При взаимодействии алюминия с Pb_3O_4 образовалось 103,5 г свинца. Какова масса вещества, содержащего алюминий?
- 16.69.** Во сколько раз уменьшается масса твёрдого вещества при длительном прокаливании нитрата алюминия?
- 16.70.** Определите объём водорода (н. у), образующегося при взаимодействии 15 г сплава силумина (89% Al, 11% Si) с избытком щёлочи.

- 16.71.** Нагрели 5,4 г алюминия с избытком графита при отсутствии кислорода, полученную смесь обработали водой. Запишите уравнения химических реакций и рассчитайте массы образовавшихся веществ.
- 16.72.** При пропускании постоянного тока силой 6,4 А в течение 30 мин через расплав оксида алюминия на катоде выделилось 0,9 г металла. Определите выход реакции электролиза.
- 16.73.** Какое (какие) из указанных ниже веществ можно использовать для полного осаждения гидроксида алюминия из раствора хлорида алюминия: KOH, Na₂CO₃, Cu(OH)₂, раствор NH₃?
- 16.74.** Составьте полные уравнения следующих реакций:
- 1) $\text{AlCl}_3 + \text{KOH}(\text{недост.}) \longrightarrow \dots$
 - 2) $\text{AlCl}_3 + \text{KOH}(\text{изб.}) \longrightarrow \dots$
 - 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NH}_3(\text{изб.}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
 - 4) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
- 16.75.** На сплав алюминия и меди (массовая доля меди составляет 5%) подействовали избытком холодной концентрированной серной кислоты, при этом выделилось 3,36 л (н. у.) оксида серы(IV). Найдите объём газа, который выделяется при действии соляной кислоты на такую же массу сплава.
- 16.76.** Какой из указанных ниже способов можно использовать для получения сульфида алюминия?
- 1) Нагревание сульфата алюминия с углём.
 - 2) Взаимодействие алюминия с серой при отсутствии влаги при нагревании.
 - 3) Смешивание растворов сульфида натрия и хлорида алюминия.
- Запишите уравнения реакций, происходящих в каждом случае.
- 16.77.** К раствору, содержащему 13,35 г хлорида алюминия, добавили 25 г сульфита натрия. Определите массу выпавшего осадка и объём выделившегося газа при нормальном давлении и температуре 20 °С.
- 16.78.** Навеску алюминия сплавляли с 14 г серы. Продукт реакции внесли в горячую воду, в результате чего выделилось 6,72 л (н. у.) газа. Определите массу алюминия.

- 16.79.** Аллюмокалиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — представитель двойных солей. Рассчитайте массовую долю алюминия в квасцах, а также массу осадка, который образуется при добавлении избытка раствора аммиака к раствору 20 г квасцов в воде.
- 16.80.** Аллюмокалиевые квасцы растворили в воде. Из полученного раствора осадили 1,56 г гидроксида алюминия. Рассчитайте массу квасцов.
- 16.81.** Рассчитайте массы оксида алюминия и карбоната калия, которые необходимы, чтобы получить 98 г твёрдого продукта их сплавления. Приведите уравнение реакции.
- 16.82.** Определите неизвестное вещество X и приведите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:
- $$\text{Al} \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{Al}$$
- 16.83.** При взаимодействии навески алюминия с раствором гидроксида натрия выделилось 30 л газа. Какой объём оксида азота(II) выделится при взаимодействии такой же навески алюминия с 40%-й азотной кислотой? Температура и давление в обоих случаях одинаковые. Считайте, что NO — единственный продукт восстановления азотной кислоты.
- 16.84.** Имеются три вещества: карбонат натрия, азотная кислота и оксид алюминия. Запишите уравнения всех возможных реакций, протекающих попарно между указанными веществами.
- 16.85.** Сколько теплоты выделится при поджигании смеси, состоящей из 19 г оксида хрома(III) и 20 г алюминия? Теплоты образования оксидов хрома(III) и алюминия равны соответственно 1141 и 1675 кДж/моль.
- 16.86.** Для полного разложения некоторого количества гидроксида алюминия потребовалось 28,5 кДж теплоты. Полученное твёрдое вещество растворили в 300 г 21%-й азотной кислоты. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе. Теплота реакции разложения гидроксида алюминия равна –95 кДж/моль.
- 16.87.** Запишите уравнения следующих реакций:





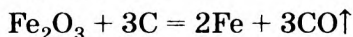
16.88. Сплав меди с алюминием общей массой 2,0 г обработали 40%-м раствором гидроксида натрия (плотность 1,43 г/мл) до прекращения выделения газа. Остаток растворили в разбавленной азотной кислоте, образовавшуюся при этом соль выделили и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 0,8 г. Определите массовые доли металлов в сплаве и объём израсходованного раствора щёлочи.

16.89 В разбавленной азотной кислоте растворена навеска алюминия. При нагревании полученного раствора с избытком щёлочи выделился газ, который был использован для полного восстановления 42,9 г оксида меди(II). Определите массу алюминия, растворённого в азотной кислоте.

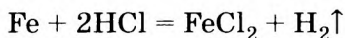
Примеры решения задач

- **Пример 17-1.** Как из оксида железа(III) получить хлорид железа(II)?

Решение. Из оксида железа(III) при нагревании с углём можно получить железо:



Оно растворяется в соляной кислоте с образованием хлорида железа(II):



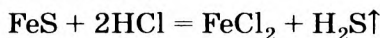
- **Пример 17-2.** Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



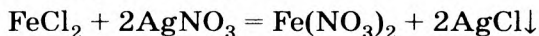
Определите неизвестные вещества. Рассмотрите два случая:

- а) все реакции — обменные;
б) все реакции — окислительно-восстановительные.

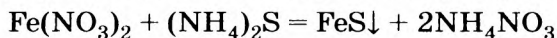
Решение. а) Сульфид железа — соль слабой кислоты и поэтому растворяется в сильных кислотах. Для того чтобы реакция не была окислительно-восстановительной, надо использовать соляную кислоту:



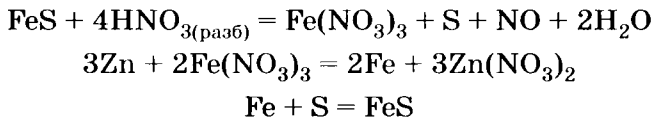
X_1 — FeCl_2 . Из хлорида железа(II) по реакции обмена можно получить нитрат железа(II):



X_2 — $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$. Наконец, нитрат можно превратить в сульфид по реакции обмена, но только не с сероводородом (эта реакция не идёт), а с любым растворимым сульфидом:



б) Используем метод ретросинтеза, т. е. рассмотрим цепочку справа налево. Сульфид железа(II) можно получить нагреванием железа (X_2 — Fe) с серой. Железо вытесняется цинком из любой растворимой соли железа(III), например $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (вещество X_1), которую можно получить растворением сульфида железа(II) в кислотах-окислителях. Уравнения реакций:

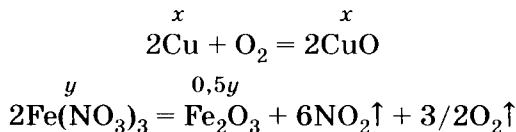


О т в е т. а) X_1 — FeCl_2 , X_2 — $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; б) X_1 — $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, X_2 — Fe.

■ **Пример 17-3.** Смесь меди и нитрата железа(III) прокалили на воздухе. Масса твёрдого вещества при этом не изменилась. Определите массовые доли компонентов в исходной смеси.

Р е ш е н и е. Пусть в исходной смеси содержалось x моль меди и y моль нитрата железа(III), тогда общая масса смеси: $m = m(\text{Cu}) + m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 64x + 242y$.

При прокаливании этой смеси на воздухе происходят реакции:



Твёрдый остаток представляет собой оксид меди(II) и оксид железа(III): $\nu(\text{CuO}) = x$, $m(\text{CuO}) = 80x$; $\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,5y$, $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 80y$. По условию, масса твёрдого остатка равна массе исходной смеси:

$$64x + 242y = 80x + 80y,$$

откуда $x = 10,125y$.

Массовые доли веществ в исходной смеси:

$$\omega(\text{Cu}) = 64x / (64x + 242y) = 64 \cdot 10,125y / (64 \cdot 10,125y + 242y) = 0,728.$$

$$\omega(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 242y / (64x + 242y) = 242y / (64 \cdot 10,125y + 242y) = 0,272.$$

О т в е т. 72,8% Cu, 27,2% $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

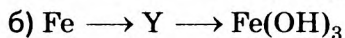
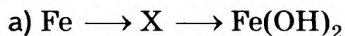
Уровень 1

- 17.1.** Запишите уравнения реакций восстановления ионов Fe^{2+} : а) простым веществом; б) сложным веществом.
- 17.2.** В виде каких минералов встречается железо в природе? Что называют гематитом, магнетитом, вюститом, сидеритом? Запишите формулы этих минералов.
- 17.3.** Железо реагирует с серой, кислородом, хлором, соляной кислотой, раствором сульфата меди(II). Запишите уравнения реакций.
- 17.4.** Рассчитайте массу твёрдого остатка, полученного обезвоживанием 100 г железного купороса (гептагидрата сульфата железа(II)).
- 17.5.** Для растворения одного и того же образца железа необходимо 147 г 20%-го раствора серной кислоты или 200 г соляной кислоты. Рассчитайте концентрацию соляной кислоты.
- 17.6.** При растворении в соляной кислоте образца стали массой 50 г на дне колбы остался чёрный осадок массой 0,7 г. Найдите массовую долю углерода в стали.
- 17.7.** Удастся ли сжечь железную проволоку массой 3 г в колбе объёмом 5 л, наполненной кислородом при н. у.? Ответ подтвердите расчётом.
- 17.8.** Ржавый железный гвоздь массой 10 г растворили в соляной кислоте, при этом выделилось 3,136 л водорода (н. у.). Определите массовую долю ржавчины в гвозде.
- 17.9.** Сколько граммов железа необходимо взять для получения 32,5 г хлорида железа(III)?
- 17.10.** Какой объём газа (н. у.) выделится при взаимодействии 11,2 г железных опилок со 100 г 24,5%-й серной кислоты?
- 17.11.** Приведите пример растворимой в воде соли, при обработке которой щёлочью образуется осадок бурого цвета, а при взаимодействии с нитратом серебра — белый творожистый осадок. Запишите уравнения реакций.
- 17.12.** Объясните, в чём разница в действии разбавленной (20%-й) и более концентрированной (70%-й) серной кислоты на железо. Запишите уравнения реакций.

- 17.13.** Назовите два металла, которые можно использовать для вытеснения железа из раствора хлорида железа(II).
- 17.14.** Предложите способы получения оксида железа(III), исходя из:
а) соли бескислородной кислоты; б) соли кислородсодержащей кислоты.
- 17.15.** Предложите способы получения бромида железа(III) с помощью:
а) обменной реакции; б) окислительно-восстановительной реакции.
- 17.16.** Соединения железа(II) могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Запишите по одному уравнению реакций, в которых хлорид железа(II) является: а) окислителем; б) восстановителем.
- 17.17.** Запишите уравнения реакций окисления сульфата железа(II) в сернокислой среде: а) кислородом; б) перманганатом калия.
- 17.18.** Как можно очистить раствор сульфата железа(II) от примеси сульфата меди(II)? Напишите уравнение реакции.
- 17.19.** Железную пластинку массой 15,2 г продолжительное время выдерживали в растворе, содержащем 16,0 г сульфата меди. По окончании реакции пластинку вынули из раствора и высушили. Чему стала равна её масса?
- 17.20.** При действии избытка соляной кислоты на сплав железа с медью выделилось 224 мл газа (н. у.). Вычислите массу сплава, если известно, что железа в нём содержалось 20% по массе.
- 17.21.** При взаимодействии 13,44 г железных стружек с хлором было получено 32,5 г хлорида железа(III). Определите массовую долю выхода реакции.
- 17.22.** Сплав железа с алюминием, общей массой 11 г, выделяет из раствора гидроксида натрия 2,24 л газа (н. у.). Какой объём газа (н. у.) выделится при обработке этого сплава соляной кислотой?
- 17.23.** Смесь порошков железа и серы прокалили. Полученный продукт при обработке соляной кислотой выделил газ объёмом 3,36 л (н. у.), при этом в колбе остался твёрдый остаток массой 1,8 г. Найдите массу исходной смеси.
- 17.24.** Как осуществить следующие превращения?
$$\text{Fe} \longrightarrow \text{FeCl}_3 \longrightarrow \text{Fe(OH)}_3 \longrightarrow \text{Fe(NO}_3)_3$$

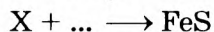
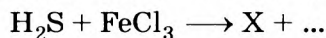
Запишите уравнения реакций.

17.25. Составьте уравнения реакций по следующим схемам:



Определите неизвестные вещества.

17.26. Составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам:



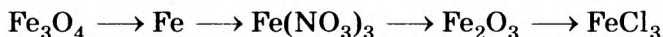
Определите вещество X.

17.27. Объясните, по какой причине в таблице растворимости в клетках, соответствующих сульфиду, сульфиту и карбонату железа(III), стоят прочерки.

17.28. Объясните, почему иодид железа(III) неустойчив в водном растворе (ему соответствует прочерк в таблице растворимости), хотя иодоводородная кислота сильная.

17.29. При помощи каких качественных реакций можно доказать присутствие ионов железа(III) в растворе сульфата железа(II), который хранился на воздухе?

17.30. Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:

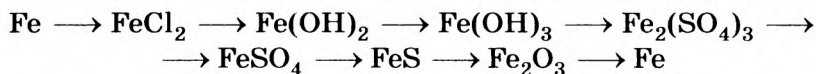


Уровень 2

17.31. В смеси двух сульфатов железа на 1 атом железа приходится 5 атомов кислорода. Вычислите массовую долю железа в этой смеси.

17.32. Предложите способ очистки нитрата железа(III) от примеси нитрата цинка. Запишите уравнения реакций.

17.33. Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



17.34. Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:

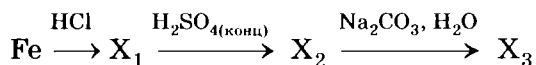


Определите неизвестные вещества. Рассмотрите два случая:

а) все реакции — обменные;

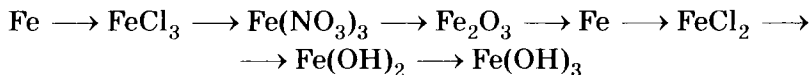
б) все реакции — окислительно-восстановительные.

- 17.35.** Запишите уравнения реакций, соответствующих следующей последовательности превращений:



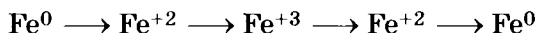
Определите неизвестные вещества.

- 17.36.** Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



- 17.37.** Железо при нагревании соединяется с оксидом углерода(II), образуя летучие карбонилы. Определите формулу карбонила железа, который содержит 28,6% железа по массе.

- 17.38.** Запишите уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:



18.1. Основные понятия органической химии**■ Основные определения**

Органическая химия — химия соединений углерода, за исключением оксидов углерода и солей угольной кислоты.

Углеводород — органическое соединение, которое состоит из атомов двух элементов — углерода и водорода.

Углеродный скелет — последовательность химически связанных между собой атомов углерода.

Структурная формула — формула, которая описывает порядок соединения атомов в молекуле.

Изомеры — вещества, имеющие одинаковый состав (одинаковую молекулярную формулу), но разное строение молекул.

Гомологи — вещества, принадлежащие к одному классу органических соединений, но отличающиеся друг от друга по составу на целое число групп CH_2 .

Примеры решения задач

- **Пример 18-1.** Установите молекулярную формулу углеводорода, если плотность его паров по воздуху равна 1,52.

Решение. Если неизвестен тип углеводорода, то его обычно обозначают общей формулой C_xH_y . Молярная масса углеводорода равна: $M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{возд}} \cdot M_{(\text{возд})} = 1,52 \cdot 29 = 44$ г/моль. Согласно молекулярной формуле, та же молярная масса равна $12x + y$. Уравнение $12x + y = 44$ имеет бесконечно много решений даже в целых числах. Тем не менее единственное решение, имеющее химический смысл, можно найти методом перебора.

Сначала найдём максимально возможное число атомов углерода в данной молекуле: $x \leq 44 / 12 = 3,7$, поэтому число атомов углерода меньше или равно 3. Проведём перебор возможных значений x и y , уменьшая каждый раз значение x на единицу.

$x = 3, y = 44 - 3 \cdot 12 = 8$. Формула углеводорода — C_3H_8 .

$x = 2, y = 44 - 2 \cdot 12 = 20$. Углеводород состава C_2H_{20} не существует, так как при двух атомах углерода максимальное число атомов водорода соответствует алкану C_2H_6 .

$x = 1, y = 44 - 1 \cdot 12 = 32$. Углеводород состава CH_{32} не существует.

Таким образом, химические требования могут накладывать жёсткие ограничения на число решений алгебраических уравнений.

О т в е т. C_3H_8 .

■ **Пример 18-2.** Сколько химических связей содержится в молекуле пропана? Сколько из них связей $C—C$ и $C—H$?

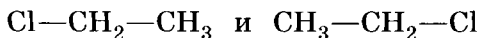
Р е ш е н и е. Молекулярная формула пропана — C_3H_8 . Атомы водорода одновалентны, и в молекулах углеводородов они могут быть связаны только с атомами углерода: 8 атомов водорода участвуют в восьми связях $C—H$.

Углеродный скелет в молекуле гептана образован тремя атомами углерода. Для того чтобы этот скелет не имел разрывов, в нём должно быть $3 - 1 = 2$ связи $C—C$. Всего молекула пропана содержит $8 + 2 = 10$ химических связей.

О т в е т. 10 связей; 2 связи $C—C$, 8 связей $C—H$.

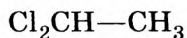
■ **Задача 18-3.** Сколько изомеров имеют вещества: а) C_2H_5Cl ; б) $C_2H_4Cl_2$?

Р е ш е н и е. а) Хлорэтан C_2H_5Cl — это хлорпроизводное предельного углеводорода этана. В этой молекуле атом хлора может быть соединён с любым из двух атомов углерода. Структуры

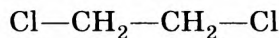


представляют одно и то же соединение (одна структура получается из другой поворотом на 180°). Таким образом, формула C_2H_5Cl представляет единственное вещество.

В молекуле $C_2H_4Cl_2$ существуют два варианта расположения атомов хлора: они могут быть связаны с одним атомом углерода или с двумя атомами углерода.



1,1-дихлорэтан



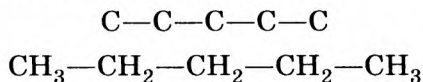
1,2-дихлорэтан

Эти две молекулы никаким способом нельзя совместить друг с другом, поэтому они представляют собой разные вещества. Следовательно, дихлорэтан $C_2H_4Cl_2$ имеет два изомера.

О т в е т. а) один изомер; б) два изомера.

■ **Пример 18-4.** Напишите структурные формулы всех изомерных алканов состава C_5H_{12} .

Р е ш е н и е. При перечислении изомерных алканов удобно основываться на длине главной углеродной цепи. Существует единственный изомер C_5H_{12} , содержащий 5 атомов углерода в главной цепи:

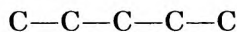


пентан

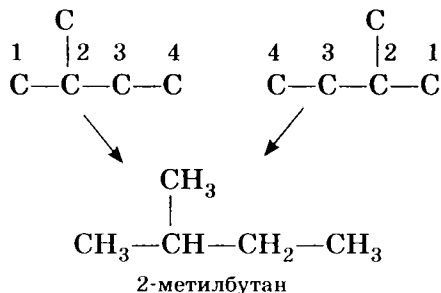
Если главная цепь содержит 4 атома углерода, то ещё один атом в составе группы CH_3 должен входить в боковую цепь. Этот атом не может быть соединён ни с одним крайним атомом углерода, так как тогда мы получим пентан, который мы уже сосчитали.



совпадают с

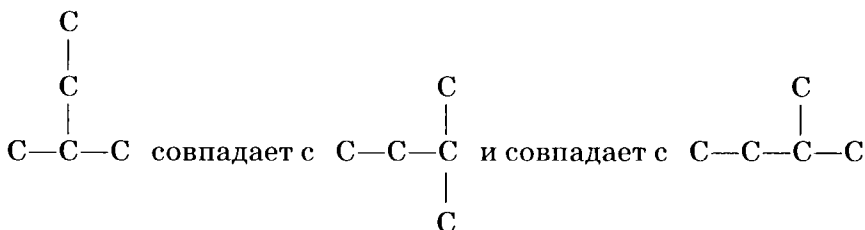


Если соединить метильную группу с любым из двух средних атомов главной цепи, мы получим 2-метилбутан.

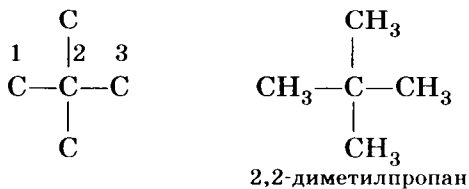


Если главная цепь содержит 3 атома углерода, то ещё 2 атома должны входить в боковые цепи в составе двух групп CH_3 или одной группы C_2H_5 . Эти группы нельзя соединять ни с одним крайним атомом углерода, так как тогда длина главной углеродной цепи увеличится, а все более длинные цепи, содержащие 4 или 5 атомов углерода, мы уже рассмотрели.

Кроме того, группу C_2H_5 нельзя соединять и с центральным атомом углерода, так как тогда мы получим уже имеющийся 2-метилбутан.



Таким образом, остаётся последняя возможность: две группы CH_3 связаны с центральным атомом углерода главной цепи:



Всего получается три изомера: один содержит 5 атомов углерода в главной цепи, другой — 4 атома, третий — 3 атома.

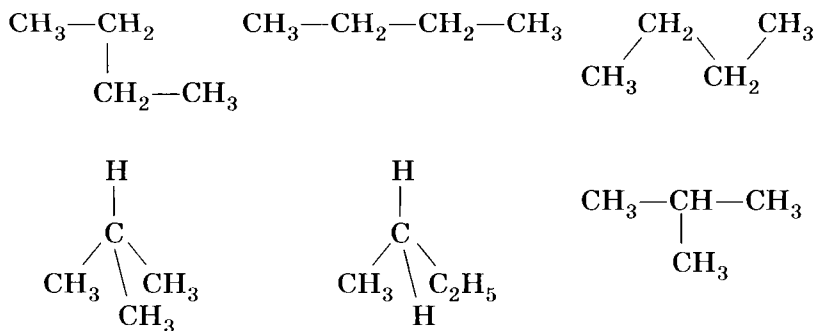
О т в е т. Три изомера состава C_5H_{12} .

- 18.1.** Какие из перечисленных веществ относят к органическим? Мотивируйте свой ответ. Вещества: уголь древесный, углекислый газ, глюкоза, этиловый спирт, метан, аммиак, карбонат кальция, поваренная соль, вода, уксусная кислота.
- 18.2.** Запишите формулы трёх углеводов, входящих в состав нефти.
- 18.3.** Найдите простейшую формулу углеводорода, содержащего 82,76% углерода по массе.
- 18.4.** Установите молекулярную формулу углеводорода, если его плотность по воздуху равна 0,966.
- 18.5.** Установите молекулярную формулу углеводорода, содержащего 85,71% углерода по массе, если его плотность по воздуху равна 1,45.
- 18.6.** Найдите молекулярную формулу соединения углерода с хлором, содержащего 92,2% хлора по массе.
- 18.7.** Приведите два примера органических соединений с нечётным числом атомов водорода.
- 18.8.** Приведите два примера органических соединений, в молекулах которых число атомов углерода больше числа атомов водорода.
- 18.9.** Приведите пример органического соединения, которое не содержит водорода.
- 18.10.** Приведите пример двух изомеров, резко отличающихся друг от друга по физическим и химическим свойствам.
- 18.11.** Изобразите структуры всех возможных углеродных скелетов, содержащих от двух до четырёх атомов углерода.
- 18.12.** Сколько химических связей (и каких) содержатся в молекуле: а) метана; б) этана; в) этилена?
- 18.13.** Сколько химических связей C—C и C—H содержит молекула четвёртого члена гомологического ряда предельных углеводов?
- 18.14.** Являются ли метанол CH_3OH и фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ гомологами? Дайте мотивированный ответ.
- 18.15.** Приведите формулы трёх органических соединений, которые не имеют изомеров.

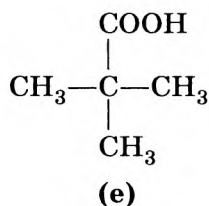
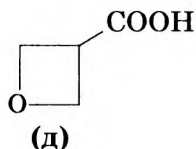
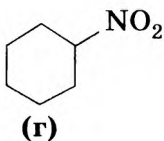
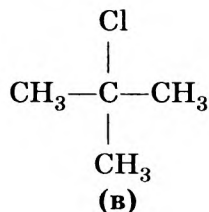
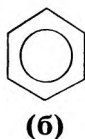
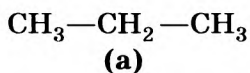
- 18.16.** Составьте структурные формулы трёх соединений углерода с водородом, в которых все связи между атомами углерода одинарные. Запишите уравнения реакций сгорания этих веществ.
- 18.17.** В органическом веществе, состоящем из углерода и водорода, число атомов углерода составляет $1/5$ от общего числа всех атомов. Изобразите структурную формулу этого вещества.
- 18.18.** В органическом веществе, состоящем из углерода и водорода, число атомов водорода составляет $3/4$ от общего числа атомов. Изобразите структурную формулу этого вещества.
- 18.19.** В органическом веществе, состоящем из углерода и водорода, число атомов водорода составляет $2/3$ от общего числа атомов. Изобразите структурную формулу этого вещества, если известно, что его плотность по воздуху равна 1,448.
- 18.20.** При сгорании 1 л газообразного органического вещества образовались 2 л углекислого газа и вода. Определите формулу вещества, если относительная плотность вещества по водороду равна 14.
- 18.21.** При сгорании органического вещества образовалось 18 г воды и 11,2 л (н. у.) углекислого газа. Определите возможную формулу вещества. Приведите два варианта ответа.
- 18.22.** Напишите структурные формулы трёх углеводородов, молекулы которых содержат одинаковое число атомов водорода, но разное число атомов углерода.

Уровень 2

- 18.23.** Сколько разных молекул изображено на рисунке?



18.24. Среди перечисленных ниже соединений укажите все углеводороды.



18.25. В органическом веществе, состоящем из углерода и водорода, атомная доля углерода равна 0,286. Изобразите структурную формулу этого вещества. Приведите два варианта ответа.

18.26. Напишите структурные формулы двух углеводородов, молекулы которых содержат одинаковое число атомов углерода, но разное число атомов водорода.

18.27. Найдите простейшую и молекулярную формулы соединения углерода с хлором, содержащего 10,13% углерода по массе.

18.28. Установите формулу органической кислоты, которая содержит 40,0% углерода и 53,3% кислорода по массе.

18.29. При сгорании бесцветной лёгкой жидкости образовалось 5,6 л (н. у.) углекислого газа и 5,4 г воды. Какая жидкость сгорела? Запишите уравнение реакции.

18.30. Выведите общую формулу для числа химических связей в предельном углеводороде состава $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Сколько из них связей $\text{C}-\text{C}$ и $\text{C}-\text{H}$?

Основные гомологические ряды

Алканы — предельные нециклические углеводороды, содержат только одинарные связи C—C. Общая формула алканов — C_nH_{2n+2} .

Алкены (этиленовые углеводороды) — непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну двойную связь C=C. Общая формула алкенов — C_nH_{2n} .

Алкины (ацетиленовые углеводороды) — непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну тройную связь C≡C. Общая формула алкинов — C_nH_{2n-2} .

Арены (углеводороды ряда бензола) — непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одно бензольное кольцо. Общая формула аренов — C_nH_{2n-6} .

Примеры решения задач

- **Пример 18-5.** Определите молекулярную формулу алкана, массовая доля водорода в котором равна 16,67%.

Решение. I способ. Возьмём образец алкана массой 100 г и найдём мольное отношение водорода и углерода. В 100 г алкана содержится 16,67 г водорода (количеством $16,67/1 = 16,67$ моль) и 83,33 г углерода (количеством $83,33/12 = 6,944$ моль). Мольное отношение равно:

$$\nu(H) : \nu(C) = 16,67 : 6,944 = 2,4 = 12 : 5.$$

На 5 моль углерода приходится 12 моль водорода, поэтому простейшая формула углеводорода — C_5H_{12} . Так как эта формула соответствует ряду C_nH_{2n+2} , то она является истинной формулой алкана.

II способ. Возьмём один моль алкана C_nH_{2n+2} , который содержит $2n + 2$ моль атомов водорода массой $2n + 2$ г. Масса одного моля углеводорода (молярная масса) равна $12n + 2n + 2 = 14n + 2$ (г). Зная общую массу и массу водорода, можно выразить массовую долю водорода:

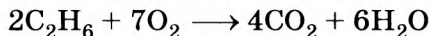
$$\omega(H) = (2n + 2) / (14n + 2) = 0,1667,$$

откуда $n = 5$.

О т в е т. C_5H_{12} .

- **Пример 18-6.** Какой объём воздуха, содержащего 21 об. % кислорода, потребуется для полного сжигания 10 л этана? Какой объём углекислого газа при этом образуется? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

Р е ш е н и е. Запишем уравнение сгорания:



Так как объёмы газов измерены при одинаковых условиях, к реакции сгорания можно применить закон Авогадро.

Для сжигания двух объёмов C_2H_6 требуется 7 объёмов O_2 , для сжигания 10 л C_2H_6 требуется x л O_2 .

$$x = 10 \cdot 7 / 2 = 35 \text{ л.}$$

35 л O_2 — 21% воздуха,

y л — 100%.

$$y = 35 \cdot 100 / 21 = 167 \text{ л.}$$

Для расчёта объёма CO_2 также можно применить закон Авогадро.

При сгорании двух объёмов C_2H_6 образуется четыре объёма CO_2 ,

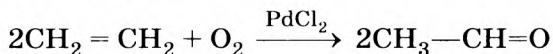
при сгорании 10 л C_2H_6 образуется z л CO_2 .

$$z = 10 \cdot 4 / 2 = 20 \text{ л.}$$

О т в е т. 167 л воздуха; 20 л CO_2 .

- **Пример 18-7.** Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из 100 л этилена (н. у.)? Какой объём кислорода для этого понадобится?

Р е ш е н и е. Уксусный альдегид образуется при окислении этилена кислородом воздуха в присутствии катализатора — хлорида палладия:



Согласно уравнению, количества вещества этилена и уксусного альдегида равны: $\nu(\text{CH}_3\text{CHO}) = \nu(\text{C}_2\text{H}_4) = V / V_m = 100 / 22,4 = 4,46$ моль. Зная количество вещества и молярную массу, можно найти массу уксусного альдегида: $m(\text{CH}_3\text{CHO}) = \nu \cdot M = 4,46 \cdot 44 = 196$ г.

Объём кислорода, необходимый для окисления этилена, можно найти по закону Авогадро.

Для окисления двух объёмов C_2H_4 необходим один объём O_2 ,

для окисления 100 л C_2H_4 необходимо x л O_2 .

$$x = 100 \cdot 1/2 = 50 \text{ л.}$$

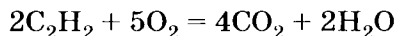
О т в е т. 196 г CH_3CHO . 50 л O_2 .

- **Пример 18-8.** При пропускании смеси пропана и ацетилена через склянку с бромной водой масса склянки увеличилась на 1,3 г. При полном сгорании такого же количества исходной смеси углеводородов выделилось 14 л (н. у.) оксида углерода(IV). Определите массовую долю пропана в исходной смеси.

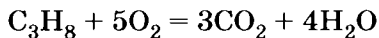
Р е ш е н и е. Склянка с бромной водой поглощает только ацетилен:



1,3 г — это масса поглощённого ацетилена. Количество вещества ацетилена: $\nu(C_2H_2) = m / M = 1,3 / 26 = 0,05$ моль. При сгорании этого количества ацетилена по уравнению



выделилось $2 \cdot 0,05 = 0,1$ моль CO_2 . Общее количество CO_2 , образовавшееся при сгорании всей смеси, равно: $\nu(CO_2) = V / V_m = 14 / 22,4 = 0,625$ моль. Оставшийся CO_2 в количестве $0,625 - 0,1 = 0,525$ моль выделился при сгорании пропана по уравнению:



Согласно уравнению, пропана вступило в реакцию в 3 раза меньше, чем углекислого газа: $\nu(C_3H_8) = 0,525 / 3 = 0,175$ моль. Масса пропана: $m(C_3H_8) = \nu \cdot M = 0,175 \cdot 44 = 7,7$ г.

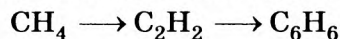
Общая масса смеси углеводородов: $m_{\text{общ}} = 1,3 + 7,7 = 9,0$ г. Массовая доля пропана: $\omega(C_3H_8) = 7,7 / 9,0 = 0,856$, или 85,6%.

О т в е т. 85,6% пропана.

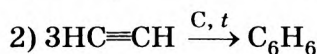
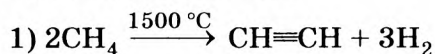
- **Пример 18-9.** Как можно получить бензол из метана? Напишите уравнения необходимых реакций.

Р е ш е н и е. Существуют три основных способа получения бензола: 1) ароматизация гексана; 2) дегидрирование

циклогексана; 3) тримеризация ацетилен. Из этих трёх «предшественников» бензола только ацетилен можно получить непосредственно из метана путём термического крекинга. Поэтому схема синтеза включает две стадии и имеет вид



Уравнения реакций:



Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 18.31.** Приведите примеры четырёх газообразных (при н. у.) углеводородов. Какие из них входят в состав природного газа?
- 18.32.** Как разделить смесь бензина, кварцевого песка и воды? Опишите последовательность действий.
- 18.33.** Как можно отличить бензол от воды, не прибегая к химическим реакциям?
- 18.34.** Напишите структурные формулы всех изомерных углеводородов состава C_4H_{10} .
- 18.35.** Сколько существует ближайших гомологов у этана? Напишите их структурные формулы.
- 18.36.** Напишите формулу алкана, молекула которого содержит 29 атомов.
- 18.37.** Напишите формулу этиленового углеводорода, молекула которого содержит 21 атом.
- 18.38.** Определите молекулярную формулу алкана, молярная масса которого равна 86 г/моль.
- 18.39.** Определите молекулярную формулу алкена, молярная масса которого равна 84 г/моль.
- 18.40.** Как отличить этилен от этана? Запишите уравнение реакции.
- 18.41.** Напишите формулу ацетиленового углеводорода, который содержит в 1,5 раза больше атомов водорода, чем атомов углерода.

- 18.42.** Определите формулу углеводорода ряда бензола, в молекуле которого 14 атомов водорода.
- 18.43.** Сколько граммов карбида кальция вступило в реакцию с водой, если при этом выделилось 16,8 л ацетилена (н. у.)?
- 18.44.** Составьте уравнение полного сгорания ацетилена. Рассчитайте, сколько литров воздуха (20 об. % O_2) израсходовано, если в реакцию вступило 5,6 л углеводорода.
- 18.45.** Сколько литров этилена (н. у.) можно поглотить с помощью 90 г 2%-й бромной воды?
- 18.46.** При пропускании через бромную воду смеси этана и этилена её объём уменьшился на 10%. Определите состав смеси в объёмных долях.

Уровень 2

- 18.47.** Рассчитайте массовую долю углерода в: а) метане; б) пропане. Как изменяется массовая доля углерода в алканах с увеличением числа атомов углерода в молекуле?
- 18.48.** Определите молекулярную формулу алкана, если известно, что его пары в 5 раз тяжелее неона.
- 18.49.** Определите молекулярную формулу алкена, если известно, что его плотность в 2 раза больше плотности азота при одинаковых условиях.
- 18.50.** Определите молекулярную формулу этиленового углеводорода, пары которого в 4 раза тяжелее паров простейшего этиленового углеводорода при одинаковых условиях.
- 18.51.** Определите молекулярную формулу алкина, который в 1,8 раза тяжелее этана при одинаковых условиях.
- 18.52.** Определите молекулярную формулу гомолога бензола, пары которого в 3 раза тяжелее аргона при одинаковых условиях.
- 18.53.** Углеводород массой 8,8 г занимает объём 4,48 л (при н. у.) . Назовите этот углеводород.
- 18.54.** Газообразный углеводород имеет плотность 1,34 г/л. Рассчитайте молярную массу углеводорода и назовите его.

- 18.55.** Предельный углеводород массой 18,0 г содержит 3,0 г водорода. Установите молекулярную формулу этого углеводорода.
- 18.56.** Ацетиленовый углеводород массой 123 г может присоединить 6 г водорода в присутствии катализатора. Установите формулу углеводорода.
- 18.57.** Дано уравнение реакции: $X + \text{NaOH} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6\uparrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$. Определите вещество X.
- 18.58.** Известен лабораторный способ получения бензола из соли бензойной кислоты, который называется декарбоксилированием. Уравнение этой реакции, протекающей при сильном нагревании, имеет вид
- $$\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} + X \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6\uparrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$$
- Определите неизвестное вещество X. Объясните название этой реакции.
- 18.59.** Какой объём воздуха (н. у.) потребуется для сжигания 1 кг бензина? Формула бензина — C_8H_{18} , объёмная доля кислорода в воздухе — 21%.
- 18.60.** Какой объём кислорода потребуется для сжигания 100 л природного газа, содержащего 90% метана и 10% этана по объёму?
- 18.61.** Какой объём водорода образуется при термическом крекинге 100 м³ метана? Рассчитайте объём второго продукта реакции.
- 18.62.** Теплота реакции полного сгорания метана равна 890 кДж/моль. Какое количество теплоты выделится при сгорании 1 м³ метана (н. у.)?
- 18.63.** Продукты полного сгорания (в избытке кислорода) 6,72 л (н. у.) смеси этана и пропана пропустили через избыток известковой воды. При этом образовалось 80 г осадка. Определите объёмы газов в исходной смеси.
- 18.64.** При полной гидратации 15,4 г смеси этилена с пропеном образовалась смесь спиртов массой 22,6 г. Определите массовые доли газов в исходной смеси.
- 18.65.** При взаимодействии ацетилена с водородом получили смесь равных объёмов этана и этилена общей массой 116 г. Сколько граммов ацетилена прореагировало?
- 18.66.** При пропускании смеси этана и ацетилена через склянку с бромной водой масса склянки увеличилась на 6,5 г. При полном сгорании тако-

го же количества исходной смеси выделилось 28 л углекислого газа (н. у.). Рассчитайте объёмные доли углеводородов в исходной смеси.

- 18.67.** Дегидрирование этана до этилена — обратимый эндотермический процесс. Запишите уравнение этого процесса и объясните, как можно сместить равновесие в сторону образования этилена.
- 18.68.** Запишите уравнения реакций полимеризации этилена и пропена. Укажите элементарное звено в полученных полимерах.
- 18.69.** При реакции бензола с газообразным фтором происходит полное разрушение углеродного скелета. Запишите уравнение этой реакции.

18.3. Кислородсодержащие органические вещества

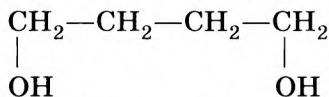
Примеры решения задач

- **Пример 18-10.** Напишите общую формулу гомологического ряда предельных двухатомных спиртов. Напишите структурную формулу одного из представителей этого ряда, молекула которого содержит 10 атомов водорода.

Решение. Предельные двухатомные спирты — это производные алканов, в которых два атома Н замещены на две группы ОН. Поэтому общая формула двухатомных спиртов равна общей формуле алканов плюс два атома кислорода.



Неизвестный спирт содержит 10 атомов водорода: $2n + 2 = 10$, откуда $n = 4$. Молекулярная формула спирта: $C_4H_{10}(OH)_2$. Для построения структурной формулы можно взять любой углеродный скелет состава C_4 и присоединить две группы ОН к любым двум атомам углерода:



бутандиол-1,4

(нельзя присоединять две группы ОН к одному атому углерода, так как такие двухатомные спирты неустойчивы).

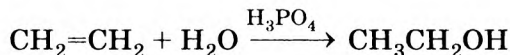
О т в е т. $C_nH_{2n+2}O_2$.

■ **Пример 18-11.** Составьте уравнения реакций, соответствующие следующей схеме получения уксусной кислоты:

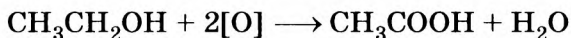


Определите неизвестное вещество X.

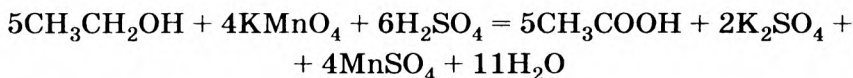
Р е ш е н и е. Уксусную кислоту можно получить из следующих веществ: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (окислением), C_4H_{10} (окислением кислородом воздуха), CH_3COONa (вытеснением с помощью более сильной кислоты). Из этих веществ только этанол можно получить в одну стадию из этилена, поэтому X — $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Этанол образуется гидратацией этилена в присутствии кислот:



При окислении этанола избытком подкисленного раствора перманганата калия образуется уксусная кислота. Схема реакции:



Полное уравнение реакции:



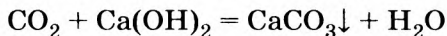
О т в е т. X — $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

■ **Пример 18-12.** Образец предельной одноосновной органической кислоты массой 3,7 г прореагировал с избытком водного раствора гидрокарбоната натрия. При пропускании выделившегося газа через известковую воду получено 5,0 г осадка. Какая кислота была взята?

Р е ш е н и е. Органическая кислота вытесняет более слабую угольную кислоту из гидрокарбоната натрия:



Количество выделившегося углекислого газа можно определить по его реакции с известковой водой:



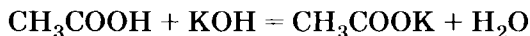
$$\nu(\text{CaCO}_3) = m / M = 5 / 100 = 0,05 \text{ моль. } \nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{CaCO}_3) = 0,05 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению первой реакции, количество кислоты равно количеству углекислого газа: $\nu(\text{RCOOH}) = \nu(\text{CO}_2) = 0,05$ моль. Молярная масса кислоты равна: $M(\text{RCOOH}) = m / \nu = 3,7 / 0,05 = 74$ г/моль, откуда следует, что $M(\text{R}) = 74 - M(\text{COOH}) = 74 - 45 = 29$ г/моль, что соответствует радикалу C_2H_5 . Искомая кислота — пропионовая, $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$.

О т в е т. $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$.

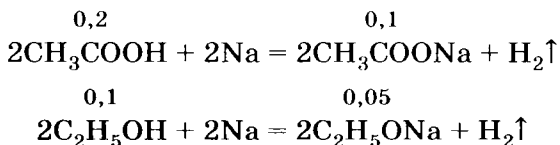
■ **Пример 18-13.** На нейтрализацию смеси уксусной кислоты и этанола израсходовано 44,8 г 25%-го раствора гидроксида калия. При взаимодействии такого же количества смеси с избытком натрия выделилось 3,36 л газа (н. у.). Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.

Р е ш е н и е. С гидроксидом калия реагирует только уксусная кислота (но не этанол!):



По уравнению этой реакции, зная количество щёлочи, можно рассчитать количество вещества и массу уксусной кислоты: $m(\text{KOH}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 44,8 \cdot 0,25 = 11,2$ г; $\nu(\text{KOH}) = m / M = 11,2 / 56 = 0,2$ моль; $\nu(\text{CH}_3\text{COOH}) = \nu(\text{KOH}) = 0,2$ моль; $m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \nu \cdot M = 0,2 \cdot 60 = 12$ г.

С натрием реагируют оба компонента смеси — и уксусная кислота, и этанол:



В первую реакцию вступило 0,2 моль уксусной кислоты, а водорода выделилось в 2 раза меньше: $\nu_1(\text{H}_2) = 0,2 / 2 = 0,1$ моль. Всего в реакции смеси с натрием выделилось водорода: $\nu_{\text{общ}}(\text{H}_2) = V / V_m = 3,36 / 22,4 = 0,15$ моль, следовательно, во второй реакции выделилось: $\nu_2(\text{H}_2) = 0,15 - 0,1 = 0,05$ моль H_2 . По уравнению реакции, количество этанола в 2 раза превышает количество водорода: $\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2\nu_2(\text{H}_2) = 0,1$ моль. Масса этанола: $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \nu \cdot M = 0,1 \cdot 46 = 4,6$ г.

Массовые доли веществ в смеси:

$$\omega(\text{CH}_3\text{COOH}) = m / m_{\text{смеси}} = 12 / (12 + 4,6) = 0,723 = 72,3\% ;$$

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m / m_{\text{смеси}} = 4,6 / (12 + 4,6) = 0,277 = 27,7\% .$$

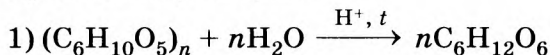
О т в е т. 72,3% CH_3COOH , 27,7% $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

■ **Пример 18-14.** Сколько граммов спирта можно получить из 1 кг кукурузных зёрен, которые содержат 70% крахмала по массе?

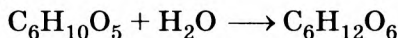
Р е ш е н и е. Этиловый спирт получают из крахмала по схеме:



Уравнения реакций:



или в пересчёте на одно элементарное звено крахмала $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ ($M = 162$ г/моль):



Произведём расчёт по этим уравнениям. Масса крахмала в зёрнах: $m_{(\text{крахм})} = 1000 \cdot 0,7 = 700$ г; $\nu(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5) = m / M = 700 / 162 = 4,32$ моль. По уравнению гидролиза крахмала, $\nu(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \nu(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5) = 4,32$ моль. По уравнению спиртового брожения можно найти количество вещества этанола: $\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2\nu(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 2 \cdot 4,32 = 8,64$ моль. Масса этанола: $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \nu \cdot M = 8,64 \cdot 46 = 397,5$ г.

О т в е т. 397,5 г $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Уровень 1

- 18.70.** Сколько граммов иода необходимо внести в 250 г этанола для получения 1%-го раствора?
- 18.71.** Напишите общую формулу гомологического ряда спиртов, которому принадлежат метанол и этанол.
- 18.72.** Напишите структурную формулу изомера этанола, не принадлежащего к классу спиртов. Есть ли подобный изомер у метанола?
- 18.73.** Предложите способ получения этанола из этана в две стадии.

- 18.74.** Запишите уравнение реакции, с помощью которой метанол можно получить из неорганических веществ. Укажите условия проведения реакции.
- 18.75.** Приведите пример органической кислоты, у которой число атомов водорода не равно её основности.
- 18.76.** Какая из кислот более сильная — муравьиная или угольная? Какой реакцией это можно доказать?
- 18.77.** Составьте уравнения реакций уксусной кислоты со следующими веществами: а) Zn, б) CaO, в) Cu(OH)₂, г) CaCO₃.
- 18.78.** Какой объём водорода (н. у.) выделится при действии 1 г магния на 200 г 6%-й уксусной кислоты?
- 18.79.** Сколько литров углекислого газа (н. у.) образуется при полном сгорании 1,8 г глюкозы C₆H₁₂O₆?
- 18.80.** Сколько литров углекислого газа (н. у.) образуется при сжигании 85,5 г сахарозы?
- 18.81.** При брожении глюкозы получено 11,5 г этанола. Сколько литров углекислого газа (н. у.) при этом выделилось?

Уровень 2

- 18.82.** Напишите формулы двух органических соединений, молекулы которых содержат одинаковое число атомов углерода и водорода, но разное число атомов кислорода. Назовите эти соединения.
- 18.83.** Составьте структурную формулу изомера уксусной кислоты.
- 18.84.** В каком объёме метана (н. у.) содержится такое же число атомов углерода, как и в 6 г уксусной кислоты?
- 18.85.** Определите молекулярную формулу гомолога этанола, содержащего 15,69% кислорода по массе.
- 18.86.** Определите молекулярную формулу органической кислоты, если её серебряная соль содержит 64,67% серебра по массе.
- 18.87.** Как с помощью химических реакций отличить раствор уксусной кислоты от: а) раствора этанола; б) соляной кислоты?
- 18.88.** Какие два вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны все продукты реакции с коэффициентами): а) этанол; б) этанол + NaCl; в) этанол + NaOH?

- 18.89.** Какие два вещества вступили в реакцию, если при этом образовались следующие вещества (указаны все продукты реакции без коэффициентов)?
- а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$
б) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
в) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Запишите полные уравнения реакций.
- 18.90.** В двух пробирках находятся этанол и водный раствор уксусной кислоты. Назовите по одному веществу, которое: а) реагирует с обоими веществами; б) реагирует только с уксусной кислотой.
- 18.91.** Раствор стеарата натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ обладает моющим действием. При обработке этого раствора соляной кислотой или раствором хлорида кальция моющее действие уменьшается и выпадают осадки. Объясните это явление и запишите уравнения реакций, приводящих к образованию осадков.
- 18.92.** Предложите способ получения метанола из метана по схеме:
- $$\text{CH}_4 \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$$
- Определите неизвестное вещество X.
- 18.93.** Приведите пример органической кислоты, у которой число атомов водорода равно её основности.
- 18.94.** При нагревании 15,8 г ацетата кальция образуется 10,0 г карбоната кальция и жидкость с характерным запахом. Запишите уравнение реакции.
- 18.95.** Какой объём 70%-го раствора уксусной кислоты (плотность 1,07 г/мл) можно получить при окислении этанола массой 92 г?
- 18.96.** Раствор уксусной кислоты массой 50 г нейтрализовали водным раствором гидрокарбоната натрия. При пропускании выделившегося газа через известковую воду образовалось 7,5 г осадка. Найдите массовую долю уксусной кислоты в растворе.
- 18.97.** Для нейтрализации 100 г 11,1%-го раствора одноосновной карбоновой кислоты потребовалось 60 г 10%-го раствора гидроксида натрия. Установите формулу кислоты.
- 18.98.** Для нейтрализации 200 г водного раствора смеси муравьиной и уксусной кислот потребовалось 382 мл 10%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,1 г/мл). После упаривания раствора получили остаток, масса которого равна 68,6 г. Определите массовые доли кислот в исходном растворе.

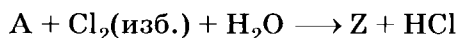
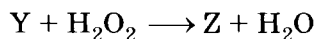
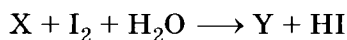
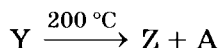
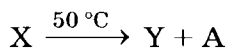
- 18.99.** Какой объём 10%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,09 г/мл) потребуется для нейтрализации смеси, состоящей из 50 г уксусной кислоты и 50 г муравьиной кислоты?
- 18.100.** Один из способов получения уксусной кислоты — реакция бутана с кислородом. Составьте уравнение этой реакции. Рассчитайте массовую долю уксусной кислоты в растворе, полученном охлаждением продуктов реакции.
- 18.101.** Запишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме превращений:
- $$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{CaCO}_3$$
- Определите неизвестное вещество X.
- 18.102.** Как отличить крахмал от целлюлозы по химическим свойствам?
- 18.103.** Запишите схемы основных реакций, протекающих в процессе получения спирта из картофеля.
- 18.104.** Каким образом из древесных отходов можно получить искусственный каучук? Приведите схему синтеза.
- 18.105.** Рассчитайте массовые доли углерода и воды в: а) глюкозе; б) сахарозе; в) целлюлозе.
- 18.106.** Дерево способно превращать за сутки 50 г оксида углерода(IV) в углеводы. Сколько литров кислорода (н. у.) при этом выделяется?
- 18.107.** Вычислите массу 10%-го раствора глюкозы, подвергшейся брожению, если известно, что при этом выделилось столько же газа, сколько его образуется при полном сгорании 35 мл этанола (плотность 0,8 г/мл).
- 18.108.** Массовая доля крахмала в картофеле составляет 20%. Сколько килограммов глюкозы можно получить из 1620 кг картофеля, если выход продукта реакции составляет 75% от теоретического?
- 18.109.** Сколько элементарных звеньев $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ содержится в целлюлозе со средней молекулярной массой 2,1 млн?
- 18.110.** В образце крахмала массой 100 г содержится $7,5 \cdot 10^{18}$ молекул. Рассчитайте среднюю молекулярную массу крахмала.
- 18.111.** Рассчитайте объём одного моля целлюлозы, если её средняя молекулярная масса равна 1,7 млн, а плотность — 1,52 г/см³.

- 19.1.** Как из 0,2 моль серной кислоты получить в одной реакции такое количество газа: а) 2,24 л; б) 4,48 л; в) 6,72 л; г) 8,96 л? Объёмы газов измерены при нормальных условиях. Составьте уравнения всех реакций.
- 19.2.** Как из соляной кислоты, содержащей 0,6 моль HCl , получить в одной реакции такое количество газа: а) 3,36 л; б) 4,48 л; в) 6,72 л; г) 13,44 л? Объёмы газов измерены при нормальных условиях. Запишите уравнения всех реакций.
- 19.3.** Как из 0,4 моль азотной кислоты получить в одной реакции такое количество газа: а) 2,24 л; б) 4,48 л; в) 8,96 л; г) 11,2 л? Объёмы газов измерены при нормальных условиях. Составьте уравнения всех реакций.
- 19.4.** Как из одного моля воды получить в одной реакции такое количество газа: а) 5,6 л; б) 11,2 л; в) 22,4 л; г) 33,6 л? Объёмы газов измерены при нормальных условиях. Запишите уравнения всех реакций.
- 19.5.** Неизвестная соль хорошо растворима в воде, при нагревании разлагается с выделением бурого газа, не вступает в реакцию с азотной кислотой, а при действии раствора иодида калия образует осадок жёлтого цвета. Назовите эту соль, запишите уравнения реакций.
- 19.6.** Дан сплав алюминия, железа и серебра. Выделите из него индивидуальные металлы, используя минимальное количество стадий.
- 19.7.** Предложите способ получения нитрата цинка, имея в распоряжении цинк, нитрат калия, гидросульфат натрия и воду. Запишите уравнения реакций.
- 19.8.** Даны магний, иодоводородная кислота, хлорная вода, гидрокарбонат натрия и вода. Запишите все возможные реакции, которые можно провести, используя только эти вещества.
- 19.9.** Два элемента-неметалла, входящие в состав одной группы Периодической системы, образуют бинарное соединение, представляющее собой газ, окрашивающий раствор лакмуса в красный цвет, обесцвечивающий иодную воду, и подкисленный раствор перман-

ганата калия. Назовите эти элементы. Рассчитайте атомную долю более лёгкого элемента в бинарном соединении.

19.10. Неизвестный порошок, используемый в качестве абразивного материала, не растворяется в азотной кислоте, а при сильном нагревании на воздухе сгорает, образуя белый тугоплавкий порошок, встречающийся в природе в виде широко распространённого минерала, и бесцветный газ, вызывающий помутнение известковой воды. Запишите возможную формулу вещества и назовите его.

19.11. Расшифруйте схему:



Вещества X, Y, Z — кислоты разной основности. Все они, а также вещество A содержат один и тот же элемент 3-го периода. Запишите формулы веществ X, Y, Z, A и составьте полные уравнения всех реакций.

19.12. Кристаллогидрат фосфата калия выдержали в вакууме при небольшом нагревании. В результате масса твёрдого вещества уменьшилась на 28,9%. Определите формулы исходного и конечного веществ.

19.13. Хлорид неизвестного металла — вещество молекулярного строения, содержит 60,4% хлора по массе. При температуре 250 °С и нормальном атмосферном давлении представляет собой газ плотностью 8,21 г/л. Установите формулу хлорида.

19.14. Навеску кристаллогидрата гидрофосфата натрия массой 10,00 г выдержали в течение длительного времени при 300 °С. Масса полученного твёрдого вещества составила 7,47 г. Определите формулы исходного и конечного веществ.

19.15. По данным химического анализа, неизвестный минерал содержит 31,3% кремния, 53,6% кислорода (по массе), алюминий и бериллий. Найдите простейшую формулу минерала (приведите расчёты)

и представьте её в виде комбинации оксидов. Как называется этот минерал?

- 19.16.** По данным химического анализа, неизвестный минерал содержит 20,85% кремния, 47,65% кислорода (по массе), алюминий и магний (примите $A_r = 24,3$). Найдите простейшую формулу минерала (приведите расчёты) и представьте её в виде комбинации оксидов. Как называется этот минерал?
- 19.17.** Чёрный порошок массой 8 г при внесении в 100 г горячего 20%-го раствора серной кислоты и кипячении частично растворился с образованием голубого раствора. Нерастворившаяся часть порошка плавала на поверхности раствора. Её отфильтровали и взвесили. Масса составила 2 г. Определите состав исходного порошка в массовых процентах. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.
- 19.18.** Смесь оксида магния, оксида железа(III) и цинка массой 28,1 г полностью растворили в 300 г 30%-й серной кислоты. Определите массу воды в полученном растворе, если известно, что масса образовавшихся солей (без учёта кристаллизационной воды) равна 68,1 г.
- 19.19.** В запаянной вакуумированной ампуле находится смесь 50 г гидроксида калия и 3,9 г калия. Ампулу нагрели. После завершения реакции ампулу вскрыли и содержимое осторожно внесли в 1 л воды. Найдите массовую долю растворённого вещества в образовавшемся растворе.
- 19.20.** Неизвестная соль при нагревании разлагается с образованием твёрдой нелетучей кислоты и с выделением газа, вызывающего окраску фенолфталеина. При действии на раствор этой соли раствором хлорида кальция выпадает белый осадок. Назовите неизвестную соль.
- 19.21.** Для определения содержания карбоната кальция в образце, загрязнённом некарбонатными примесями, к навеске образца массой 10,0 г добавили 400 мл 0,5 М раствора HCl. Полученный раствор нагрели до окончания выделения газа. Для нейтрализации избытка кислоты в растворе потребовалось прилить 160 мл 0,1 М раствора NaOH. Определите массовую долю карбоната кальция (в %) в образце.
- 19.22.** Навеску гидрокарбоната натрия массой 42 г нагревали в течение некоторого времени. При растворении полученного твёрдого остат-

ка в избытке соляной кислоты выделилось 6,72 л (н. у.) газа. Определите, сколько процентов гидрокарбоната разложилось. Запишите уравнения реакций.

- 19.23.** Навеску нитрата марганца(II) прокалили, при этом выделился единственный газ бурого цвета, объёмом 2,24 л (н. у.). Твёрдый остаток добавили в избыток воды, нерастворившееся вещество отделили фильтрованием, высушили и затем полностью растворили в 80 г концентрированной соляной кислоты. Рассчитайте массовую долю соли марганца в полученном растворе.
- 19.24.** Оксид железа(III) смешали с избытком алюминия, полученную смесь тонко измельчили. Навеску смеси массой 13,4 г подожгли. Полученный после бурной реакции остаток охладили и полностью растворили в разбавленной серной кислоте, при этом выделилось 5,6 л (н. у.) газа. Определите массовую долю оксида железа(III) в исходной смеси.
- 19.25.** Порошок серы смешали с избытком тонкоизмельчённого порошка алюминия. Навеску смеси массой 10,8 г нагрели. Полученный после бурной реакции остаток охладили и полностью растворили в соляной кислоте, при этом выделилось 10,08 л (н. у.) газа. Определите массовую долю серы в исходной смеси.
- 19.26.** Белый фосфор смешали с избытком порошка алюминия. Навеску смеси массой 39,4 г нагрели в инертной атмосфере. Полученное твёрдое вещество охладили и полностью растворили в соляной кислоте, при этом выделилось 29,12 л (н. у.) газа. Определите массовую долю фосфора в исходной смеси.
- 19.27.** Хлороводород, полученный при действии избытка концентрированной серной кислоты на навеску хлорида натрия массой 11,7 г, пропустили через 100 г 14%-го раствора гидроксида калия. Полученный раствор выпарили. Определите массу твёрдого остатка и его состав (в массовых долях).
- 19.28.** Хлор, полученный при действии избытка концентрированной соляной кислоты на навеску оксида марганца(IV) массой 4,35 г, пропустили через 165 г 10%-го раствора бромид натрия. Полученный раствор выпарили, твёрдое вещество прокалили. Определите массу твёрдого остатка и его состав (в массовых долях).

- 19.29.** Навеску оксида железа(III) прокалили с некоторым количеством углерода. Полученный твёрдый остаток, масса которого составила 10,0 г, полностью растворился в разбавленной серной кислоте, при этом выделилось 1,12 л (н. у.) газа. Определите массовые доли веществ в твёрдом остатке и объём углекислого газа (в пересчёте на н. у.), образовавшегося в первом опыте.
- 19.30.** Медную пластинку массой 30,0 г опустили в раствор нитрата серебра. После длительного выдерживания в растворе пластинку вынули, высушили и взвесили. Масса пластинки оказалась равна 37,6 г, а масса раствора, из которого вынули пластинку, составила 242,4 г. Рассчитайте массовую долю нитрата серебра в исходном растворе.
- 19.31.** Смесь тонкоизмельчённых диоксида кремния и магнезия (взят в небольшом избытке) прокалили. К полученной смеси добавили избыток соляной кислоты, при этом выделилось 2,24 л (н. у.) газа, который тяжелее воздуха, а масса нерастворившегося вещества составила 14 г. Найдите массы веществ в исходной смеси.
- 19.32.** Смесь диоксида кремния и углерода (взят в некотором избытке) прокалили. Образовались газ легче воздуха и смесь твёрдых веществ. К смеси добавили избыток концентрированной щёлочи, при этом выделилось 13,44 л (н. у.) газа, а масса нерастворившегося вещества составила 28 г. Найдите массы веществ в исходной смеси.
- 19.33.** Минерал сфалерит (сульфид цинка) содержит в виде примеси металлическое железо. Образец минерала массой 10,0 г сожгли в избытке кислорода, а к полученному твёрдому веществу добавили раствор гидроксида калия. Масса нерастворившегося остатка составила 1,60 г. Определите массовую долю железа в минерале.
- 19.34.** Бинарное соединение представляет собой бесцветный газ, плотность которого равна 4,00 г/л при 56 °С и 1,0 атм. При сильном нагревании это соединение разлагается на два вещества — простое (твёрдое при обычных условиях, входит в состав земной коры) и сложное, которое в 5,03 раза тяжелее воздуха. Установите формулу газа и запишите уравнение реакции.
- 19.35.** Бинарное соединение представляет собой жёлто-зелёный газ, плотность которого равна 3,00 г/л при –25 °С и 1 атм. При комнатной температуре это соединение разлагается на два газообразных вещества — простое (входит в состав воздуха) и сложное, причём по-

лученная смесь в 1,4 раза тяжелее воздуха. Установите формулу газа и напишите уравнение реакции разложения.

- 19.36.** Образец графита массой 18 г полностью сожгли в атмосфере кислорода в термостатированном сосуде. После окончания реакции давление в сосуде стало больше в 1,25 раза. Что и в каком количестве находится в сосуде после сжигания? Сколько молей кислорода израсходовано?
- 19.37.** В атмосфере бесцветного газа **A** сгорает простое вещество **B**, при этом образуются два газообразных вещества — сложное (**D**) и простое (**E**). Вещества **D** и **E** входят в состав воздуха, оба они способны при нагревании реагировать с магнием. Составьте формулы веществ **A**, **B**, **D**, **E** и уравнения всех перечисленных реакций.
- 19.38.** Серебристо-белый металл **A** реагирует с концентрированной азотной кислотой с образованием бесцветного раствора вещества **B**, из которого при действии раствора поваренной соли осаждается белое вещество **D**. Вещество **D** при облучении светом постепенно превращается в вещество **A**, а при действии аммиака образует раствор вещества **E**. Запишите формулы веществ **A**, **B**, **D**, **E** и уравнения всех перечисленных реакций.
- 19.39.** Белое твёрдое простое вещество **A** реагирует с окрашенным твёрдым простым веществом **B** с образованием твёрдого вещества **D**. Вещество **D** легко реагирует с водой с образованием двух кислот, одна из которых (**E**) — сильная. Вещество **E** также является сильным восстановителем и под действием бромной воды превращается в вещество **B**. Все описанные вещества имеют молекулярное строение. Запишите формулы веществ **A**, **B**, **D**, **E** и уравнения всех перечисленных реакций.
- 19.40.** Твёрдое, хорошо растворимое в воде вещество **A** взаимодействует с гидроксидом калия, причём, в зависимости от соотношения реагентов, могут образоваться разные вещества — **B** или **D**. Раствор **B** имеет слабокислую среду, а раствор **D** — сильнощелочную. Смешение в водном растворе равных количеств веществ **B** и **D** приводит к образованию вещества **E**. Составьте формулы веществ **A**, **B**, **D**, **E** и уравнения всех перечисленных реакций.
- 19.41.** Оксид неметалла представляет собой бледно-жёлтое твёрдое вещество, устойчивое только при низких температурах. При температуре выше $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ это соединение разлагается на два газообразных

вещества в соотношении 1 : 1 — простое (входит в состав воздуха) и сложное, причём газовая смесь на 24% тяжелее воздуха. Установите формулу оксида и запишите уравнение реакции разложения.

- 19.42.** Углекислый газ объёмом 336 мл (н. у.) пропустили через насыщенный раствор гидроксида кальция. Газ поглотился полностью, после чего общее количество ионов в растворе уменьшилось на 0,027 моль. Какие ионы и в каком количестве находятся в конечном растворе? Сколько молей щёлочи содержалось в исходном растворе? Диссоциацией гидрокарбонат-иона можно пренебречь.
- 19.43.** Навеску металла массой 8,96 г полностью растворили в 200 г 35%-й азотной кислоты, при этом выделилось 5,376 л (н. у.) смеси двух газов, по плотности равной фтору. Найдите состав смеси (в об. %). Определите металл и запишите суммарное уравнение его растворения в этих условиях. Рассчитайте массовую долю нитрата металла в полученном растворе.
- 19.44.** Простые вещества А и Б бурно реагируют между собой с образованием продукта В. При обработке вещества В углекислым газом выделяется вещество Б и образуется продукт Г, содержащий 8,70% углерода и 34,78% кислорода по массе. Назовите неизвестные вещества, запишите уравнения реакций.
- 19.45.** Простые вещества А и Б бурно реагируют между собой с образованием продукта В. При обработке вещества В углекислым газом выделяется вещество Б и образуется продукт Г, содержащий 11,3% углерода и 45,3% кислорода по массе. Назовите неизвестные вещества, запишите уравнения реакций. Ответ подтвердите расчётами.
- 19.46.** Оксид натрия — довольно редкое соединение. Его можно получить прокаливанием смеси двух солей натрия, при этом дополнительно образуется только азот. На 10,0 г оксида натрия выделяется 9,63 л (н. у.) азота. Установите формулы солей и напишите уравнение реакции. Можно ли получить оксид натрия непосредственно из натрия? Если да, то приведите уравнение реакции.
- 19.47.** Бинарное вещество Х — бесцветная, дымящая жидкость. 27,5 г вещества Х испарили и пары пропустили над раскалённым углём. После охлаждения продуктов реакции получили раствор массой 29,3 г, содержащий 21,2% (по массе) простого вещества Y. Определите формулы веществ Х и Y, ответ подтвердите расчётом. Запишите

уравнения реакции получения вещества Y из вещества X и реакций взаимодействия веществ X и Y с раствором щёлочи.

- 19.48.** Неизвестное вещество состоит из трёх элементов — бария, водорода и кислорода. 12,52 г вещества нагрели до 150 °С и выдержали до постоянной массы, которая составила 6,76 г. Полученное твёрдое вещество прокалили при 900 °С и получили после охлаждения твёрдый остаток массой 6,12 г. При выдерживании во влажной атмосфере этот остаток постепенно присоединяет 1,44 г воды с образованием чистого твёрдого вещества. Запишите уравнения всех описанных реакций. Ответ подтвердите расчётами.
- 19.49.** Газ X с резким запахом тяжелее водорода в 33 раза. Он легко гидролизуется даже небольшими количествами воды, превращаясь в смесь двух газов Y и Z , которая легче воздуха на 3,4%. Эта смесь полностью поглощается известковой водой, при этом выпадает белый осадок, частично растворимый в разбавленных кислотах с выделением газа Y . Газ Y входит в состав воздуха и вызывает «парниковый эффект». Определите формулы всех газов и запишите уравнения всех реакций. Найдите состав газовой смеси в объёмных процентах.
- 19.50.** Неизвестное вещество X представляет собой бесцветные кристаллы, хорошо растворимые в воде. Оно реагирует как с серной кислотой, так и с гидроксидом натрия, причём в обоих случаях выделяются равные объёмы газа. Известно, что из 9,9 г вещества X при действии щёлочи удаётся получить 2,24 л (н. у.) газа Y с резким запахом. Водный раствор вещества X обесцвечивает подкисленный водный раствор перманганата калия и бромную воду, взаимодействует с аммиачной водой. Определите неизвестные вещества и запишите уравнения всех описанных реакций.
- 19.51.** Для изготовления цветного стекла смешали в определённом соотношении поташ (K_2CO_3), песок и свинцовый сурик (Pb_3O_4). При варке стекла из этой смеси выделилась смесь двух газов, имеющая плотность по водороду 20,5. После пропускания этой смеси через раствор щёлочи объём газа уменьшился в 4 раза. В полученном стекле масса оксида кремния(IV) составила $4/3$ от общей массы остальных оксидов. Определите качественный и количественный состав газовой смеси (в об. %), образовавшейся при варке стекла. Установите состав стекла, выразив его в виде комбинации оксидов с целочисленными коэффициентами.

Ответы и указания к решению задач

1.1. Бензин, сера. **1.2.** 2, 5. **1.3.** Уголь, углерод. **1.4.** Поваренная соль, алюминиевая фольга. **1.5.** Сернистый газ. **1.6.** Выпарить или измерить электропроводность. **1.7.** Дождевой. **1.8.** Ртуть. **1.9.** 1) метан; 2) кислород; 3) аммиак; 4) хлор; 5) хлороводород. **1.10.** 1) Ртуть; 2) бензин; 3) перекись водорода; 4) бром; 5) вода. **1.11.** 1) Полиэтилен; 2) фосфор; 3) гидроксид натрия; 4) медный купорос; 5) ванилин. **1.12.** а) Нет; б) да. **1.13.** 4, 5, 6, 8, 9. **1.14.** Физические — 1, 2, 5, химические — 3, 4, 6. **1.15.** а) $\text{Fe} + \text{O}_2$; б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$. **1.16.** Однородные — 1, 2, 4, 5, 7, неоднородные — 3, 6. **1.17.** а) Карбонат кальция и вода, б) бензин и вода; в) ацетон и вода. **1.18.** Растворить в воде, отфильтровать осадок и выпарить воду. **1.19.** Растворить в воде, отфильтровать осадок и выпарить воду. **1.20.** 1) Сгорание алюминия. 2) Обезвоживание медного купороса. 3) Окисление меди до оксида меди. 4) Разложение малахита. 5) Соединение железа с серой. **1.21.** К смеси добавить воду. **1.22.** К смеси добавить воду. **1.23.** К смеси добавить воду. **1.24.** С помощью воды и магнита. **1.25.** Углекислый газ, озон, водород. **1.26.** H_2 . **1.27.** а) 32 а. е. м., б) $5,3 \cdot 10^{-23}$ г; в) $5,3 \cdot 10^{-26}$ кг. **1.28.** 28; 28; 44; 44; 44; 180. **1.29.** 18; 17; 38; 44; 64; 40; 56; 63; 98; 98; 233; 100; 78; 60; 132; 250. **1.30.** H_2 , NH_3 , H_2O_2 , HCl , KOH , HNO_3 , H_3PO_4 . **1.31.** BaSO_4 , AgNO_3 , CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CO_2 , O_2 , HF , CH_4 . **1.32.** В 16 раз. В 16 раз. **1.33.** Угарный газ, азот, этилен. **1.34.** Кислород, силан. **1.35.** Углекислый газ, оксид азота(I). **1.36.** 4. **1.37.** $2 \cdot 10^{-23}$ г, $1,2 \cdot 10^{-21}$ г. **1.38.** 1) Fe ; 2) H_2O ; 3) ванилин. **1.39.** а) N_2O_5 ; б) NO_2 . **1.40.** 176. Кислород. **1.41.** 892. Углерод. **1.42.** 1200. **1.43.** 800. **1.44.** PCl_5 . **1.45.** O_8 . **1.46.** В 2 раза. **1.47.** Кислород. Калий. **1.48.** Водород. Железо и сера. **1.49.** 250. Кислород и водород. **1.50.** SO_2 . **1.52.** MnO (наименьшая M_r), Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 (наибольшая M_r). **1.53.** Li_3N . **1.54.** Ca_3P_2 . **1.55.** P_2S_5 . **1.56.** 15. **1.58.** 1) O_3 ; 2) CO_2 ; 3) CH_4 ; 4) HNO_3 ; 5) C_{60} . **1.59.** ЭH_n . **1.60.** $\text{ЭO}_{n/2}$, $\text{Э}_2\text{O}_n$. **1.61.** $\text{Э}(\text{NO}_3)_n$. **1.62.** $\text{Э}(\text{SO}_4)_{n/2}$, $\text{Э}_2(\text{SO}_4)_n$. **1.63.** C_2H_6 . **1.64.** N_2H_4 . **1.65.** CS_2 . **1.66.** C_2N_2 , 52. **1.67.** C_4O_3 . **1.68.** III. $\text{H}_2\text{X}-\text{XH}-\text{XH}_2$. Азот. **1.69.** H , Fe . **1.70.** 64 у.е. **1.71.** S_3O_9 . **1.73.** 1, 2, 4. **1.74.** 1, 2, 4. **1.75.** 1, 2, 5. **1.76.** 1, 2, 5. **1.82.** PH_3 . **1.86.** Реакция замещения. **1.88.** Не изменяется. **1.89.** CO_2 . **1.90.** Реакция соединения. **1.91.** $\text{X} - \text{NO}_2$. **1.92.** Фосфор. **1.94.** а) $\text{N}_2 + \text{O}_2$; б) $\text{H}_2 + \text{O}_2$; в) $\text{Li} + \text{O}_2$; г) $\text{Al} + \text{O}_2$. Минимальная сумма — 3. **1.96.** 2, 3, 4, 6. **1.97.** $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow$. **1.100.** $\text{X} - \text{SnH}_4$ (тетраэдр). **1.101.** HN_3 . **1.102.** COCl_2 . **1.105.** HCN . **1.111.** $M_r = 34 - \text{H}_2\text{S}$ и H_2O_2 . **1.112.** C_3O_2 . **1.113.** I_2 и H_2 . **1.114.** а) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2$; б) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2$. **1.117.** H_2O .

2.1. H_2 . **2.2.** 18 г/моль; 17 г/моль; 38 г/моль; 44 г/моль; 64 г/моль; 40 г/моль; 56 г/моль; 63 г/моль; 98 г/моль; 98 г/моль; 233 г/моль; 100 г/моль; 78 г/моль; 60 г/моль; 180 г/моль; 342 г/моль; 132 г/моль; 250 г/моль, 222 г/моль. **2.3.** а) 4 г; б) 1 г; в) 200 г; г) 3,4 г; в) 3,22 г. **2.4.** а) 32 моль; б) 4 моль; в) 2 моль; г) 1 моль; д) 1 моль; е) 0,8 моль; ж) 0,4 моль. **2.5.** $3,0 \cdot 10^{23}$. **2.6.** $7,2 \cdot 10^{24}$. **2.7.** В 6 г аммиака. **2.8.** а) 1,5 моль; б) 1,5 моль; в) 3 моль; г) 6 моль. **2.9.** а) 0,5 моль; б) 0,33 моль; в) 0,25 моль; г) 0,083 моль. **2.10.** $6,0 \cdot 10^{24}$ молекул, $1,2 \cdot 10^{25}$ атомов. **2.11.** 9 г. **2.12.** а) $1,8 \cdot 10^{25}$; б) $2,3 \cdot 10^{23}$; в) $1,9 \cdot 10^{26}$.

2.13. 1,12 г. **2.14.** 1,6 г, $1,8 \cdot 10^{22}$. **2.15.** 195 г. **2.16.** Медь, в 2,37 раза. **2.17.** Сероводород, в 2 раза. **2.18.** Молекул поровну, атомов больше в H_3PO_4 . **2.19.** 51 г. **2.20.** В 6 г аммиака. **2.21.** H_2SO_4 тяжелее в 2,3 раза. **2.22.** Водород. **2.23.** Железо. **2.24.** 64 г/моль. **2.25.** $2,7 \cdot 10^{25}$. **2.26.** $7 \cdot 10^{27}$. **2.27.** $1,4 \cdot 10^{21}$. **2.28.** $3 \cdot 10^{31}$. **2.29.** 10^{50} . **2.30.** 10^{57} . В 10 млн раз. **2.31.** 22 г водорода, 178 г водорода. **2.32.** 421 г С, 64 г Н, 515 г О. **2.33.** а) 50 г; б) 65 г; в) 76 г; г) 48 г; д) 40 г. **2.34.** FeO — в 3,5 раза, Fe_2O_3 — 2,33 раза. **2.35.** 11% Н, 89% О; 5,9% Н, 94,1% О; 43% С, 57% О; 27% С, 73% О; 43,8% Н, 6,2% Н, 50% О; 35% Н, 5% Н, 60% О; 75% С, 25% Н, 80% С, 20% Н, 52,2% С, 13% Н, 34,8% О. **2.36.** N_2O . **2.37.** HF . **2.38.** а) H_2O ; б) H_2O_2 ; в) C_3H_6 . **2.39.** P_2O_3 . **2.40.** CH_3 . **2.41.** SO_2 . **2.42.** C_2H_5 . **2.43.** а) PH_3 ; б) Cu_2O ; в) SO_2 ; г) C_4O_3 ; д) Fe_2O_3 ; е) CaC_2 ; ж) Al_4C_3 ; з) CuSO_4 ; и) $\text{N}_2\text{H}_4\text{O}_3$; к) CaCO_3 ; л) $\text{Cu}_2\text{CH}_2\text{O}_5$. **2.44.** CH_3 . **2.45.** HNO_3 . **2.46.** C_8H_8 . **2.47.** CHO_2 . **2.48.** Р. **2.49.** Li_2O . **2.50.** Al_2O_3 . **2.51.** H_2O . **2.52.** P_4O_{10} . 28,6% Р. **2.53.** $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. 25% С, 50% Н, 25% О. **2.54.** Массовая доля — 35%, мольная доля — 22%. **2.55.** CH_4 . 75% С, 25% Н. **2.56.** H_2O . 11% Н, 89% О. **2.57.** LiI . **2.58.** KNO_3 . **2.59.** $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. **2.60.** $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. **2.61.** $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. **2.62.** $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. **2.63.** $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. **2.64.** Fe_2O_3 . **2.65.** N_2O_5 . **2.66.** SnO , UO_2 . **2.67.** NaPO_3 . **2.68.** А — B_5H_{11} , В — $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$. **2.69.** $\text{C}_2\text{N}_2\text{H}_8$. **2.70.** SOCl_2 и SO_2Cl_2 . **2.71.** H_3PO_4 и H_3PO_3 . **2.72.** HNO_2 . **2.73.** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. **2.74.** CuFeS_2 . **2.75.** CH_4O . **2.76.** P_3N_5 . **2.77.** HPO_3 . **2.78.** CaB_6 . **2.79.** Li_4C_3 . **2.80.** B_4C . **2.81.** S_4N_4 . **2.82.** Cs_4O . **2.83.** C_9Ag_4 . **2.84.** LiH и KH . **2.85.** $\text{FeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. **2.86.** MgHPO_4 . **2.87.** $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. **2.88.** $3\text{CaO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SiO}_2$. **2.89.** $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. **2.90.** $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. **2.91.** 355 г Cl_2 , 365 г HCl . **2.92.** 6 г O_2 , 20 г Fe_2O_3 . **2.93.** 37,5 г Al_2S_3 , 24 г S. **2.94.** 420 г раствора. 47 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. **2.95.** 127,5 г H_2S , 240 г SO_2 . **2.96.** 64 г. **2.97.** 84 г. **2.98.** 1) 60 г MgO ; 2) 142,5 г MgCl_2 ; 3) 222 г $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. **2.99.** 1) 560 г Fe; 2) 880 г FeS; 3) 1070 г $2\text{Fe}(\text{OH})_3$. **2.100.** 7 : 4. **2.101.** 58,6 г. **2.102.** 70%. **2.103.** 14 г. **2.104.** Меньше соляной кислоты. **2.105.** На 37%. **2.106.** 80%. **2.107.** 50%. **2.108.** 3,2 кг SO_2 , 0,8 кг O_2 . **2.109.** 30%. **2.110.** LiOH . **2.111.** CaCO_3 . **2.112.** SeO_3 , H_2SeO_4 . **2.113.** As_2O_5 , H_3AsO_4 . **2.114.** BaH_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$. **2.115.** C_{60} . **2.116.** C_7H_{16} . 77 г CO_2 . **2.117.** $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. **2.118.** $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. **2.120.** а) 3,36 л; б) 3,36 л; в) 10,08 л; г) 10,08 л. **2.121.** а) 33,6 л; б) 33,6 л; в) 8,96 л; г) 8,96 л. **2.122.** а) 72,5 г; б) 1109 г (фтороводород при н. у. — жидкость с плотностью 990 г/л); в) 1,2 г; г) 40 г. **2.123.** а) 112 л; б) 224 л. **2.124.** 1293 г. **2.125.** а) $2,69 \cdot 10^{25}$; б) $2,08 \cdot 10^{25}$. **2.126.** а) $2,69 \cdot 10^{24}$; б) $3,06 \cdot 10^{24}$. **2.127.** H_2 , He, CH_4 , NH_3 , Ne, C_2H_2 , C_2H_4 , N_2 . **2.128.** Воздух. **2.129.** а) 2 и 0,138; б) 8 и 0,552; в) 8,5 и 0,586; г) 14 и 0,966; д) 16 и 1,10; е) 22 и 1,52; ж) 32 и 2,21; з) 35,5 и 2,45; и) 43,5 и 3. **2.130.** В 100 г. **2.131.** В гелии, в 1,25 раза. **2.132.** 300 л. **2.133.** 5,6 л. **2.134.** а) 8,96 л; б) 13,44 л; в) 8,96 л. **2.135.** а) 16,8 л; б) 16,8 л. **2.136.** 7,34 л CO_2 , 14,68 л SO_2 . **2.137.** 18,6 г. **2.138.** 28 г. **2.139.** 5 г. **2.140.** 49 г. **2.141.** 16,8 л. **2.142.** 5,6 л. **2.143.** 24 г. **2.144.** 29 г. **2.145.** 33,8 г. **2.146.** 42 г. **2.147.** 3,5 л. **2.148.** 48 г. **2.149.** 6,72 л. **2.150.** 25 л H_2 , 25 л Cl_2 . **2.151.** 250 л O_2 , 200 л CO_2 . **2.152.** 5 м³. **2.153.** 300 мл. **2.154.** 40 л. **2.155.** 180 м³. **2.156.** 365,6 К. **2.157.** 76 л. **2.158.** 55 г. **2.159.** 3,3 атм. **2.160.** 27 л. **2.161.** 1727 г. **2.162.** 327 °С. **2.163.** В водород, в 1,6 раза. **2.164.** В сернистом газе. **2.165.** Озон. В 1,66 раза. **2.166.** 0,4. **2.167.** 28 и 2. **2.168.** 44 г/моль, 1,52. **2.169.** CO_2 , N_2O . **2.170.** C_3H_8 . **2.171.** 13 л.

2.172. 150 л; $2/3$ CO_2 и $1/3$ O_2 . **2.173.** 41%. **2.174.** 4. **2.175.** CaF_2 . **2.176.** C_{12}O_9 . **2.177.** OsF_6 . **2.179.** Ga_2Cl_6 . **2.170.** 80 л CO , 120 л CO_2 , 720 л H_2 . **2.180.** PF_5 . **2.181.** 75% ^{63}Cu , 25% ^{65}Cu . **2.182.** $A_r = 58,7$ — Ni. **2.183.** $9,0 \cdot 10^{24}$. **2.184.** В 16,7 раза. **2.185.** 58,4%. **2.186.** 77,8%. **2.187.** 39% CO , 61% CO_2 . **2.188.** 34,4 масс.%, 25 мол.%. **2.189.** 11,3%. **2.190.** 33,3% CO , 66,7% CO_2 . **2.191.** 23% O_2 , 77% N_2 . **2.192.** 3,9% Na_2S , 5,5% K_2S . **2.193.** 54,3% NaOH , 45,7% KOH . **2.194.** 45,8% Ag, 54,2% Cu. **2.195.** 90% CH_4 , 10% C_2H_6 . **2.196.** 80% CO , 20% CO_2 . **2.197.** 31,2 г/моль, 1,08. **2.198.** 19,3 г/моль. **2.199.** 75%, 8,5 г/моль. **2.200.** 60 об.%, 50,8 масс.%. **2.201.** $2/3$. **2.202.** а) 20%; б) 33%; в) 11%. **2.203.** 8 л. **2.204.** 32 л. **2.205.** 16 л. **2.206.** 70 г. **2.207.** 1,68 л. **2.208.** 44,8 л. **2.209.** $\text{N}_2 : \text{NH}_3 = 2 : 1$, $\text{N} : \text{H} = 5 : 3$. **2.210.** По 50%. **2.211.** 4 : 1. **2.212.** H_2 , 50%. **2.213.** 20. **2.214.** 29,6 г/моль. Не изменятся. **2.215.** 18,2% SO_2 , 9,1% O_2 , 72,7% SO_3 . 2,51. **2.216.** Разложение нитрата меди(II). **2.217.** Разложение карбоната аммония. **2.218.** 89,4% NaOH , 10,6% Na_2CO_3 . **2.219.** 46% Mg, 54% Al. **2.220.** 38% BaSO_4 , 62% BaSO_3 . **2.221.** 40% FeS , 60% CuS . **2.222.** 7,35% H_2SO_4 , 6,3% HNO_3 . **2.223.** 60,8% MgCO_3 , 39,2% BaCO_3 . **2.224.** По 50%. **2.225.** 63% Na_2SO_3 , 37% Na_2CO_3 . **2.226.** 66% Cu, 34% Zn. **2.227.** 87% Ag, 13% Cu. **2.228.** 54,5% CuS , 45,5% Cu_2S . **2.229.** 33% CuO , 67% ZnO . **2.230.** 44% MgO , 56% Al_2O_3 . **2.231.** 46,5% NaCl , 53,5% NH_4Cl . **2.232.** По 50%. **2.233.** 68% NH_3 , 32% H_2 . **2.234.** 41,2% NaOH , 58,8% Ba(OH)_2 . **2.235.** 40% Si, 60% SiO_2 . **2.236.** По 50%. **2.237.** 20,25% Ag, 79,75% Ag_2O . **2.238.** 51,3% NaCl , 48,7% CaCl_2 . **2.239.** 33,3% CaO , 66,7% CaC_2 . **2.240.** 40% SO_3 , 40% SO_2 , 20% O_2 . Выход — 50%. **2.241.** N_2O_5 .

3.3. SO_2 . **3.4.** 23%. **3.5.** 3275. **3.9.** 10,1 г, 39,2 г, 47,1 г. **3.10.** 20% C, 80% SiO_2 . **3.15.** 16%. **3.16.** 4,48. **3.17.** 14,2 г. **3.180.** 25,6 г. **3.19.** 10 г. **3.20.** 81 г. **3.21.** 16,2 г. **3.22.** 3,0 л. **3.23.** 16 л. **3.24.** 1,1 г. **3.25.** В 4 раза. **3.26.** В 1,5 раза. **3.27.** CS_2 . **3.28.** O_2 , O_3 . **3.29.** Чистого газообразного озона не бывает. **3.32.** 80% O_2 , 20% O_3 . **3.33.** 9880 л. **3.34.** 3,6 г. **3.35.** Fe_3O_4 . **3.36.** Бертолетова соль. **3.37.** Сера. **3.38.** 12,9%. **3.39.** Na_2O_2 . **3.40.** P_4O_6 . **3.41.** 663 л. **3.42.** 1003 кДж. **3.43.** $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5 + 5885 \text{ Дж}$. **3.44.** 150,6 кДж. **3.45.** $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 402 \text{ кДж}$. **3.46.** 95,2%. **3.47.** 75,6%. **3.48.** 6,8%. **3.49.** 16,0 г CaHPO_4 . **3.50.** 28,6 г. **3.51.** 22,9 г.

4.6. 44,6 л. **4.7.** 25 л. Алюминий. **4.9.** 7 л H_2 и 3 л O_2 или 6 л H_2 и 4 л O_2 . **4.10.** Нет. **4.11.** 2 : 3. **4.12.** 4 : 1. **4.13.** 1244 л. **4.14.** 10 моль. **4.15.** 224 л. **4.16.** 9,5 л. **4.17.** 2,24 л. **4.18.** 1,28 г. **4.23.** X — Ag, Y — Cu. **4.24.** 22,4 л H_2 на 100 г Pd. **4.25.** 23,1 $\text{см}^3/\text{моль}$. **4.26.** 0,6 моль. **4.27.** 100 г. **4.28.** 86,7% N_2 , 12,2% O_2 , 1,1% Ar. **4.30.** CH_4 . 50%. **4.31.** 25,6 г. **4.32.** Уменьшится в 1,09 раза. **4.33.** 47% Mg, 53% Al. **4.34.** 63,3% Fe, 36,7% Zn. **4.35.** 19,3% CuO . 80,7% PbO . **4.36.** He и D_2 или H_2 и T_2 . **4.37.** 6,4 л. **4.38.** 16,2 л. 52%. **4.39.** (1) Рис. 2, 3, 5; (2) рис. 1, 2; (3) рис. 2, 3, 5; (4) рис. 6.

5.1. а) Бензин; б) HNO_3 . **5.2.** В 8 раз. Не зависит. **5.4.** 7,2%. **5.6.** $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. **5.7.** 44,8 л. **5.8.** По 16,7% CH_4 , H_2O , CO , 50% H_2 . **5.9.** NaNH . **5.10.** 20,7 г. **5.11.** 2,93 г. **5.12.** 139,5 л. **5.13.** 164 мл. 218 г. **5.14.** 30 мл. **5.15.** 683 мл. **5.16.** 1,15 л. **5.17.** 14 мл. **5.18.** 564 мл. **5.19.** 62 мл. **5.20.** 66 г NaCl и 184 мл воды. **5.21.** 426 г соли и 574 мл воды. **5.22.** 260 г соли и 240 мл воды.

5.23. 0,5 г соли и 249,5 мл воды. **5.24.** 20,4 г соли и 279,6 мл воды. **5.25.** 52,8 г соли и 147,2 мл воды. **5.26.** 67 г сахара и 33 мл воды. **5.27.** 4,25 л. **5.28.** 6,67%. **5.29.** 6,9 г. **5.30.** 15 г соды и 485 г воды. **5.31.** 12,5 г соли и 237,5 г воды. **5.32.** 7,4 г кислоты и 362,6 г воды. **5.33.** 600 г селитры и 2400 г воды. **5.34.** По 140 г. **5.35.** 10 г сахара и 490 г воды. **5.36.** 7,5 г. **5.37.** 31,5 г соли и 418,5 г воды. **5.38.** 2,6 г извести и 257,4 г воды. **5.39.** 10%. **5.40.** 7,4%. **5.41.** 2%. **5.42.** 6,25%. **5.43.** 67%. **5.44.** 34,5%. **5.45.** 0,17%. **5.46.** 14%. **5.47.** 61,8%. **5.48.** 15,6 г кристаллогидрата и 184,4 г воды. **5.49.** 94,4 г кристаллогидрата и 255,6 г воды. **5.50.** 91,4 г купороса и 108,6 г воды. **5.51.** 1,8 г кристаллогидрата и 23,2 г воды. **5.52.** 205 г кристаллогидрата и 1795 г воды. **5.53.** 1,38% K_2SO_4 , 2,71% $Al_2(SO_4)_3$. **5.54.** 63,6%. **5.55.** 55 г соли и 495 г воды. **5.56.** 66,6 г гидроксида натрия и 266,4 мл воды. **5.57.** 9,28 г соли и 37,12 мл воды. **5.58.** 130,7 л хлороводорода и 378,56 мл воды. **5.59.** 296 л. **5.60.** 200 мл. **5.61.** 400 мл. **5.62.** 75 мл. **5.63.** 7,8 л. **5.64.** 531 мл. **5.65.** 9,8 г. **5.66.** 28,6 г. **5.67.** 4,74 г. **5.68.** 1,3 г. **5.69.** 11,8 г. **5.70.** 180 г первого и 120 г второго раствора. **5.71.** 44,4 г первого и 55,6 г второго раствора. **5.72.** 133,3 г первого и 266,7 г второго раствора. **5.73.** 120 г первого и 80 г второго раствора. **5.74.** 166,7 г первого и 333,3 г второго раствора. **5.75.** 4 М. **5.76.** 0,1 М. **5.77.** 1 М и 2 М. **5.78.** 3 М. **5.79.** 4 М. **5.80.** 14,9 г. **5.81.** 8,52 г. **5.82.** 33,2 г. **5.83.** 120 г. **5.84.** 3,16 г. **5.85.** 9,25%. **5.86.** 71,7%. **5.87.** 8,52%. **5.88.** 10,3%. **5.89.** 11,3 М. **5.90.** 15,2 М. **5.91.** 19,3 М. **5.92.** 13,4 М.

6.5. а) $AgNO_3$, CuO , $CaCO_3$, Mg ; б) $AgNO_3$, CO_2 . **6.6.** Na_2SiO_3 . **6.7.** KCl . **6.8.** Na_2CO_3 . **6.23.** Лакмус. **6.29.** 2,72 г. **6.30.** 41,4 г. **6.31.** 144 мл. 5,29 л. **6.32.** 227,7 мл. 85,85 г. **6.33.** 778,5 мл. 147,9 г. **6.34.** 209 мл, 64,5 г. **6.35.** 54,05 г. **6.36.** 9,8 г. 51,8 г. **6.37.** 12,5 г. 79,1 г. **6.38.** 16,1 г. **6.39.** 1,89 л. **6.40.** 2,8 г. **6.41.** 37,5 г. **6.42.** 22,95 г. **6.43.** 7,1 л. **6.44.** 9,8 г. **6.45.** 48 г $CaSO_3$. **6.46.** 3,6 г. **6.46.** Увеличится на 16 мг.

7.1. а) 0; б) +8. 8 электронов. **7.2.** 7_3Li . **7.3.** 1_1H . **7.4.** Нет. **7.8.** ${}^{37}_{17}Cl$. **7.9.** 22, 20, 20. **7.10.** ${}^{31}_{15}P$. **7.11.** а) 9_4Be ; б) ${}^{28}_{14}Si$; в) ${}^{127}_{53}I$. **7.12.** а) 3_2He ; б) 4_2He ; в) ${}^{200}_{80}Hg$. **7.13.** ${}^{24}_{12}Mg$. **7.17.** а) ${}^{229}_{90}Th$; б) ${}^{217}_{85}At$; в) ${}^{208}_{81}Tl$. **7.18.** а) ${}^{40}_{20}Ca$; б) ${}^{209}_{83}Bi$; в) ${}^{212}_{84}Po$. **7.19.** В 8695 раз. **7.20.** Водород. **7.22.** ${}^{12}_6C$, ${}^{14}_6C$. **7.23.** По 50%. **7.24.** 75%. **7.25.** а) 7_4Be ; б) ${}^{17}_8O$; в) ${}^{241}_{94}Pu$; г) ${}^{248}_{98}Es$. **7.26.** а) 3_1H ; б) ${}^{10}_5B$; в) ${}^{238}_{92}U$; г) ${}^{70}_{30}Zn$. **7.27.** ${}^{224}_{88}Ra$. **7.28.** X — Hg , $A = 196$. **7.29.** 87,5%. **7.30.** За 11 520 лет. **7.31.** 3. **7.32.** 7 захватов нейтронов, 3 β -распада. **7.33.** 2. **7.34.** 7 α -распадов, 4 β -распада. **7.35.** Нельзя. **7.36.** ${}^{226}_{88}Ra$. **7.37.** а) HD ; б) D_2 ; в) T_2 . **7.38.** 18 и 22. **7.39.** ${}^{18}_8O$. **7.40.** 20,2. **7.41.** а) 6, 8, 14; б) 0, 10, 10, 18. **7.42.** 6. 2. **7.46.** Si . **7.48.** 3 уровня, 3 электрона. **7.49.** 4. **7.50.** S . **7.51.** Be . **7.52.** P . **7.59.** а) 18; б) 6; в) 2. **7.63.** Al . **7.66.** а) 1; б) 0; в) 2; г) 3; д) 2; е) 0; ж) 1; з) 3; и) 1. **7.67.** а) 1; б) 1; в) 2; г) 3; е) 5; ж) 7; з) 10; и) 17. **7.68.** Два. **7.69.** C , O . **7.70.** Mg , Ar . **7.71.** B , O , Al , S . **7.72.** O , Mg . **7.73.** $x = 2$, C . **7.74.** $x = 6$, Ar . **7.80.** MgO . **7.81.** а) 3; б) 4. **7.84.** 13. **7.85.** 2. 32. **7.89.** б), г), д). **7.91.** а) Na ; б) Cl . **7.95.** а) Mg ; б) Ca ; в) Mg ; г) S^{2-} . **7.99.** 2_2O_5 , 1_1H_3 . **7.100.** 1_1H , ${}^1_1H(OH)_2$, 1_1H_3SO_4 . **7.101.** Уменьшается. **7.102.** Уменьшается. **7.103.** Cl .

8.3. а) 4 пары, 1 неспаренный электрон; б) 9 пар, 0 неспаренных электронов. **8.7.** He , NaF . **8.9.** а) HCl , HBr ; б) F_2 , Cl_2 ; в) O_2 . **8.12.** а) Уменьшается; б) уменьшается. **8.13.** Уменьшается. **8.14.** Увеличивается. **8.15.** HCl , SO_2 , CH_4 ,

C_2H_6 . **8.22.** 5 — 4 полярные, 1 неполярная. **8.23.** а) I_2 ; б) HBr ; в) PH_3 ; г) CCl_4 . **8.24.** HBr . **8.25.** Br_2 . **8.27.** C (алмаз), BN , SiO_2 . **8.28.** CH_4 . **8.31.** H_2O_2 . **8.32.** а) HF ; б) O_2 ; в) N_2 ; г) N_2 . **8.33.** а) H_2 ; б) NH_3 ; в) PH_3 . **8.38.** $\angle HOH = 104,7^\circ$. **8.39.** $\angle OCO = 180^\circ$. **8.40.** $\angle FOF = 103,2^\circ$. **8.41.** $\angle FBF = 120^\circ$. **8.42.** 120° . **8.43.** $\angle YXY = 93,6^\circ$. Тетраэдр. **8.47.** III, -3; IV, -3. **8.51.** +1, +1, +1, -1, +1. **8.52.** -3, -3, +1, +4, +5, -3 и +5. **8.53.** -1, +1, +5, +7, +7, +5, +1. **8.54.** S, Se. **8.58.** H, F. **8.59.** Cl, N, P. **8.60.** Na_2SO_3 , NO_2 . **8.61.** NH_3 , C_2H_6 . **8.62.** CH_2F_2 . **8.66.** Может, у азота. **8.68.** +2, +3, +2 и +3, +2, +3, +6. **8.69.** +7, +6, +4, +2, +2, +2, +6. **8.70.** +2, +4, +6, +8. **8.72.** C, P. **8.74.** N_2H_4 . **8.75.** H_3PO_3 . **8.76.** Cl_2O_4 . **8.82.** Al_2O_3 . **8.86.** Молекулярная. **8.87.** Ионная. **8.88.** Ионная. **8.89.** Атомная. **8.91.** $CsCl$. **8. 8. 8.92.** $K^+ = 4$, валентность IV, с. о. 0. **8.94.** $K^+ = 8$. 2 атома. **8.95.** $K^+ = 12$. 6 атомов. **8.96.** $K^+ = 12$. 4 атома. **8.97.** Cu_2O . 2. **8.98.** Cu_3Au . 1. **8.99.** Na_3N . 1. **8.100.** 4 молекулы.

9.19. а) Нет; б) да; в) нет; г) да. **9.20.** 0,24 моль. **9.21.** По 0,4 моль. **9.22.** По 1,5 моль. **9.23.** 8 г Ca^{2+} и 14,2 г Cl^- . **9.24.** 0,8 г. **9.25.** 0,2 моль. **9.26.** 0,01 моль. **9.27.** 4%. **9.28.** 2,5%. **9.29.** $Fe_2(SO_4)_3$. **9.37.** 23,925 г $(NH_4)_2SO_4$, 94,612 г KNO_3 , 22,463 г K_2SO_4 . **9.38.** HCl . **9.39.** 0,6 моль. **9.40.** 0,35 моль. **9.41.** 0,1 М. **9.42.** В первом. **9.43.** 0,6 М K^+ и 0,3 М CO_3^{2-} . **9.44.** Первая, в 1,16 раза. **9.45.** 4%. **9.46.** 94%. **9.47.** 1 М. **9.48.** $5,54 \cdot 10^{23}$. **9.49.** По 0,135 моль. **9.50.** 0,15 моль, 87,5%. **9.51.** В уксусной кислоте. **9.53.** а) Нет; б) да. **9.54.** Лакмус. **9.55.** Лакмус. **9.56.** В соке. **9.57.** Во втором. **9.57.** Кислотная. **9.60.** H_2SO_4 , K_2SO_4 , KOH . **9.61.** В азотной кислоте. **9.62.** В растворе $NaOH$. **9.64.** Нет. **9.65.** Да, уменьшится. **9.66.** а) Да; б) да; в) нет, г) да. **9.67.** а) Да; б) да; в) да. **9.68.** H_2SO_4 , HCl , KNO_3 , KOH , $Ca(OH)_2$. **9.69.** а) Нет; б) нет; в) нет; г) да. **9.70.** Увеличится на 2. **9.71.** Уменьшился на 1. **9.72.** Да. Да. **9.73.** 1) Да; 2) нет; 3) да. **9.80.** $FeSO_4$. **9.83.** Карбонат аммония. **9.86.** X — HCl , Y — $AgNO_3$. **9.87.** X — KOH , Y — $Pb(NO_3)_2$. **9.88.** а) NH_4Cl ; б) K_2CO_3 ; в) $NaOH$; г) $(NH_4)_2CO_3$. **9.89.** а) H_2SO_4 ; б) HCl ; в) $AgNO_3$; г) $BaCl_2$; д) по цвету; е) по растворимости в воде; ж) $Ba(OH)_2$. **9.94.** 2 моль. **9.102.** X — Na_2CO_3 , Y — $NaOH$. **9.103.** X — HCl , Y — NH_3 . **9.104.** HCl , SO_2 , $MgCl_2$, $Al(OH)_3$. **9.105.** MgO , $CaCO_3$, $Fe(OH)_3$. **9.106.** AgF , $CaCO_3$. **9.107.** $Ca(OH)_2$, KOH . **9.108.** HCl , HNO_3 . **9.109.** K_2S , $BaCl_2$, $NaOH$. **9.111.** Лакмус. **9.112.** Смешать попарно. **9.117.** $NaHSO_4 < Na_2SO_4 < Na_2S$. **9.118.** Лакмус. Вода.

10.1. 2), 5). **10.2.** 3), 5). **10.11.** 1), 2). **10.12.** 2), 4). **10.13.** а) N^{+5} , S^{+6} , Cl^{+7} , Cu^{+2} ; б) N^{-3} , O^{-2} , S^{-2} , Cl^{-1} , Cu^0 ; в) все остальные. **10.16.** 2), 3), 4). **10.17.** 1), 2), 4). **10.23.** а) Mg , MgI_2 ; б) $Mg(OH)_2$, $MgCO_3$. **10.24.** а) Cu , H_2S ; б) CuO , NaF . **10.25.** а) C; б) HNO_3 , O_2 ; в) HCl . **10.29.** Ag , Cu , Fe . **10.37.** X — H_2 . **10.38.** X — HBr . **10.39.** X — $Pb(NO_3)_2$. **10.40.** X — Cl_2 . **10.41.** 6,72 л. **10.42.** 7,84 л. **10.43.** 33,8 г. **10.44.** 5,04 л. **10.57.** X — SO_2 . X — NH_3 , Y — H_2 , Z — O_2 , A — S, D — NO_2 . **10.59.** X — Ag , Y — NO_2 , Z — O_2 , D — O_2 . **10.61.** 26,9 мл. 4,48 л. **10.62.** 11,2 г. **10.63.** 29,4 г. **10.64.** 9,48 г $KMnO_4$, 14,22 г K_2SO_3 , 5,4 г H_2O . **10.65.** 69,9 г. **10.66.** На 9,6 г. **10.67.** 33,6 л. **10.68.** 16 г. **10.75.** 30 л. **10.76.** 35,1 г. **10.77.** Cl_2 , 35,84 л. 128 г. **10.80.** Может. **10.82.** 2 моль. **10.83.** 1 л. **10.84.** 9 кг. **10.86.** а) Не изменяется; б) уменьшается; в) увеличивается. **10.87.** Ag , Cu , H_2 . **10.91.** $HCOONa$.

11.3. 242 кДж. **11.5.** 118,8 кДж. **11.63.** 1424 кДж. **11.73.** 16,8 г Fe и 9,6 г S. **11.8.** 46,6 кДж. **11.9.** 12 г. **11.10.** 8 л. **11.11.** 480 г. **11.12.** 50,7 г. **11.13.** 241 ккал. **11.14.** 3279 кДж. 4,48 л. **11.17.** 8,96 л. **11.18.** 24 г. **11.19.** 66 кДж. **11.20.** 368 кДж. **11.21.** 38,8 МДж. **11.22.** 10,92 кДж. **11.23.** Нет. Нет. **11.24.** -1,9 кДж/моль. **11.26.** а) CH_4 ; б) C_2H_2 . **11.27.** 54,3 г. **11.28.** 78,43 кДж/моль. **11.29.** -44 кДж/моль. **11.30.** -49 кДж. **11.31.** 75% C_3H_6 , 25% C_3H_8 . 82,88 л. **11.32.** 70% CH_4 , 30% C_2H_2 . 9,5. **11.34.** При сгорании атомарного водорода. **11.35.** 6,34 г. **11.36.** 117 м³ при отоплении газом и 238 м³ при отоплении углём. **11.41.** С поглощением. **11.42.** 1) Влево; 2) вправо; 3) вправо. **11.43.** 1) Вправо; 2) влево; 3) влево. **11.44.** 1) Вправо; 2) влево; 3) не влияет; 4) влево. **11.45.** 1) Вправо; 2) не влияет; 3) влево. **11.47.** 1), 2), 4). **11.48.** 2), 3). **11.49.** Нет. **11.50.** Да. **11.53.** $[\text{HIO}_3] = 0,28$ моль/л, $[\text{H}^+] = [\text{IO}_3^-] = 0,22$ моль/л. **11.54.** 0,6 моль (14%) N_2 , 2,8 моль (67%) H_2 , 0,8 моль (19%) NH_3 . **11.55.** 1 моль А и 4 моль В. **11.56.** а) Уменьшится; б) уменьшится; в) уменьшится; г) увеличится. **11.58.** а). **11.64.** 0,167 моль/ч. **11.65.** $8,5 \cdot 10^{-4}$ моль/(л·с). **11.66.** 0,005 моль/(л·сут). **11.67.** 0,0312 моль/(л·ч). 0,874 л. **11.68.** 0,0975 моль/(л·с). В 11 250 раз. **11.69.** В 81 раз. **11.70.** В 7,84 раза. **11.71.** а) Нет; б) да. **11.72.** 2 мин. **11.73.** а) 1; б) 2. **11.75.** В 9 раз. Не повлияет. **11.76.** В 2 раза. **11.77.** Влево. **11.78.** Уменьшить в 5 раз **11.79.** а) Увеличится в 3 раза; б) увеличится в 6 раз; в) увеличится в 9 раз; г) не изменится. **11.80.** 0,008 моль/(л·мин). **11.81.** 9,5 сут. **11.82.** На 30 градусов. **11.83.** В 2,7 раза.

12.1. 9 р, 10 п, 9 е. **12.2.** 55% ^{79}Br и 45% ^{81}Br . **12.3.** NaF. **12.4.** AlCl_3 . **12.5.** Элемент — а), г). **12.6.** В 2,45 раза. 3,17 г/л. **12.7.** NaCl. **12.8.** 29,8 г. **12.10.** I_2 . **12.11.** 1,12 л. **12.12.** 182,5 г. **12.13.** 36 г. **12.14.** 3,42 г. **12.15.** 3,43%. **12.16.** 25 г на 100 г иода. **12.17.** 56 л. **12.20.** В CH_3Cl . **12.21.** CaF_2 . **12.22.** SF_6 . **12.25.** а) 5/8; б) 1/2; в) 3/7; г) 100%. **12.26.** 42,4 л. **12.27.** 6,5 л. **12.30.** а) X — Cl_2 ; б) X — Cl_2 . **12.31.** 0,081 моль/л, 0,58%. **12.33.** SO_2 , H_2S . **12.34.** HI. **12.37.** 3,1 л. **12.38.** 70 % HI, по 15% H_2 и I_2 . **12.40.** 74 г. **12.41.** Все, кроме CuO и H_2SO_4 . **12.42.** а) NaOH, CaO, SiO_2 ; б) NaOH, CaO, AgNO_3 . **12.45.** 2 моль/л, 1,8%. **12.46.** 0,89 моль/л. **12.48.** Осадок — NaCl. **12.49.** На 43,2%. **12.50.** 43,1% NaCl, 56,9% NaBr. **12.51.** CaOCl_2 . **12.52.** 2/3 и 1/3. 33,5 г.

13.2. MgS. **13.3.** 9 : 16. **13.4.** SF_4 . +4. **13.5.** S_2Cl_2 . +1. **13.6.** SO_3 . **13.7.** 0,031 моль/л. **13.8.** 80%. **13.9.** 17,6 г. **13.10.** 17,6 г. **13.11.** 4,48 л. **13.12.** 6,7 л. **13.13.** 15 г. 6,72 л. **13.14.** 11,2 л. **13.15.** 1633 г. **13.16.** 19,2 г. **13.17.** 236 кДж. **13.19.** H_2S — кислота, H_2O — основание. **13.22.** 50,4 л. **13.26.** 56 л. **13.27.** 20,16 л H_2S , 21,28 л O_2 . **13.32.** X — CaSO_3 . **13.33.** 291 мл. **13.34.** 0,3 моль Na_2SO_3 , 0,15 моль NaHSO_3 . **13.35.** 21,9% Na_2SO_3 , 6,0% NaHSO_3 . **13.36.** P_2S_3 . **13.39.** 0,672 л. **13.40.** а) Уменьшается; б) увеличивается. **13.41.** 78,75%. **13.42.** 391,8 г. **13.45.** 1,98. **13.46.** 5%. **13.47.** Можно осушить воздух и углекислый газ. **13.48.** А — Na_2SO_3 , Б — SO_2 , В — H_2O , Г — H_2S , Д — Na_2S , Е — FeS, Ж — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. **13.49.** 34,8%. **13.50.** X — SO_2 . Простые вещества — Ag, Cu, C, S. **13.51.** Na_2SO_4 . В жёлтый. **13.52.** X — ZnS, Y — SO_2 , Z — Zn.

14.1. 75,4%. **14.2.** Три. **14.4.** N_2 . **14.5.** 19,3 г. **14.7.** $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$. **14.8.** H_2SO_4 , CO_2 , AlCl_3 . **14.9.** 0,0072 моль/л. **14.10.** 4. **14.11.** 18 г. **14.12.** 4,76 л. **14.13.** 1 л.

14.14. 44,4% Cu, 55,6% CuO. **14.20.** 3,0 л. **14.22.** 285 кДж. **14.26.** 4,78 г. **14.30.** 2,24 л. **14.31.** 0,403 л. **14.32.** 6 л. **14.33.** 5 м³. **14.34.** 2 л. 3 л. **14.35.** 160,5 г. **14.36.** В 2,33 раза. **14.37.** 0,922. **14.38.** 23% N₂, 69% H₂, 8% NH₃. **14.39.** 69,7% Cu, 30,3% Cu(NO₃)₂. **14.40.** 1 : 2,39. **14.41.** Карбонат или сульфит. **14.43.** X — (NH₄)₂CO₃. **14.44.** а) X — NH₄NO₃; б) X — NH₃; в) Z — NO₂. **14.46.** Mg(NO₃)₂. **14.47.** 37,6%. **14.48.** Cu. **14.49.** KOH. **14.51.** 6,48% NaNO₃, 5,26% NaNO₂, 12,5% NaOH. **14.52.** 52 г. **14.53.** 332 мл. **14.54.** 223 мл. **14.55.** 0,8 г. **14.56.** А — N₂, Б — NH₃, В — NO, Г — NO₂, Д — NaNO₃, Е — NaNO₂. **14.57.** Б — Li₃N, В — NH₄Cl, Г — NH₃, Д — NO. **14.60.** 5,6 л. **14.61.** Нет. **14.62.** 161,3 моль. **14.63.** 18,5%, 18,5%, 8,93%. **14.64.** 34,4 кг. **14.67.** 29,4 г. **14.68.** Ba₃P₂. **14.69.** а) 120 г; б) 80 г; в) 40 г. **14.70.** По 0,02 моль NaH₂PO₄ и Na₂HPO₄. **14.71.** 1,18% Na₂HPO₄, 3,00% NaH₂PO₄. **14.72.** 2,75% Na₂HPO₄, 1,34% NaH₂PO₄. **14.73.** 31,0%. **14.74.** 14,56 г Ca(PO₃)₂. **14.75.** 9,8 г H₃PO₄, 41 г H₃PO₃. **14.76.** А — P₄, Б — Ca₃P₂, В — PH₃, Г — H₃PO₄, Д — Ca(H₂PO₄)₂. **14.78.** 1,6 моль. **14.79.** 0,6 моль PCl₃, 0,04 моль PCl₅. **14.80.** 25,3 мл, 7,47 л. **14.81.** 6,2 г P, 20,3 г KClO₃. **14.82.** 2,69% NaCl, 7,22% H₃PO₄. **14.84.** X — PCl₅, Y — AgCl, Z — Ag₃PO₄.

15.1. Углерод. **15.2.** Фуллерен. **15.3.** 118. **15.4.** Азот-14. **15.6.** -1, -4, -4, -1. **15.7.** 22 г. **15.8.** 1/3 CO₂, 2/3 SO₂. **15.9.** 7,5 г. **15.10.** 840 г CaO, 540 г C. **15.12.** 4,48 л. **15.16.** CaO, Mg, NaOH, C, CaCO₃. **15.18.** 39,4 г. **15.19.** 16,4 кг. **15.20.** 5,6 л. **15.21.** 44,8 л. **15.22.** 69 г. **15.23.** 5 л. Не изменится. **15.24.** 10 г. **15.25.** 8 м³. **15.26.** 50 л. **15.27.** 0,15 моль. **15.30.** 22,4 л CO. **15.31.** 40,32 м³. **15.32.** 40% CaC₂, 60% Al₄C₃. **15.33.** O₂, CuO, H₂O, NaOH, Ni. **15.34.** 9,6 г Cu. На 2,4 г. **15.35.** NH₄HCO₃. **15.36.** 14,2%. **15.37.** N₂O или C₃H₈. **15.38.** X — C₆₀. **15.39.** 5,08% NaHCO₃, 16,0% Na₂CO₃. **15.41.** BaCO₃. **15.45.** 2 моль/л. **15.46.** 0,672 л. **15.47.** 5,12% Na₂CO₃, 5,65% NaCl. **15.48.** 63,2% K₂SO₃, 36,8% K₂CO₃. **15.49.** 2988 кДж. **15.50.** 46,5%. **15.51.** С или F₂. **15.52.** NaOH. **15.55.** В 2,14 раза. **15.56.** В 2 раза. **15.57.** 42 кг. **15.58.** 1,12 л. **15.60.** 12 : 7. **15.64.** 53,3% С, 46,7% Si. **15.65.** Si₃H₈. **15.66.** 5 : 8. **15.67.** 65%. **15.68.** 24,4 г. **15.71.** Na₂O, NaOH, Mg, K₂CO₃. **15.72.** 4,44 кг Na₂CO₃, 2,34 кг CaCO₃, 15,06 кг SiO₂. **15.73.** А — Si, Б — S, С — SiS₂, Д — SiO₂, Е — SO₂. **15.75.** А — H₂, Б — Cu, В — CuSO₄, Г — CuS, Д — Na₂SiO₃, Е — SiO₂, Ж — H₂SiF₆.

16.1. Ca²⁺. **16.4.** 1,64 · 10²³. **16.9.** Li. **16.10.** 24,1%. **16.12.** Li. **16.13.** Li. **16.14.** KF. **16.15.** 5,55 г. **16.16.** 111,6 г. **16.17.** 99,2 г. **16.18.** 38 г. **16.19.** 943 г. **16.20.** 1109 кг. **16.21.** 13,25 г. **16.22.** 112,7 г. **16.30.** Fr. **16.31.** Ra. **16.32.** Na₂O₂. **16.33.** 4,55 г. **16.34.** K₂Na. **16.35.** MgO, Mg₃N₂. **16.37.** X — Na, Y — N. **16.39.** KF. **16.40.** MgCO₃ · 5H₂O. **16.41.** 696 г. **16.42.** K₂O₂. **16.43.** 16%. **16.44.** 3,8% MgCO₃, 96,2% MgO. **16.45.** 0,01 моль/л. **16.46.** 0,43% Na₂CO₃, 5,91% NaCl. **16.47.** 8,96 л. **16.48.** 3,29% Na₂CO₃, 2,94% NaHCO₃. **16.51.** А — KI. **16.52.** 24 г. **16.53.** 1 л. **16.54.** X₁ — MgBr₂, X₂ — Mg(NO₃)₂. **16.55.** Ca(HCO₃)₂. **16.56.** KO₂, А — K₂CO₃, В — O₂. **16.57.** 25,6% MgCl₂, 74,4% Mg (H₂ не реагирует с Mg в обычных условиях). **16.58.** Z — CaF₂. **16.61.** 19%. **16.62.** а) 3,36 л; б) 3,36 л; в) 3,36 л. **16.67.** KOH. **16.68.** 22,7 г. **16.69.** В 4,18 раза. **16.70.** 19,3 л. **16.71.** 15,6 г Al(OH)₃, 2,4 г CH₄. **16.72.** 84%. **16.73.** Na₂CO₃, NH₃. **16.75.** 227 л. **16.76.** 2). **16.77.** 7,8 г, 0,36 л. **16.78.** 5,4 г. **16.79.** 5,70%, 3,29 г. **16.80.** 9,48 г. **16.81.** 51 г Al₂O₃, 69 г K₂CO₃. **16.82.** X — Al₂O₃. **16.83.** 20 л. **16.85.** 66,75 кДж. **16.86.** 20,3%. **16.88.** 68% Al, 32% Cu, 3,52 мл. **16.89.** 14,4 г.

17.4. 54,7 г. **17.5.** 11%. **17.6.** 1,4%. **17.7.** Да. **17.8.** 21,6%. **17.9.** 11,2 г. **17.10.** 4,48 л. **17.11.** FeCl_3 . **17.19.** 16,0 г. **17.20.** 2,8 г. **17.21.** 83,3%. **17.22.** 5,92 л. **17.23.** 15 г. **17.25.** X — FeCl_2 ; б) Y — FeCl_3 . **17.26.** X — FeCl_2 . **17.31.** 31,8%. **17.34.** а) X_1 — FeCl_2 , X_2 — $\text{Fe}(\text{OH})_2$; б) X_1 — Fe, X_2 — Fe_3O_4 . **17.35.** X_1 — FeCl_2 , X_2 — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, X_3 — $\text{Fe}(\text{OH})_3$. **17.37.** $\text{Fe}(\text{CO})_5$.

18.3. C_2H_5 . **18.4.** C_2H_4 . **18.5.** C_3H_6 . **18.6.** CCl_4 . **18.9.** CCl_4 . **18.12.** а) 4; б) 7; в) 6. **18.13.** 3 связи C—C и 10 связей C—H. **18.14.** Нет. **18.17.** CH_4 . **18.18.** $\text{CH}_3\text{—CH}_3$. **18.19.** $\text{CH}_3\text{—CH=CH}_2$. **18.20.** C_2H_4 . **18.21.** CH_4 , CH_3OH . **18.23.** Две. **18.24.** (а), (б). **18.25.** $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ или $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{CH}_3)\text{—CH}_3$. **18.27.** CCl_3 , C_2Cl_6 . **18.28.** CH_3COOH . **18.29.** C_5H_{12} . **18.30.** $3n + 1$ связей, $n - 1$ связей C—C и $2n + 2$ связей C—H. **18.34.** Два изомера. **18.35.** Два. **18.36.** C_9H_{20} . **18.37.** C_7H_{14} . **18.38.** C_6H_{14} . **18.39.** C_6H_{12} . **18.41.** C_4H_6 . **18.42.** $\text{C}_{10}\text{H}_{14}$. **18.43.** 48 г. **18.44.** 35 л. **18.45.** 0,252 л. **18.46.** 10% C_2H_4 , 90% C_2H_6 . **18.47.** а) 75%; б) 81,8%. Увеличивается. **18.48.** C_7H_{16} . **18.49.** C_4H_8 . **18.50.** C_8H_{16} . **18.51.** C_4H_6 . **18.52.** C_9H_{12} . **18.53.** Пропан. **18.54.** 30 г/моль, этан. **18.55.** C_5H_{12} . **18.56.** C_6H_{10} . **18.57.** $\text{C}_2\text{H}_5\text{COONa}$. **18.58.** NaOH. **18.59.** 11,7 м³. **18.60.** 215 л. **18.61.** 150 м³. 50 м³. **18.62.** 39,7 МДж. **18.63.** 2,24 л C_2H_6 , 4,48 л C_3H_8 . **18.64.** 18,2% C_2H_4 , 81,8% л C_3H_6 . **18.65.** 104 г. **18.66.** 60% C_2H_6 , 40% C_2H_2 . **18.70.** 2,53 г. **18.71.** $\text{C}_n\text{H}_{2n} + 2\text{O}$. **18.72.** $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$. Нет. **18.78.** 933 мл. **18.79.** 1,344 л. **18.80.** 67,2 л. **18.81.** 5,6 л. **18.84.** 2,24 л. **18.85.** $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$. **18.86.** CH_3COOH . **18.90.** а) Na; б) Na_2CO_3 . **18.92.** CH_3Cl . **18.93.** CCl_3COOH . **18.94.** Второй продукт реакции — ацетон. **18.95.** 160 мл. **18.96.** 9%. **18.97.** $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$. **18.98.** 8,05% HCOOH , 12% CH_3COOH . **18.99.** 987 мл. **18.100.** 87%. **18.101.** CO_2 . **18.105.** а) 40% C, 60% H_2O ; б) 42,1% C, 57,9% H_2O ; в) 44,4% C, 55,6% H_2O . **18.106.** 25,5 л. **18.107.** 1096 г. **18.108.** 270 кг. **18.109.** 13 тыс. **18.110.** 8 млн. **18.111.** 1,1 м³/моль.

19.1. а) + Ag; б) + Cu; в) + $\text{Fe}(\text{t})$; г) + C. **19.2.** а) + MnO_2 ; б) + $\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$; в) + Zn; г) + NaHCO_3 . **19.3.** а) + $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; б) + K_2CO_3 ; в) + KHCO_3 ; г) + C. **19.4.** а) + Al_4C_3 ; б) + CaC_2 ; в) + NaH; г) + Al. **19.5.** Нитрат свинца(II). **19.9.** 2/3. **19.10.** SiC — карборунд. **19.11.** X — H_3PO_2 , Y — H_3PO_3 , Z — H_3PO_4 , A — PH_3 . **19.12.** $\text{K}_3\text{PO}_4 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{K}_3\text{PO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. **19.13.** Ga_2Cl_6 . **19.14.** $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$. **19.15.** $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{BeO} \cdot 6\text{SiO}_2$ — берилл. **19.16.** $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{MgO} \cdot 3\text{SiO}_2$ — гранат. **19.17.** 25% C, 75% CuO. 11,3%. **19.18.** 219 г. **19.19.** 5,28%. **19.20.** Фосфат аммония. **19.21.** 92%. **19.22.** 80%. **19.23.** 7,8%. **19.24.** 59,7% Fe_2O_3 , 40,3% Al. **19.25.** 25%. **19.26.** 31,5%. **19.27.** 17,7 г. 84,2% KCl, 15,8% KOH. **19.28.** 12,05 г. 48,5% NaCl, 51,5% NaBr. **19.29.** 72% FeO, 28% Fe. 1,4 л. **19.30.** 4,32%. **19.31.** 36 г SiO_2 , 33,6 г Mg. **19.32.** 60 г SiO_2 , 32,4 г C. **19.33.** 11,2%. **19.34.** SF_4 . **19.35.** N_3F . **19.36.** 0,9 моль CO_2 , 0,6 моль CO. 1,2 моль O_2 . **19.37.** A — N_2O , B — C, D — CO_2 , E — N_2 . **19.38.** A — Ag, B — AgNO_3 , D — AgCl, E — $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. **19.39.** A — P_4 , B — I_2 , D — PI_3 . E — HI. **19.40.** A — H_3PO_4 , B — KH_2PO_4 , D — K_3PO_4 , E — K_2HPO_4 . **19.41.** N_4O . **19.42.** 0,006 моль HCO_3^- , 0,003 моль Ca^{2+} . 0,012 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$. **19.43.** 50% NO, 50% NO_2 . Fe. 19,4% $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. **19.44.** A — K, B — O_2 , B — KO_2 , Г — K_2CO_3 . **19.45.** A — Na, B — O_2 , B — Na_2O_2 , Г — Na_2CO_3 . **19.46.** NaNO_3 , NaN_3 . **19.47.** X — PCl_3 , Y — P_4 . **19.48.** Исходное вещество — $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. **19.49.** X — COF₂, Y — CO_2 , Z — HF. **19.50.** X — NH_4HSO_3 . **19.51.** 75% CO_2 , 25% O_2 . $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{PbO} \cdot 12\text{SiO}_2$.

Содержание

Предисловие	3
Тема 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ	5
1.1. Вещества и их превращения	5
1.2. Химические элементы. Атомы и молекулы	10
1.3. Химические формулы. Валентность	14
1.4. Уравнение реакции	19
Тема 2. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ СООТНОШЕНИЯ В ХИМИИ (основы химической стехиометрии)	29
2.1. Количество вещества	29
2.2. Химические формулы и расчёты по ним	33
2.3. Расчёты по уравнениям реакций	42
2.4. Идеальные газы. Закон Авогадро	48
2.5. Смеси веществ	58
Тема 3. ВОЗДУХ. КИСЛОРОД	73
Тема 4. ВОДОРОД. КИСЛОТЫ. СОЛИ	79
Тема 5. ВОДА. РАСТВОРЫ	86
5.1. Вода	86
5.2. Растворы. Растворимость	88
5.3. Массовая доля растворённого вещества. Кристаллогидраты	91
5.4. Приготовление растворов	94
5.5. Молярная концентрация	98
Тема 6. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ И ИХ ВЗАИМОСВЯЗЬ	101
Тема 7. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН	108
7.1. Ядро атома. Изотопы	108
7.2. Электронная конфигурация атома	115
7.3. Периодичность свойств элементов	122
Тема 8. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	125
8.1. Виды химической связи. Ковалентная связь и её характеристики	125
8.2. Валентность и степень окисления	133
8.3. Ионная связь. Металлическая связь. Строение твёрдых веществ	141

Тема 9. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ	149
9.1. Электролиты	149
9.2. Кислотность среды	157
9.3. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей	161
Тема 10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	175
10.1. Окислители и восстановители	175
10.2. Составление уравнений окислительно- восстановительных реакций	183
10.3. Электролиз и источники тока	193
Тема 11. ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОПИСАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	197
11.1. Тепловые эффекты химических реакций	197
11.2. Химическое равновесие	205
11.3. Скорость химических реакций	211
Тема 12. ГАЛОГЕНЫ	218
Тема 13. СЕРА	227
Тема 14. АЗОТ. ФОСФОР	235
14.1. Азот	235
14.2. Фосфор	243
Тема 15. УГЛЕРОД. КРЕМНИЙ	249
15.1. Углерод	249
15.2. Кремний	256
Тема 16. МЕТАЛЛЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП	261
16.1. Металлы I и II групп	261
16.2. Алюминий	269
Тема 17. ЖЕЛЕЗО КАК ПРЕДСТАВИТЕЛЬ ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ	276
Тема 18. НАЧАЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ	282
18.1. Основные понятия органической химии	282
18.2. Углеводороды	289
18.3. Кислородсодержащие органические вещества	295
Тема 19. КОМБИНИРОВАННЫЕ ЗАДАЧИ	302
Ответы и указания к решению задач	310



Учебное издание

**Еремин Вадим Владимирович
Дроздов Андрей Анатольевич**

ХИМИЯ

8—9 классы

Задачник

Учебное пособие

Центр химии и экологии

Ответственный за выпуск *И. Ю. Рузавина*

Художественный редактор *А. В. Пряхин*

Технический редактор *Е. А. Урвачева*

Компьютерная вёрстка *С. Н. Терентьевой*

Корректор *О. Н. Леонова*

Подписано в печать 22.05.2023. Формат 70×90/16.
Гарнитура «Школьная». Усл. печ. л. 23,4. Уч.-изд. л. 12,2.
Тираж 500 экз. Заказ № 73412СМ.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».
Российская Федерация, 127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская,
д. 16, стр. 3, этаж 4, помещение 1Н.

Адрес электронной почты «Горячей линии» — vopros@prosv.ru.

Отпечатано в филиале «Смоленский полиграфический комбинат»
АО «Издательство «Высшая школа». Российская Федерация,
214020, г. Смоленск, ул. Смольянинова, 1.
Тел.: +7(4812) 31-11-96. Факс: +7(4812) 31-31-70.
E-mail: spk@smolpk.ru <http://www.smolpk.ru>