

ХИМИЯ



ПРЕПОДАВАТЕЛИ
ХИМИЧЕСКОГО
ФАКУЛЬТЕТА
МГУ
ИМЕНИ
М. В. ЛОМОНОСОВА

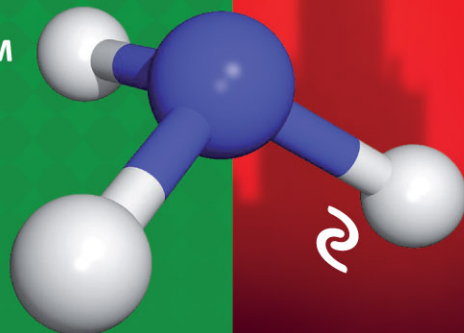
В. В. ЕРЕМИН,
Р. Л. АНТИПИН, А. А. ДРОЗДОВ,
Е. В. КАРПОВА, О. Н. РЫЖОВА

УГЛУБЛЁННЫЙ
КУРС
ПОДГОТОВКИ
К **ЕГЭ**



В ПОМОЩЬ
СТАРШЕКЛАССНИКАМ И АБИТУРИЕНТАМ

- ✓ Теоретические сведения по всем темам
- ✓ Примеры выполнения заданий
- ✓ Тренировочные задания с ответами
- ✓ Необходимые справочные материалы



ХИМИЯ



В. В. ЕРЕМИН,
Р. Л. АНТИПИН, А. А. ДРОЗДОВ,
Е. В. КАРПОВА, О. Н. РЫЖОВА

ПРЕПОДАВАТЕЛИ
ХИМИЧЕСКОГО
ФАКУЛЬТЕТА
МГУ
ИМЕНИ
М. В. ЛОМОНОСОВА

УГЛУБЛЁННЫЙ
КУРС
ПОДГОТОВКИ
К **ЕГЭ**

В ПОМОЩЬ
СТАРШЕКЛАССНИКАМ И АБИТУРИЕНТАМ



МОСКВА
2020

УДК 373.5:54
ББК 24я721
Х46

Об авторах:

В. В. Еремин — профессор, доктор физико-математических наук
Р. Л. Антипин — доцент, кандидат химических наук
А. А. Дроздов — доцент, кандидат химических наук
Е. В. Карпова — доцент, кандидат химических наук
О. Н. Рыжова — доцент, кандидат педагогических наук

Химия : углублённый курс подготовки к ЕГЭ / В. В. Еремин,
Х46 Р. Л. Антипин, А. А. Дроздов, Е. В. Карпова, О. Н. Рыжова. —
Москва : Эксмо, 2020. — 608 с. — (Справочник для старшекласс-
ников и абитуриентов).

ISBN 978-5-04-104070-3

Справочник предназначен для углублённой подготовки к ЕГЭ по химии. Издание содержит необходимые теоретические сведения по всем темам школьного курса химии. В каждой теме приведены примеры экзаменационных заданий с подробными решениями, а затем даны задания для самостоятельного контроля знаний. Ко всем заданиям приведены ответы.

Книга предоставит старшеклассникам и абитуриентам дополнительную поддержку в процессе обучения и поможет сформировать глубокое понимание предмета. Наглядное и чёткое изложение материала позволит усвоить большой объём информации.

Справочник адресован старшеклассникам, абитуриентам, а также учителям и репетиторам.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-104070-3

© Авторский коллектив, 2020
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2020

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое вам пособие написано преподавателями химического факультета Московского университета и предназначается для подготовки к тестовым формам государственной аттестации — ЕГЭ и ОГЭ.

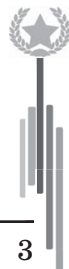
Весь материал разделён на три большие части: общая химия, неорганическая химия, органическая химия. Каждый раздел внутри этих частей построен по традиционной схеме: теория, примеры, задания для самостоятельного решения. Многие примеры и вопросы составлены по актуальной демоверсии последнего года, однако для полноты картины мы приводим задания и других типов. Теоретический материал также не ограничен демоверсией, хотя и ориентирован в первую очередь на неё.

Некоторые разделы содержат только теоретический материал. Это связано с ограниченностью тестовых форм государственной аттестации, которые не способны в одном варианте охватить в должной мере весь полный курс изучения химии в школе.

Уровень изложения материала доступен для большинства учащихся средней школы и для всех тех, кто сдаёт химию на государственной аттестации. Пособие не дублирует школьные учебники, а представляет материал в сжатой и концентрированной форме. Большое количество примеров и заданий для самостоятельного решения поможет глубже усвоить теоретический материал. Ко всем тестовым и расчётным заданиям даны ответы.

Авторы имеют большой опыт составления и экспертизы тестовых заданий и прекрасно понимают все недостатки и положительные стороны тестовых форм аттестации. Мы постарались написать пособие так, чтобы после его изучения вы не только успешно прошли аттестацию, но и стали лучше понимать химию.

Авторы



ГЛАВА 1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ

§ 1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ. КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ И РЕАКЦИЙ



Химия — наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.

Объекты исследования в химии — атомы, молекулы и всевозможные структуры, в которые атомы или молекулы могут объединяться, образуя связи друг с другом. Все эти объекты объединяют под общим названием «вещество».

Основные понятия химии — атом и молекула. Все вещества состоят из атомов, многие вещества состоят из молекул, молекулы состоят из атомов.

Атом — это наименьшая частица элемента в химических соединениях (определение 1860 года). Современное определение атома учитывает его строение.



Атом — это нейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Частицу, состоящую из ядра и электронов и имеющую заряд, называют атомным ионом, или просто ионом.

Существуют разные виды атомов, отличающиеся зарядом ядра. Каждый вид атомов, характеризующийся определённым зарядом ядра, называют *химическим элементом*. Например, элемент водород включает атомы H, входящие в состав любых соединений (H_2O , CH_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и т.д.). К 2020 году достоверно известны 118 элементов, из которых около 90 существуют в природе, а остальные получены с помощью искусственных ядерных реакций. Каждый элемент имеет определённый символ, который происходит от латинского названия элемента. Атомы химических элементов взаимодействуют друг с другом и образуют молекулы.



Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (определение 1860 года). Современное определение:

Молекула — это электронейтральная частица, состоящая из двух или более атомов, соединённых между собой *химическими связями*.



Вещество с точки зрения химии — это любая совокупность атомов (ионов) и молекул. *Вещества молекулярного строения* состоят из молекул. *Вещества немолекулярного строения* состоят из атомов или ионов, которые связаны друг с другом в бесконечные слои и каркасы. В этих веществах выделить отдельные молекулы нельзя, можно лишь определить наименьший повторяющийся фрагмент — его называют структурной, или формульной, единицей. Например, в металлическом железе структурной единицей является атом Fe, а в кварце — один атом кремния и два атома кислорода, т.е. SiO_2 . Примеров веществ немолекулярного строения достаточно много — это все металлы и сплавы, почти все соли, алмаз, графит, кварц.

Во многих случаях по свойствам вещества легко догадаться — построено оно из молекул или нет. Если вещество имеет молекулярное строение, то связи между отдельными молекулами в нём достаточно слабые. Поэтому такие вещества имеют низкие температуры плавления и кипения, часто легко летучи и имеют запах. Так, все газы и почти все жидкости состоят из молекул. Вещества немолекулярного строения обычно имеют высокие температуры плавления и кипения, так как все атомы или ионы в них прочно связаны друг с другом. При комнатной температуре они твёрдые, нелетучие и не имеют запаха.

Вещества бывают простые и сложные. *Простые вещества* состоят из атомов одного элемента. Многие элементы образуют несколько простых веществ, различающихся составом или строением. Это явление называют *аллотропией*, а соответствующие простые вещества — *аллотропными* модификациями, или аллотропными формами элемента.



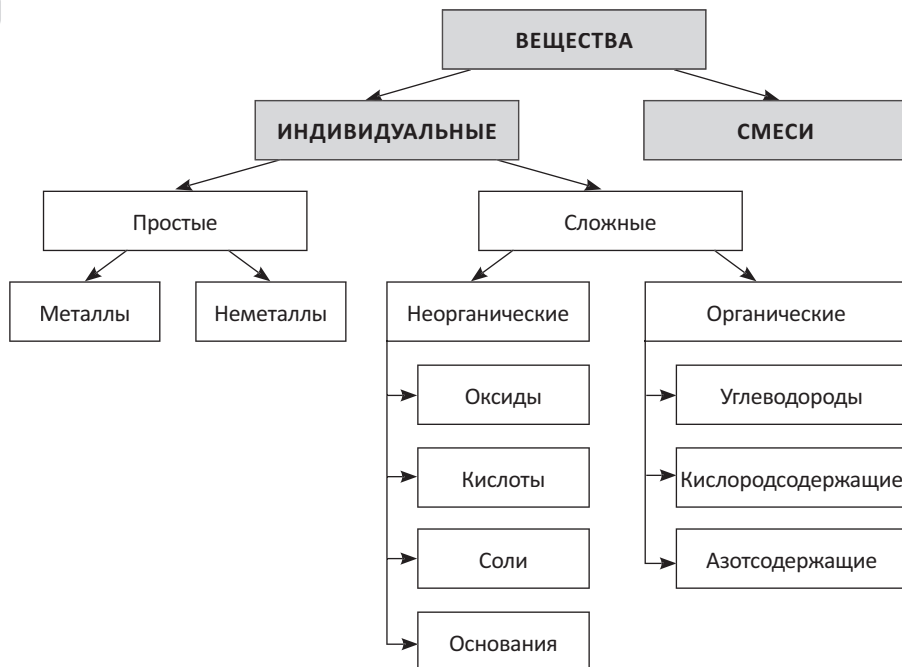
Примеры аллотропных модификаций:

- элемент кислород O образует простые вещества кислород O₂ и озон O₃;
- элемент углерод C — простые вещества графит C, алмаз C, фуллерен C₆₀;
- элемент сера S — простые вещества ромбическую серу S₈, моноклинную серу S₈;
- элемент фосфор P — белый фосфор P₄, чёрный фосфор P, красный фосфор P;
- элемент железо Fe — α-Fe, β-Fe, γ-Fe, δ-Fe; все эти модификации отличаются друг от друга кристаллической структурой и физическими свойствами.

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы (схема 1.1).

СХЕМА 1.1.

Общая
классифика-
ция веществ



Сложные вещества, или химические соединения, состоят из атомов разных элементов, связанных между собой постоянными (стехиометрическими) соотношениями. Состав любого химического соединения описывается химической формулой. Примеры химических соединений: вода H₂O, серная кислота H₂SO₄, глюкоза



$C_6H_{12}O_6$. Состав веществ молекулярного строения не зависит от способа получения и является постоянным (*закон постоянства состава*).

Сложные вещества подразделяют на органические (углеводороды и их производные) и неорганические. И те и другие, в свою очередь, разделяют на определённые классы соединений (схема 1.1).

Вещества, состоящие из нескольких соединений, не связанных между собой постоянными соотношениями, называют *смесями*. Состав смесей не является постоянным. Примеры смесей: морская вода (смесь воды и растворённых в ней солей), воздух (смесь азота, кислорода, инертных газов (главным образом, аргона), углекислого газа и паров воды), бензин (смесь углеводородов).

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



При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

Признаки химической реакции: выделение газа, образование осадка, изменение цвета, поглощение или выделение теплоты. В таблице 1.1 приведены способы классификации химических реакций по различным признакам.

Признак	Типы реакций			
Состав веществ	Соединения $A + B = C$	Разложение $A = B + C$	Замещения $A + BC = AB + C$	Обмена $AB + CD = AC + BD$
Агрегатное состояние веществ	Гомогенные (протекают в одной фазе) $2H_2 (г) + O_2 (г) = 2H_2O (г)$		Гетерогенные (протекают на границе раздела фаз) $4FeS (тв) + 7O_2 (г) = 2Fe_2O_3 (тв) + 4SO_2 (г)$	
Изменение степени окисления элементов	Окислительно-восстановительные (с изменением степени окисления) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$		Обменные (без изменения степени окисления) $KOH + HCl = KCl + H_2O$	

ТАБЛИЦА 1.1.

Классификация химических реакций



Окончание таблицы

Признак	Типы реакций	
Обрати- мость	Обратимые $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	Необратимые $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} =$ $= \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
Тепловой эффект	Экзотермические (с выделением тепло- ты) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 +$ $+ 393,5 \text{ кДж}$	Эндотермические (с погло- щением теплоты) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 182 \text{ кДж}$

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

В уравнении химической реакции число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково, что отражает закон сохранения массы веществ.

Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

Уравнение химической реакции — запись реакции с помощью формул реагентов и продуктов с указанием их относительных количеств (в молях). Числа перед химическими формулами, которые указывают относительные количества веществ, называют *стехиометрическими коэффициентами*.

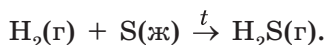
ПРИМЕР



Уравнение реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



Иногда в уравнениях реакций указывают агрегатное состояние участников реакции, а над знаком равенства или стрелкой, связывающими левую и правую части уравнения, — условия проведения реакции (температура, давление, катализатор), например:



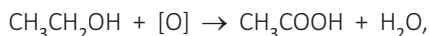
Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют *схемой реакции*.



ПРИМЕР



Схема реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



где символ $[\text{O}]$ — обозначение окислителя, т. е. перманганата калия.

Для количественных расчётов по химическим формулам и уравнениям химических реакций используют понятия количества вещества, а также абсолютной и относительной массы атомов и молекул.

Количества молекул и атомов, содержащиеся в веществах, очень велики, поэтому для измерения *количества вещества* ввели специальную единицу — моль.

Моль — это количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества.



Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют *числом Авогадро*. Физическую величину $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ называют *постоянной Авогадро*.

Если образец содержит N частиц (молекул или формульных единиц) вещества, то количество вещества ν (в молях) в этом образце можно определить по формуле:

$$\nu = N / N_A.$$

Количество вещества — важная величина для химии. С её помощью можно определять массу, объём, число частиц вещества, она используется в расчётах по химическим формулам и уравнениям.

Из последнего уравнения следует, что количество вещества и число атомов или молекул прямо пропорциональны друг другу, причём коэффициент пропорциональности — один и тот же для всех веществ:

$$\frac{\nu_2}{\nu_1} = \frac{N_2}{N_1}.$$

Это соотношение используется при расчётах состава смесей.

Массы атомов и молекул очень малы, поэтому их принято измерять в относительных единицах. В химии принята система измерения, основанная на массе атома углерода. *Атомная единица массы (а.е.м.)* равна 1/12 массы атома углерода ^{12}C .



$$1 \text{ а.е.м.} = 1 / 12 m(^{12}\text{C}) = \\ = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Эта единица связана с постоянной Авогадро:

$$1 \text{ а.е.м.} = 1 \text{ г/моль} / N_A.$$

Относительная атомная масса элемента A_r — безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к 1 а.е.м.

$$A_r = m(\text{атома}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

Средняя масса атома рассчитывается с учётом распространённости атомов элемента с разной атомной массой в земной коре. *Абсолютная масса атома* равна относительной атомной массе, умноженной на 1 а.е.м.:

$$m(\text{атома}) = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

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

$$M_r = m(\text{молекулы}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Численные значения молярной массы M и относительной молекулярной массы M_r равны, однако первая величина имеет размерность $[M] = \text{г/моль}$, а вторая безразмерна:

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$

Например, относительная молекулярная масса воды: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$, а молярная масса: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы. *Абсолютная масса молекулы* равна относительной молекулярной массе, умноженной на 1 а.е.м.

$$m(\text{молекулы}) = M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Массу одного моля вещества называют *молярной массой* (обозначается M , измеряется в г/моль). Её определяют как отношение массы вещества (в г) к количеству вещества (в моль):

$$M = \frac{m}{\nu}$$

С помощью этой формулы можно найти количество вещества ν по его массе:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

и, наоборот, зная количество вещества, найти массу:

$$m = \nu M.$$



§ 1.2. ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА И СПОСОБЫ ЕЁ ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Химическая формула отражает состав или строение вещества (табл. 1.2).

Молекулярная формула показывает число атомов каждого элемента в молекуле.



Она состоит из символов элементов и подстрочных индексов, указывающих число атомов данного элемента. Молекулярная формула описывает только вещества с молекулярным строением.

Эмпирическая (простейшая) формула показывает только простейшее соотношение между числом атомов разных элементов в веществе.



Для веществ немолекулярного строения эмпирическая формула описывает состав формульной единицы. Для веществ молекулярного строения молекулярная формула или совпадает с эмпирической, или кратна ей.

Структурная формула указывает порядок соединения атомов в молекуле и число связей между атомами.



Структурные формулы пригодны только для описания веществ молекулярного строения и некоторых ионов. В органической химии часто используют сокращённые структурные формулы, в которых не показаны атомы углерода и связанные с ними атомы водорода. Они довольно компактны, но к ним нужно привыкнуть.

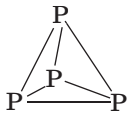
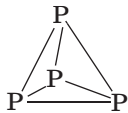
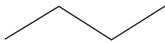
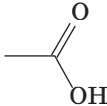
Название вещества	Формула			
	молекулярная	эмпирическая	структурная	сокращённая структурная
Белый фосфор	P_4	P		

ТАБЛИЦА 1.2.

Примеры химических формул

Окончание таблицы

Название вещества	Формула			
	молекулярная	эмпирическая	структурная	сокращённая структурная
Углекислый газ (оксид углерода(IV))	CO_2	CO_2	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
Пероксид водорода	H_2O_2	HO	$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$
Карбонат кальция	—	CaCO_3	—	—
Бутан	C_4H_{10}	C_2H_5	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2- \\ -\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	
Уксусная кислота	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	CH_2O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	

Рассмотрим общие способы определения молекулярных формул.

Способ 1. По массовым долям элементов в веществе

Обозначим формулу вещества $\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z$. По определению отношение индексов равно отношению числа атомов элементов, а последнее — отношению числа молей атомов:

$$x:y:z = N(\text{A}):N(\text{B}):N(\text{C}) = \nu(\text{A}):\nu(\text{B}):\nu(\text{C}).$$

Используя связь количества вещества с массой, можно записать:

$$x:y:z = \frac{m(\text{A})}{M(\text{A})} : \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} : \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})}.$$

Но массы элементов в соединении прямо пропорциональны их массовым долям, поэтому окончательно находим:

$$x:y:z = \frac{\omega(\text{A})}{M(\text{A})} : \frac{\omega(\text{B})}{M(\text{B})} : \frac{\omega(\text{C})}{M(\text{C})}.$$



В этой формуле массовые доли элементов можно брать как в процентах, так и в долях единицы. Использование данной формулы продемонстрировано в примере 1.

Способ 2. По массовым долям элементов в веществе и молярной массе

Решение состоит из двух этапов.

1) По массовым долям найти простейшую формулу.

2) Найти молярную массу, соответствующую простейшей формуле. Отношение молярной массы вещества к молярной массе, соответствующей простейшей формуле, показывает, во сколько раз молекулярная формула больше простейшей.

Например, пусть молярная масса равна 78 г/моль, а простейшая формула вещества — CH . $M(\text{вещества}) / M(\text{CH}) = 78 / 13 = 6$. Молекулярная формула больше простейшей в 6 раз, т.е. C_6H_6 .

Более подробно этот способ представлен в примере 2.

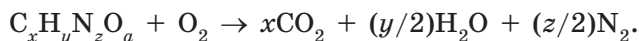
Способ 3. По массе вещества и уравнению реакции

Этот способ применяется, если известны масса вещества и его общая формула, например R_2O_7 или $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, но неизвестен конкретный элемент R или число атомов углерода n в гомологическом ряду. Тогда по уравнению реакции можно найти количество вещества, затем рассчитать его молярную массу $M = m / \nu$ и по ней найти молекулярную формулу.

Этот способ рассмотрен в примерах 3 и 4.

Способ 4. По продуктам сгорания

Этот способ применяется для определения состава органических веществ. Рассмотрим полное сгорание вещества состава $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z\text{O}_a$. Продукты сгорания — углекислый газ, вода и азот. Составим схему сгорания с коэффициентами перед продуктами (коэффициент при O_2 не нужен):



Предположим, что мы знаем количества вещества продуктов (определили их по массе, объёму или уравнениям реакций), тогда по массам продуктов можно найти массы элементов — C , H и N : $\nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2)$, $\nu(\text{H}) = 2\nu(\text{H}_2\text{O})$, $\nu(\text{N}) = 2\nu(\text{N}_2)$. Если в исходном

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

По массовым долям можно определить только простейшую формулу. Для нахождения молекулярной формулы требуется дополнительная информация, например молярная масса.



веществе не было кислорода, то можно сразу найти простейшую формулу:

$$x : y : z = \nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}).$$

Если же кислород имеется, то придётся найти массы элементов С, Н и N, затем найти массу и количество вещества элемента кислорода:

$$m(\text{O}) = m(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z\text{O}_a) - m(\text{C}) - m(\text{H}) - m(\text{N}),$$

$$\nu(\text{O}) = m(\text{O}) / M(\text{O})$$

и после этого определить простейшую формулу:

$$x : y : z : a = \nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}) : \nu(\text{O}).$$

Этим способом можно определить только простейшую формулу, для молекулярной формулы необходима дополнительная информация. Подробно данный способ рассмотрен в примере 5.

Если сгорает вещество определённого класса, то такая задача решается проще, так как достаточно найти одну неизвестную величину — число атомов углерода в молекуле. Подобное задание разобрано в примере 6.

После того как определена молекулярная формула, встаёт вопрос о структуре молекулы. В тех заданиях, которые предлагаются на ЕГЭ, структуру удаётся установить однозначно на основании принадлежности к определённому классу соединений или по химическим свойствам. Такое задание разобрано в примере 7 (решение приведено в формате ЕГЭ).



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Определите простейшую формулу химического соединения, если массовые доли составляющих его элементов равны: Н — 2,04%, S — 32,65%, О — 65,31%.

● **РЕШЕНИЕ.** Простейшая формула не зависит от массы вещества. Возьмём образец вещества массой 100 г, тогда масса каждого элемента равна его массовой доле (в %). Разделим массу каждого элемента на его относительную атомную массу:

$$\begin{aligned} \nu(\text{H}) : \nu(\text{S}) : \nu(\text{O}) &= (2,04 / 1) : (32,65 / 32) : (65,31 / 16) = \\ &= 2,04 : 1,02 : 4,08. \end{aligned}$$



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

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

Оно означает, что в молекуле химического соединения на 2 атома водорода приходится 1 атом серы и 4 атома кислорода, следовательно, простейшая формула искомого соединения — H_2SO_4 .

ОТВЕТ: H_2SO_4 .

ПРИМЕР

2

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

● **РЕШЕНИЕ. Способ 1.** Действуя так же, как и в предыдущей задаче, можно найти относительные количества элементов и определить простейшую формулу вещества:

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

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. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

● **Способ 2.** Возьмём один моль вещества, масса которого равна 60 г, и найдём количества элементов (в молях) в этом образце вещества:

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

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

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

В одном моле вещества содержится 2 моля углерода, 4 моля водорода и 2 моля кислорода. Это означает, что молекулярная формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

ОТВЕТ: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

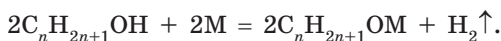
ПРИМЕР

3

При взаимодействии 18,5 г предельного одноатомного спирта с избытком щелочного металла выделилось 2,8 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу спирта.



● **РЕШЕНИЕ.** Начнём с уравнения реакции, записанного в общем виде. Общая формула предельных одноатомных спиртов — $C_nH_{2n+1}OH$. Уравнение их реакции с щелочным металлом M (любым):



Проводим расчёт по этому уравнению: $\nu(H_2) = V / V_m = 2,8 / 22,4 = 0,125$ моль. Согласно уравнению, $\nu(C_nH_{2n+1}OH) = 2 \cdot \nu(H_2) = 0,25$ моль. Молярная масса спирта: $M(C_nH_{2n+1}OH) = m / \nu = 18,5 / 0,25 = 74$ г/моль. Согласно молекулярной формуле, $M(C_nH_{2n+1}OH) = 12n + 2n + 1 + 16 + 1 = 14n + 18$. Решив уравнение $14n + 18 = 74$, находим: $n = 4$. Молекулярная формула спирта — C_4H_9OH , или $C_4H_{10}O$.

ОТВЕТ: C_4H_9OH .

ПРИМЕР 4

Жидкий при обычных условиях ацетиленовый углеводород массой 12,3 г способен присоединить бромоводород объёмом 6,72 л (н.у.). Установите молекулярную формулу углеводорода.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции в общем виде:



(тройная связь может максимально присоединить двукратное количество бромоводорода).

Проводим расчёт по этому уравнению: $\nu(HBr) = V / V_m = 6,72 / 22,4 = 0,3$ моль. Согласно уравнению, $\nu(C_nH_{2n-2}) = \nu(HBr) / 2 = 0,15$ моль. Молярная масса углеводорода: $M(C_nH_{2n-2}) = m / \nu = 12,3 / 0,15 = 82$ г/моль. Согласно молекулярной формуле, $M(C_nH_{2n-2}) = 12n + 2n - 2 = 14n - 2$. Решив уравнение $14n - 2 = 82$, находим: $n = 6$. Молекулярная формула ацетиленового углеводорода — C_6H_{10} .

ОТВЕТ: C_6H_{10} .

ПРИМЕР 5

При сгорании 1,56 г органического вещества образовалось 3,96 г углекислого газа, 0,42 г азота и 0,54 г воды. Установите молекулярную формулу вещества, если известно, что его молярная масса равна 104 г/моль.

● **РЕШЕНИЕ.** Найдём количества веществ — продуктов сгорания.

$$\nu(CO_2) = m / M = 3,96 / 44 = 0,09 \text{ моль,}$$

$$\nu(H_2O) = m / M = 0,54 / 18 = 0,03 \text{ моль,}$$

$$\nu(N_2) = m / M = 0,42 / 28 = 0,015 \text{ моль.}$$



Определим количества элементов, входящих в состав исходного вещества:

$$\nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2) = 0,09 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{H}) = 2\nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,03 = 0,06 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{N}) = 2\nu(\text{N}_2) = 2 \cdot 0,015 = 0,03 \text{ моль}.$$

Проверим, не входил ли в состав вещества кислород. Для этого найдём массу азота, водорода и углерода и сравним с массой исходного образца.

$$m(\text{C}) = \nu \cdot M = 0,09 \cdot 12 = 1,08 \text{ г},$$

$$m(\text{H}) = \nu \cdot M = 0,06 \cdot 1 = 0,06 \text{ г},$$

$$m(\text{N}) = \nu \cdot M = 0,03 \cdot 14 = 0,42 \text{ г},$$

$m_{\text{общ}} = 1,08 + 0,06 + 0,42 = 1,56 \text{ г}$. Это значение совпадает с исходной массой, поэтому кислорода в анализируемом веществе нет.

Для определения простейшей формулы найдём молярное отношение элементов:

$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}) = 0,09 : 0,06 : 0,03 = 3 : 2 : 1$. Простейшая формула — $\text{C}_3\text{H}_2\text{N}$. Ей соответствует молярная масса: $M(\text{C}_3\text{H}_2\text{N}) = 36 + 2 + 14 = 52 \text{ г/моль}$. Молярная масса вещества — 104 г/моль — в 2 раза больше, поэтому молекулярная формула вещества равна удвоенной простейшей: $\text{C}_6\text{H}_4\text{N}_2$.

Как видим, при решении задачи мы обошлись совсем без уравнения реакции, и даже схема не понадобилась. Всё, что мы использовали, — закон сохранения массы.

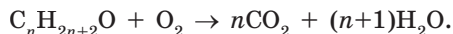
ОТВЕТ: $\text{C}_6\text{H}_4\text{N}_2$.

ПРИМЕР

6

При полном сгорании предельного одноатомного спирта образовалось 6,72 л (н.у.) углекислого газа и 7,2 г воды. Установите молекулярную формулу спирта.

● **РЕШЕНИЕ.** Составим в общем виде схему сгорания спиртов. Поставим коэффициенты перед продуктами, а при O_2 коэффициент не нужен:



Найдём количества веществ — продуктов сгорания.

$$\nu(\text{CO}_2) = V / V_m = 6,72 / 22,4 = 0,3 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 7,2 / 18 = 0,4 \text{ моль}.$$



Согласно схеме сгорания, $\nu(\text{CO}_2) / \nu(\text{H}_2\text{O}) = n / (n + 1)$. Решив уравнение $n / (n + 1) = 0,3 / 0,4$, находим $n = 3$. Молекулярная формула спирта — $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

ОТВЕТ: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

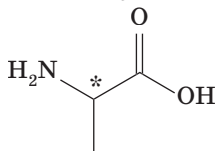
ПРИМЕР 7

Органическое вещество X обладает биологической активностью и входит в состав живых организмов. Оно содержит 15,73% азота, 35,96% кислорода и 7,87% водорода по массе. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что оно содержит три атома углерода, из которых один — асимметрический, и две функциональные группы. Напишите уравнение реакции X с азотистой кислотой.

● **РЕШЕНИЕ.** 1) Определим молекулярную формулу вещества X: $\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}) : \nu(\text{O}) = (40,44 / 12) : (7,87 / 1) : (15,73 / 14) : (35,96 / 16) = 3 : 7 : 1 : 2$. Так как в молекуле — три атома углерода, простейшая формула совпадает с истинной. Молекулярная формула вещества — $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2$.

2) Определим структуру вещества. Две функциональные группы — NH_2 и COOH , поэтому вещество X — аминокислота. Возможны две аминокислоты с тремя атомами углерода — α -аланин и β -аланин. Асимметрический атом углерода есть только в α -аланине:

$\text{H}_2\text{NCH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$, или



(звёздочкой обозначен асимметрический атом углерода).

3) Уравнение реакции с азотистой кислотой:



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① При взаимодействии 19,0 г предельного двухатомного спирта с избытком щелочного металла выделилось 5,6 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу спирта.

- ② При взаимодействии 1,232 л (н.у.) этиленового углеводорода с избытком бромной воды образовалось органическое соединение массой 11,88 г. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- ③ Жидкий при обычных условиях ацетиленовый углеводород массой 6,05 г полностью обесцвечивает 440 г бромной воды с массовой долей брома 4,0%. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- ④ При окислении 48,0 г ароматического углеводорода ряда бензола образовалось 48,8 г бензойной кислоты. Реакция окисления идёт со 100%-м выходом. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- ⑤ При окислении 42,0 г ароматического углеводорода ряда бензола образовалось 58,1 г фталевой (бензол-1,2-дикарбоновой) кислоты. Реакция окисления идёт со 100%-м выходом. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- ⑥ При полной гидратации 6,72 л (н.у.) ацетиленового углеводорода в присутствии катализатора образовалось 17,4 г органического вещества. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- ⑦ Для полного гидролиза 22,2 г сложного эфира, образованного муравьиной кислотой и предельным одноатомным спиртом, потребовалось 200 г 8,4%-го раствора гидроксида калия. Установите молекулярную формулу сложного эфира.
- ⑧ При полном сгорании 14,5 г предельного альдегида образовалось 13,5 г воды. Установите молекулярную формулу альдегида.
- ⑨ При полном сгорании 17,1 г жидкого алкана образовалось 26,88 л (н.у.) углекислого газа. Установите молекулярную формулу алкана.
- ⑩ Ароматический амин ряда анилина массой 24,2 г способен присоединить хлороводород объёмом 4,48 л (н.у.). Установите молекулярную формулу амина.



- 11 При пропускании 8,96 л (н.у.) предельного газообразного амина через избыток соляной кислоты образовалась органическая соль массой 32,6 г. Установите молекулярную формулу амина.
- 12 При мягком окислении 1,568 л (н.у.) этиленового углеводорода избытком водного раствора перманганата калия образовался двухатомный спирт массой 6,30 г. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 13 При взаимодействии 2,88 г предельного альдегида с избытком аммиачного раствора оксида серебра выпал осадок массой 8,64 г. Установите молекулярную формулу альдегида.
- 14 При взаимодействии 36,6 г одноатомного ароматического спирта с избытком щелочного металла выделилось 3,36 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу спирта.
- 15 При взаимодействии 50,8 г оксида шестивалентного элемента с водой образовалось 58,0 г двухосновной кислоты. Установите формулу оксида.
- 16 При нагревании 44,00 г одноосновной кислоты, образованной пятивалентным элементом, получено 41,75 г ангидрида кислоты. Реакция дегидратации идёт со 100%-м выходом. Установите формулу кислоты.
- 17 При взаимодействии 6,30 г двухосновной ароматической кислоты с избытком гидрокарбоната натрия выделилось 1,568 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу кислоты.
- 18 При окислении предельного одноатомного спирта подкисленным раствором перманганата калия получено летучее органическое вещество, масса которого на 35,0% меньше массы спирта. Выход продукта составил 66,8% от теоретического. Определите молекулярную формулу спирта и установите его структуру, если известно, что продукт окисления реагирует с аммиачным рас-

твором оксида серебра, а в состав молекулы спирта входят две метильные группы. Напишите уравнение окисления этого спирта подкисленным раствором перманганата калия.

19 При сжигании одноатомного спирта было получено 17,92 л (н.у.) углекислого газа и 9,0 г воды. Плотность паров спирта по водороду равна 61. При окислении спирта оксидом меди(II) образуется альдегид. Определите молекулярную формулу спирта и установите его структуру, если известно, что в составе молекулы есть бензольное кольцо и две метиленовые группы. Напишите уравнение взаимодействия вещества с оксидом меди(II).

20 При сжигании паров углеводорода было получено 20,16 л (н.у.) углекислого газа и 7,2 г воды. При окислении углеводорода горячим подкисленным раствором перманганата калия образуется терефталевая (бензол-1,4-дикарбоновая) кислота. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру. Напишите уравнение описанной реакции с перманганатом калия.

21 При гидратации 23,80 г ацетиленового углеводорода образовалось 24,08 г органического вещества. Выход продукта составил 80%. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру, если известно, что он имеет разветвлённый углеродный скелет. Напишите уравнение реакции углеводорода с водой, в уравнении изобразите структурные формулы органических веществ.

22 Ацетиленовый углеводород объёмом 672 мл (н.у.) поглощён избытком раствора брома в CCl_4 , при этом образовалось 11,22 г органического вещества. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру, если известно, что он взаимодействует с аммиачным раствором оксида серебра. Напишите уравнение последней реакции, в уравнении изобразите структурные формулы органических веществ.

23 При нитровании 42,0 г ароматического углеводорода ряда бензола образовалось единственное моонитропроизводное, масса



которого составила 57,75 г. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру, если известно, что при его жёстком окислении перманганатом калия образуется трёхосновная кислота. Напишите уравнение последней реакции, в уравнении изобразите структурные формулы органических веществ.

24 Органическое вещество А содержит 57,83% углерода и 38,55% кислорода по массе, остальное — водород. Это вещество используют в производстве полимеров и синтетических волокон. Его получают окислением ароматического углеводорода Б ряда бензола кислородом воздуха. Молекулы А и Б содержат одинаковое число атомов углерода. Определите молекулярную формулу вещества А, установите его структуру и напишите уравнение его получения из вещества Б и кислорода.

25 Двухосновная органическая кислота А представляет собой бесцветное твёрдое вещество, умеренно растворимое в воде. Она содержит 3,61% водорода и 38,55% кислорода по массе. При нагревании она отщепляет воду и превращается в вещество Б, используемое для производства красителей, в частности, фенол-фталейна. Определите молекулярную формулу вещества А, установите его структуру и напишите уравнение его превращения в вещество Б.

26 Органическое вещество А, широко используемое в производстве синтетических волокон, состоит из трёх элементов. Оно содержит 6,85% водорода и 43,84% кислорода по массе. Вещество А проявляет кислотные свойства и образуется при окислении циклогексанола концентрированной азотной кислотой. Определите молекулярную формулу вещества А и установите его структуру, если известно, что оно имеет неразветвлённый углеродный скелет. Напишите уравнение окисления циклогексанола, полагая, что азотная кислота восстанавливается до оксида азота(IV).

27 Сложный эфир А применяется для производства оргстекла. Он содержит 8,0% водорода и 32,0% кислорода по массе. Вещество А имеет разветвлённый углеродный скелет, а при его

гидролизе образуются простейший спирт и одноосновная кислота. Определите молекулярную формулу эфира А и установите его структуру. Напишите уравнение полимеризации А.

28 При сжигании дихлорциклоалкана и охлаждении продуктов сгорания до нормальных условий получена смесь газов массой 5,86 г и объёмом 3,136 л. Установите формулу и структуру органического вещества, если известно, что оно имеет неразветвлённый углеродный скелет и не имеет геометрических изомеров. Напишите уравнение реакции искомого вещества с разбавленным водным раствором щёлочи.

29 При сжигании дихлорциклоалкана и охлаждении продуктов сгорания до нормальных условий получена смесь газов массой 4,98 г и объёмом 2,688 л. Установите формулу и структуру органического вещества, если известно, что оно имеет разветвлённый углеродный скелет и не имеет геометрических изомеров. Напишите уравнение реакции искомого вещества с разбавленным водным раствором щёлочи.

30 Органическое вещество X используют в качестве растворителя. Его можно получить гидратацией непредельного углеводорода. Вещество X не обесцвечивает бромную воду, а его пары в 36 раз тяжелее водорода. При сжигании 10,8 г X образовалось 10,8 г воды и 13,44 л (н.у.) углекислого газа. Определите молекулярную формулу вещества X, установите его структуру и напишите уравнение синтеза X из непредельного углеводорода.

31 Органическое вещество X используют в производстве растворителей. Пары вещества X в 2,55 раза тяжелее воздуха. При сжигании 14,8 г X образовалось 18,0 г воды и 17,92 л (н.у.) углекислого газа. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что при окислении оно превращается в кетон. Напишите уравнение взаимодействия X с перманганатом калия в присутствии серной кислоты.

32 Органическое вещество X используют в качестве заменителя дизельного топлива. Пары вещества X в 37 раз тяжелее водорода.



При сжигании 11,1 г X образовалось 13,5 г воды и 13,44 л (н.у.) углекислого газа. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что при его дегидратации образуется единственный углеводород — алкен неразветвлённого строения. Напишите уравнение взаимодействия X с избытком перманганата калия в присутствии серной кислоты.

33 При сжигании хлоралкена массой 15,3 г получена смесь газов (200 °С) общей массой 40,9 г. Установите формулу и структуру органического вещества, если известно, что оно может существовать в виде двух геометрических изомеров. Напишите уравнение реакции искомого вещества с хлороводородом.

34 Органическое вещество А широко используется для синтеза полимеров. Оно состоит из трёх элементов и содержит 7,0% водорода и 37,2% кислорода по массе. При взаимодействии с водой вещество А превращается в два вещества, содержащие одинаковое число атомов углерода и водорода. Определите молекулярную формулу вещества А и установите его структуру. Напишите уравнение гидролиза А.

35 Органическое вещество А имеет запах банана и используется в парфюмерии. Оно состоит из трёх элементов и содержит 62,1% углерода и 27,6% кислорода по массе. При взаимодействии с водой вещество А превращается в два вещества, одно из которых — первичный спирт с разветвлённым углеродным скелетом — содержит в 2 раза больше атомов углерода, чем другое. Определите молекулярную формулу вещества А и установите его структуру. Напишите уравнение щелочного гидролиза А.

36 Органическое вещество X обладает биологической активностью и входит в состав живых организмов. Оно содержит 13,33% азота, 45,71% кислорода и 6,67% водорода по массе. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что оно содержит три атома углерода, из которых один — асимметрический, и три функциональные группы. Напишите уравнение реакции X с метанолом в присутствии концентрированной серной кислоты.



§ 1.3. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ. УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Один из основных законов химии — *закон сохранения массы*. Он был сформулирован в виде философской концепции великим русским учёным Михаилом Васильевичем Ломоносовым (1711–1765) в 1748 году и подтверждён экспериментально им самим в 1756 году и независимо от него французским химиком А.Л. Лавуазье в 1789 году.

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.



Закон сохранения массы подтверждает, что атомы являются неделимыми и при химических реакциях не изменяются. Молекулы при реакции обмениваются атомами, но общее число атомов каждого вида не изменяется, и поэтому общая масса веществ в процессе реакции сохраняется.

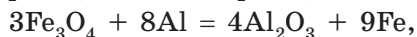
Неизменность числа атомов каждого вида в химических реакциях позволяет составлять химические уравнения, а последние можно использовать для расчёта массы или объёма продуктов реакции. Удобнее всего расчёты по химическим уравнениям проводить, используя количество вещества.

В основе расчётов по уравнениям реакции лежит следующий закон (основной закон химической стехиометрии):

Отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.



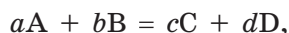
Например, для реакции алюмотермии, описываемой уравнением



количества веществ, участвующих в реакции, относятся как коэффициенты в уравнении:

$$\nu(\text{Fe}_3\text{O}_4) : \nu(\text{Al}) : \nu(\text{Al}_2\text{O}_3) : \nu(\text{Fe}) = 3 : 8 : 4 : 9.$$

В общем случае для реакции вида



где строчные буквы обозначают коэффициенты, а прописные — формулы веществ, количества веществ связаны соотношением:

$$\frac{\nu(A)}{a} = \frac{\nu(B)}{b} = \frac{\nu(C)}{c} = \frac{\nu(D)}{d}.$$

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Если даны массы нескольких реагентов, то расчёт масс остальных веществ ведут по тому из веществ, которое находится в недостатке, т.е. первым заканчивается в реакции.

Зная массу одного из участников реакции, можно найти его количество вещества по формуле $\nu = m / M$, затем по основному закону стехиометрии найти количества остальных веществ и их массы ($m = \nu \cdot M$). Если в реакции участвуют газы, то их объём также можно рассчитать по уравнению реакции через количество вещества (см. § 1.4).

Общая схема расчётов масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ представлена на схеме 1.2.

Для того чтобы определить, какой из реагентов находится в недостатке, сравнивают их количества, делённые на стехиометрические коэффициенты:

$$\frac{\nu(A)}{a} \vee \frac{\nu(B)}{b}.$$

СХЕМА 1.2.

Расчёт масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО
(РЕАГЕНТ)

масса
 m_1

$$\nu_1 = m_1 / M_1$$

количество
вещества ν_1

объём
 V_1

$$\nu_1 = V_1 / V_m$$

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО
(РЕАГЕНТ)

масса
 m_2

$$m_2 = \nu_2 M_2$$

количество
вещества ν_2

объём
 V_2

$$V_2 = \nu_2 V_m$$

уравнение
реакции



Реагент, у которого это отношение наименьшее, израсходуется первым. Для расчёта по уравнению реакции надо использовать именно его количество вещества.

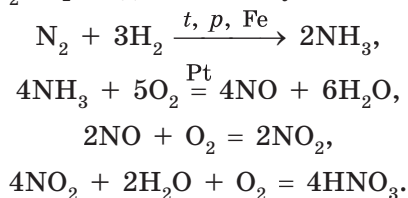
Количества веществ, которые точно соответствуют уравнению реакции, т.е. без избытка или недостатка, называют *стехиометрическими количествами*.

Некоторые реакции протекают не до конца. В таких случаях продуктов образуется меньше, чем рассчитано по уравнению реакции. Для характеристики полноты превращения используют специальную величину η — *выход продукта*, которая равна отношению реально полученного количества продукта к теоретически возможному, т.е. рассчитанному по уравнению реакции. Расчёт выхода можно проводить по количеству вещества продукта или по его массе:

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

Выход продукта выражают в долях единицы или в процентах. Он не может превышать 1 (100%).

При решении некоторых задач для проведения расчёта не требуется анализировать все уравнения реакций. Например, чтобы ответить на вопрос, сколько граммов азотной кислоты теоретически возможно получить из 100 г азота, нет необходимости вести расчёт по каждому из уравнений в отдельности. Записав уравнения реакций, можно убедиться, что теоретически все атомы N без потерь из азота N_2 переходят в азотную кислоту HNO_3 :



Таким образом, из условия сохранения числа атомов азота получаем:



Следовательно, количество вещества азотной кислоты в два раза больше, чем количество вещества азота:

$$\nu(HNO_3) = 2\nu(N_2).$$



Дальнейший расчёт очевиден:

$$\nu(\text{N}_2) = m / M = 100 / 28 = 3,57 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = 2 \cdot 3,57 = 7,14 \text{ моль},$$

$$m(\text{HNO}_3) = \nu \cdot M = 7,14 \cdot 63 = 450 \text{ г}.$$

Стандартные расчёты по уравнениям реакций можно осуществлять не только через соотношение молей, но и с помощью пропорций. Этот способ рассмотрен ниже в примерах 1–3.

В этом разделе мы рассмотрим примеры, связанные с простыми расчётами по уравнениям. Комбинированные задачи с более сложными расчётами будут подробно обсуждены в § 1.3 и 5.1, посвящённых смесям и растворам.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Рассчитайте объём оксида азота(IV) (в литрах, при н.у.), выделившегося при растворении 41,4 г свинца в концентрированной азотной кислоте. Ответ запишите с точностью до сотых.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



Дальше рассмотрим два способа, которые, по сути, эквивалентны друг другу.

● **Способ 1** — пропорция.

Согласно уравнению,

из 1 моль (207 г) Pb образуется 2 моль (44,8 л) NO_2 ,

из 41,4 г Pb образуется x л NO_2 .

$$x = 44,8 \cdot 41,4 / 207 = 8,96.$$

● **Способ 2** — по соотношению молей.

$$\nu(\text{Pb}) = m / M = 41,4 / 207 = 0,2 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{NO}_2) = 2\nu(\text{Pb}) = 0,4 \text{ моль},$$

$$V(\text{NO}_2) = \nu \cdot V_m = 0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ л}.$$

ОТВЕТ: 8,96 л.



ПРИМЕР

2

Для полного восстановления оксида меди(II) до меди потребовалось 8,96 л аммиака (в пересчёте на н.у.). Рассчитайте массу образовавшейся меди (в граммах). Относительную атомную массу меди примите равной 64, ответ запишите с точностью до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



● **Способ 1** — пропорция.

Согласно уравнению,

из 2 моль (44,8 л) NH_3 образуется 3 моль (192 г) Cu,

из 8,96 л NH_3 образуется x г Cu.

$$x = 8,96 \cdot 192 / 44,8 = 38,4.$$

● **Способ 2** — по соотношению молей.

$$v(\text{NH}_3) = V / V_m = 8,96 / 22,4 = 0,4 \text{ моль},$$

$$v(\text{Cu}) = v(\text{NH}_3) / 2 \cdot 3 = 0,6 \text{ моль},$$

$$m(\text{Cu}) = v \cdot M = 0,6 \cdot 64 = 38,4 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 38,4 г.

ПРИМЕР

3

Сколько граммов хлорида натрия образуется при обработке 15 г карбоната натрия, содержащего 15% примесей, избытком соляной кислоты?

● **РЕШЕНИЕ.** Прежде всего, найдём массу чистого карбоната натрия. Примесей в образце карбоната натрия содержится 15%, а чистого вещества — 85%: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m \cdot \omega = 15 \cdot 0,85 = 12,75 \text{ г}$.

Далее запишем уравнение химической реакции:



● **Способ 1.** Массу продуктов реакции можно рассчитать через количество вещества, используя следующую схему: $m(\text{исх. в-ва}) \rightarrow v(\text{исх. в-ва}) \rightarrow v(\text{продукта}) \rightarrow m(\text{продукта})$.

Найдём количество карбоната натрия: $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m / M = 12,75 / 106 = 0,12 \text{ моль}$. По основному закону химической стехиометрии,



отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. Коэффициент перед NaCl в 2 раза больше, чем коэффициент перед Na_2CO_3 , поэтому количество хлорида натрия также в 2 раза больше: $\nu(\text{NaCl}) = 2\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,24$ моль. Масса хлорида натрия: $m(\text{NaCl}) = \nu \cdot M = 0,24 \cdot 58,5 = 14$ г.

● **Способ 2.** Согласно уравнению реакции,

из 1 моль (106 г) Na_2CO_3 получается 2 моль ($2 \cdot 58,5 = 117$ г) NaCl ,

из 12,75 г Na_2CO_3 получается x г NaCl .

$$x = 12,75 \cdot 117 / 106 = 14.$$

ОТВЕТ: 14 г NaCl .

ПРИМЕР 4

Рассчитайте массу воды, которая образуется в реакции между 5 г водорода и 50 г кислорода.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



Найдём, какое вещество находится в недостатке. Для этого сравним количества веществ, делённые на коэффициенты в уравнении реакции. $\nu(\text{H}_2) = m / M = 5 / 2 = 2,5$ моль, $\nu(\text{O}_2) = m / M = 50 / 32 = 1,56$ моль. Водорода дано больше, чем кислорода, однако с учётом коэффициентов в уравнении реакции, он находится в недостатке, так как

$$\frac{\nu(\text{H}_2)}{2} = 1,25 < \frac{\nu(\text{O}_2)}{1} = 1,56.$$

В том, что водород находится в недостатке, можно убедиться и по-другому: для того чтобы сжечь 2,5 моль H_2 , необходимо $2,5 / 2 = 1,25$ моль O_2 , а у нас есть 1,56 моль, поэтому кислород — в избытке, водород — в недостатке. Расчёт массы воды ведём по водороду:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2) = 2,5 \text{ моль}, m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 2,5 \cdot 18 = 45 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 45 г H_2O .

ПРИМЕР 5

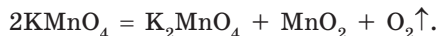
Сколько граммов кислорода можно получить при нагревании 25 г перманганата калия, если реакция разложения протекает с выходом 86%?



● **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 считаем двумя способами по уравнению реакции:



● **Способ 1** (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.

● **Способ 2** (пропорция). Согласно уравнению реакции,

из 2 моль ($2 \cdot 158 = 316$ г) KMnO_4 образуется 1 моль (32 г) O_2 ,

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%.

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

ОТВЕТ: 2,2 г O_2 .





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Рассчитайте объём оксида серы(IV) (в литрах, при н.у.), выделившегося при растворении 3,2 г серы в концентрированной серной кислоте. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ② Рассчитайте объём хлора (в литрах, при н.у.), образующегося при добавлении избытка концентрированной соляной кислоты к 3,16 г перманганата калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ③ Рассчитайте объём хлора (в литрах, при н.у.), образующегося при добавлении избытка концентрированной соляной кислоты к 14,7 г дихромата калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ④ Рассчитайте максимальный объём хлора (в литрах, при н.у.), который можно поглотить горячим раствором, содержащим 44,8 г гидроксида калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ⑤ Рассчитайте максимальный объём хлора (в литрах, при н.у.), который можно поглотить холодным раствором, содержащим 22,4 г гидроксида калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ⑥ Рассчитайте объём аммиака (в литрах, при н.у.), необходимого для полного восстановления 60 г оксида меди(II) до меди. Относительную атомную массу меди примите равной 64. Ответ запишите с точностью до десятых.
- ⑦ Сколько граммов перманганата калия потребуется для получения 11,2 л хлора (н.у.) из соляной кислоты? Ответ представьте с точностью до десятых.
- ⑧ Сколько граммов хлората калия образуется в результате пропускания 13,44 л хлора (н.у.) через избыток горячего раствора гидроксида калия? Примите $A_r(\text{Cl}) = 35,5$. Ответ представьте с точностью до десятых.



- 9 При растворении алюминия в концентрированном растворе гидроксида натрия выделилось 10,08 л газа (н.у.). Сколько граммов алюминия вступило в реакцию? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 10 Сколько граммов хлорида натрия потребуется для получения 33,6 л хлора (н.у.) с помощью электролиза? Примите $A_r(\text{Cl}) = 35,5$. Ответ запишите с точностью до десятых.
- 11 При разложении перманганата калия образовалось 8,96 л кислорода (измерено при н.у.). Сколько граммов перманганата вступило в реакцию? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 12 При растворении серебра в разбавленной азотной кислоте выделилось 448 мл бесцветного газа (н.у.). Сколько граммов нитрата серебра образовалось? Ответ представьте с точностью до десятых.
- 13 При растворении ртути в концентрированной азотной кислоте выделилось 1,12 л газа (н.у.). Сколько граммов азотной кислоты вступило в реакцию? Ответ представьте с точностью до десятых.
- 14 При электролизе расплава оксида алюминия на инертном аноде выделилось 100,8 л (в пересчёте на н.у.) кислорода. Сколько граммов металла образовалось на катоде? Ответ запишите в виде целого числа.
- 15 При полном восстановлении оксида железа(III) углеродом выделилось 50,4 л (в пересчёте на н.у.) углекислого газа. Сколько граммов железа образовалось? Ответ округлите до ближайшего целого числа.
- 16 При растворении железа в горячей концентрированной азотной кислоте выделилось 16,8 л (н.у.) оксида азота(IV). Сколько граммов железа израсходовано? Ответ округлите до ближайшего целого числа.



- 17) Сколько граммов сульфида алюминия требуется для получения 2,24 л (н.у.) сероводорода с помощью реакции гидролиза? Ответ округлите до ближайшего целого числа.
- 18) При электролизе раствора сульфата меди(II) на аноде выделилось 3,36 л (н.у.) кислорода. Сколько граммов металла выделилось на катоде? Примите $A_r(\text{Cu}) = 64$. Ответ запишите с точностью до десятых.
- 19) Сколько литров хлора (н.у.) потребуется для получения хлорида железа(III) из 28 г железа? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 20) При сгорании железа на воздухе образовалось 29 г оксида железа(II,III). Сколько литров кислорода (н.у.) было израсходовано? Ответ представьте с точностью до десятых.
- 21) При взаимодействии железа с парами воды выделилось 11,2 л (в пересчёте на н.у.) водорода. Сколько граммов оксида железа(II,III) образовалось? Ответ запишите с точностью до целых.
- 22) Для полного восстановления раскалённого сульфата бария израсходовано 17,92 л водорода (в пересчёте на н.у.). Сколько граммов сульфида бария образовалось? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 23) При длительном прокаливании нитрата алюминия получен твёрдый остаток массой 25,5 г. Сколько литров оксида азота(IV) образовалось (в пересчёте на н.у.)? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 24) При длительном прокаливании основного карбоната меди получен твёрдый остаток массой 25 г. Сколько литров углекислого газа образовалось (в пересчёте на н.у.)? Ответ запишите с точностью до десятых.



25) При разложении карбоната аммония образовалась смесь газов, объём которой после конденсации паров воды составил 33,6 л (н.у.). Сколько граммов соли разложилось? Ответ запишите с точностью до целых.

26) При сгорании натрия в атмосфере хлора образовалось 35,1 г хлорида натрия. Сколько литров хлора (н.у.) израсходовано? Ответ запишите с точностью до сотых.

27) Гидрокарбонат натрия массой 50,4 г прокалили до постоянной массы. Сколько литров углекислого газа (н.у.) в результате образовалось? Ответ запишите с точностью до сотых.

§ 1.4. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Многие химические реакции протекают в газовой фазе. Изучение этих реакций и проведение расчётов по уравнениям реакций облегчается тем, что все газы описываются одним и тем же уравнением — уравнением *Клапейрона — Менделеева* (уравнением состояния идеального газа), которое связывает температуру T , объём V и давление P газа:

$$PV = \nu RT$$

или

$$PV = (m / M) RT,$$

где ν — количество газа (в молях), $R = 8,314$ Дж/(моль · К) = = 0,0821 л · атм/(моль · К) — *универсальная газовая постоянная*, m — масса газа, M — его молярная масса.

Это уравнение позволяет найти количество вещества газа по его объёму:

$$\nu = PV / (RT)$$

или

$$\nu = V / V_m,$$

где

$$V_m = RT / P — \text{молярный объём газа.}$$



При заданных температуре и давлении этот объём одинаков для всех газов независимо от их химической природы. При *нормальных условиях* (давление $P_0 = 1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$ и температура $T_0 = 273,15 \text{ К} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$) молярный объём газов равен:

$$V_m = RT_0 / P_0 = 8,314 \cdot 273 / 101,3 = 22,4 \text{ л/моль.}$$

В текущей версии ЕГЭ (2020 / 2021) для газов *используются только нормальные условия*.

Следствия из уравнения Клапейрона — Менделеева называют **газовыми законами**.

1. Для постоянного количества газа ($v = \text{const}$) уравнение Клапейрона — Менделеева сводится к *объединённому газовому закону*:

$$PV / T = \text{const.}$$

Для одного моля газа постоянная в правой части уравнения равна *универсальной газовой постоянной*.

2. Для химии наиболее важное следствие уравнения состояния идеального газа — *закон Авогадро*:

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Закон Авогадро выполняется, только если объёмы газов измерены при одних и тех же условиях — температуре и давлении.



В равных объёмах газов при заданных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. Объёмы газов прямо пропорциональны их количествам:

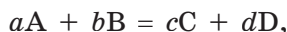
$$V_1 / V_2 = v_1 / v_2.$$

3. Объединение закона Авогадро и основного закона стехиометрии приводит к *закону объёмных отношений*, который можно выразить следующим образом:



В газовых реакциях отношение объёмов реагирующих веществ равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.

Для реакции вида



протекающей в газовой фазе, объёмы реагирующих веществ связаны соотношением:

$$\frac{V(A)}{a} = \frac{V(B)}{b} = \frac{V(C)}{c} = \frac{V(D)}{d}.$$

Это очень удобный закон. Он позволяет проводить расчёты по уравнениям реакций, не используя количества вещества.

В текущей версии ЕГЭ именно закон объёмных отношений используется для расчётов по уравнениям газовых реакций.

4. С помощью закона Авогадро можно найти относительную плотность двух газов. Если имеются одинаковые объёмы (и, следовательно, одинаковые количества) двух газов — А и В, то отношение их плотностей равно отношению масс, которое при одинаковых количествах равно отношению молярных масс:

$$\frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{m(B)/V}{m(A)/V} = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\nu \cdot M(B)}{\nu \cdot M(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Это отношение называют *относительной плотностью газа В по газу А*:

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

Абсолютную плотность газа можно найти с помощью уравнения Клапейрона — Менделеева:

$$\rho = m / V = PM / RT = (P / RT) \cdot M.$$

ЭТО ИНТЕРЕСНО

С помощью закона объёмных отношений впервые в химии были правильно определены формулы многих газообразных веществ, например H_2 , O_2 , N_2 , H_2O .





ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

(расчёт объёма газа при условиях, отличных от н.у.). Какой объём занимают 20 г азота при температуре 0 °С 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 кПа · л = Дж:

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

ОТВЕТ: 8,03 л.

ПРИМЕР

2

(применение закона Авогадро). 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?

● **РЕШЕНИЕ.** 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 два атома, а в молекуле метана — пять атомов, поэтому число атомов в хлороводороде в два раза больше числа молекул, а в метане — в пять раз: $\nu(\text{атомов в HCl}) = 2\nu(\text{HCl})$, $\nu(\text{атомов в CH}_4) = 5\nu(\text{CH}_4)$.

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



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

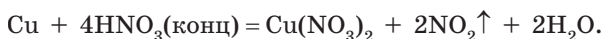
ОТВЕТ: Молекул в 2 раза больше в хлороводороде, атомов в 1,25 раза больше в метане.

ПРИМЕР

3

(расчёт по уравнению реакции с участием газа).
Рассчитайте объём газа (при н.у.), который выделится при действии избытка концентрированной азотной кислоты на 16 г меди.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



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

● **Способ 1** (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. 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.

● **Способ 2** (пропорция). Согласно уравнению реакции,
из 1 моль (64 г) Cu выделяется 2 моль ($2 \cdot 22,4 = 44,8$ л) NO_2 ,
из 16 г Cu выделяется x л NO_2 .
 $x = 16 \cdot 44,8 / 64 = 11,2$ л.

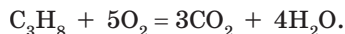
ОТВЕТ: 11,2 л NO_2 .

ПРИМЕР

4

(закон Авогадро в газовых реакциях). Какой объём кислорода требуется для сжигания 2 м³ пропана? Какой объём углекислого газа при этом образуется?

● **ПОДРОБНОЕ РЕШЕНИЕ.** 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 ве-



ществ равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. По уравнению сгорания

для сжигания 1 объёма C_3H_8 необходимо 5 объёмов O_2 ,

для сжигания 2 м³ C_3H_8 необходимо x м³ O_2 .

$$x = 2 \cdot 5 / 1 = 10 \text{ м}^3.$$

Аналогично рассчитывается объём углекислого газа:

при сжигании 1 объёма C_3H_8 образуется 3 объёма CO_2 ,

при сжигании 2 м³ C_3H_8 образуется y м³ CO_2 .

$$y = 2 \cdot 3 / 1 = 6 \text{ м}^3.$$

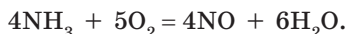
ОТВЕТ: 10 м³ O_2 , 6 м³ CO_2 .

ПРИМЕР

5

(закон Авогадро в газовых реакциях). Сколько литров кислорода потребуется для полного окисления 500 л аммиака до оксида азота(II) в присутствии катализатора? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

● **КРАТКОЕ РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции:



$V(NH_3) = 500$ л. Согласно уравнению реакции, $V(NH_3) / 4 = V(O_2) / 5$, откуда

$$V(O_2) = 500 / 4 \cdot 5 = 625 \text{ л}.$$

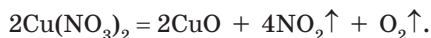
ОТВЕТ: 625 л.

ПРИМЕР

6

(закон Авогадро для смеси газов). При полном разложении нитрата меди(II) образовалась смесь газов общим объёмом 35 л. Чему равен объём кислорода в этой смеси? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции:



Пусть $V(O_2) = x$ л, тогда, по закону Авогадро, $V(NO_2) = 4x$ л.

По условию $x + 4x = 35$, откуда $x = 7$.

ОТВЕТ: 7 л.



ПРИМЕР

7

(относительная плотность газов). Плотность некоторого газа по воздуху равна 2. Чему равна плотность этого газа по водороду?

● **РЕШЕНИЕ.** Плотность одного газа по другому, или относительная плотность газа, — это безразмерная величина, равная отношению плотностей двух газов. Отношение плотностей газов равно отношению молярных масс:

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

Если плотность некоторого газа по воздуху равна 2, 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:

$$D_{H_2}(X) = M(X) / M(H_2) = 58 / 2 = 29.$$

ОТВЕТ: 29.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① При сжигании пропана образовалось 48 л углекислого газа. Сколько литров кислорода израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- ② При сжигании бутана образовалось 48 л углекислого газа. Сколько литров кислорода израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- ③ Какой объём кислорода требуется для полного сжигания 100 л ацетилена? Какой объём углекислого газа при этом образуется?
- ④ Какой объём воздуха, содержащего 20% кислорода по объёму, необходим для сжигания 500 л метана?
- ⑤ При сгорании 25 л углеводорода образовалось 75 л оксида углерода(IV) и 100 л паров воды. Определите формулу углеводорода.
- ⑥ Сколько литров хлороводорода образуется при взрыве смеси, содержащей 20 л водорода и 25 л хлора?



- 7 Сколько кубометров аммиака можно получить из 200 м^3 азота, если выход продукта составляет 45%?
- 8 При паровой конверсии метана образовалась смесь оксида углерода(II) и водорода общим объёмом 800 л. Сколько литров метана израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 9 При разложении оксида азота образовалось 15 л азота и 7,5 л кислорода. Сколько литров оксида азота израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 10 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.
- 11 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.
- 12 При пиролизе (высокотемпературном разложении) октана образовались только этилен объёмом 60 л и водород. Чему равен объём водорода (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 13 При ароматизации гексана образовались газообразный бензол объёмом 60 л и водород. Чему равен объём водорода (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 14 При растворении углерода в концентрированной серной кислоте образовалась смесь газов общим объёмом 21 л. Сколько литров сернистого газа содержится в этой смеси? Ответ приведите в виде целого числа.
- 15 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.



- 16) При сжигании углеводорода образовалось 8 л углекислого газа и 10 л паров воды. Сколько литров кислорода израсходовано? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 17) При сжигании углеводорода образовалось 12 л углекислого газа и 18 л паров воды. Сколько литров кислорода израсходовано? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 18) При каталитической дегидроциклизации гексана образовалась смесь бензола и водорода общим объёмом 180 л. Сколько литров водорода содержится в смеси? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 19) При каталитической дегидроциклизации гептана образовалась смесь толуола и водорода общим объёмом 260 л. Сколько литров водорода содержится в смеси? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

§ 1.5. СМЕСИ ВЕЩЕСТВ

Смеси — это вещества, состоящие из двух и более индивидуальных веществ. Однородные смеси называют *растворами*.



В отличие от индивидуальных веществ, смеси не обладают постоянным стехиометрическим составом и постоянными свойствами, например плотностью, температурами плавления и кипения, молярной массой. Свойства смеси зависят от её состава, т.е. от соотношения индивидуальных веществ в смеси.

Количественный состав смесей описывают с помощью безразмерных величин — долей:

массовая доля $\omega(A) = m(A) / (m(A) + m(B) + \dots)$,

мольная доля $\chi(A) = \nu(A) / (\nu(A) + \nu(B) + \dots)$,

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

Для газов, согласно закону Авогадро, объёмная доля в смеси равна мольной доле: $\varphi = \chi$. Важное свойство долей состоит в том,



что они не зависят от общего количества смеси. Так, например, объёмная доля кислорода в воздухе составляет 21% независимо от объёма воздуха.

Как и индивидуальные вещества, смеси можно характеризовать молярной массой. Её называют *средней молярной массой* и определяют как отношение общей массы смеси к общему количеству вещества:

$$M_{\text{ср}} = \frac{m_{\text{общ}}}{\nu_{\text{общ}}} = \frac{\nu_1 M_1 + \nu_2 M_2}{\nu_1 + \nu_2} = \chi_1 M_1 + \chi_2 M_2,$$

где χ — мольная доля вещества в смеси.

Обычно понятие средней молярной массы применяют к смесям газов, хотя его можно распространить на жидкие и твёрдые смеси. Зная среднюю молярную массу и молярные массы индивидуальных веществ, можно определить их доли и мольное соотношение в смеси (пример 1).

В текущей версии ЕГЭ задачи на среднюю молярную массу смеси не представлены.

При решении задач на определение состава смеси используют следующий общий алгоритм:

1) обозначают количества веществ в смеси неизвестными переменными, например, x и y ;

2) используя условие задачи, составляют для этих переменных систему уравнений. Обычно одно из уравнений характеризует массу или объём смеси, второе связано с расчётом по уравнениям реакций, в которые вступает вся смесь или отдельные её компоненты;

3) решают систему, находят неизвестные переменные и с их помощью отвечают на вопросы, поставленные в задаче. Применение этого алгоритма для решения задачи из второй части варианта ЕГЭ показано в примере 3.

В более сложных задачах на смеси составление системы уравнений не требуется, вместо этого акцент делается на реакции между компонентами смеси с учётом избытка-недостатка и анализе продуктов реакции (пример 4).

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Средняя молярная масса всегда больше, чем наименьшая из молярных масс компонентов смеси, и меньше, чем наибольшая молярная масса:

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



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую, объёмную и мольную доли кислорода в смеси.

● **РЕШЕНИЕ.** 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:

$$M_{\text{cp}} = (v_1 M_1 + v_2 M_2) / (v_1 + v_2) = (32x + 48y) / (x + y) = 34 \text{ г/моль,}$$

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:

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

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

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

ОТВЕТ: Мольная и объёмная доли O_2 — 87,5%,
массовая доля O_2 — 82,4%.

ПРИМЕР

2

При каком молярном соотношении оксидов углерода получается смесь, которая в 2 раза тяжелее неона?

● **РЕШЕНИЕ.** Средняя молярная масса смеси в два раза больше молярной массы неона: $M_{\text{cp}}(\text{CO}_2, \text{CO}) = 2 \cdot 20 = 40 \text{ г/моль.}$

Пусть в смеси содержится x моль CO_2 и y моль CO . Тогда, пользуясь определением средней молярной массы, можно записать соотношение $M_{\text{cp}} = (v_1 M_1 + v_2 M_2) / (v_1 + v_2) = (44x + 28y) / (x + y) = 40 \text{ г/моль,}$ откуда $x = 3y$, т.е. $v(\text{CO}_2) : v(\text{CO}) = 3 : 1$.

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.

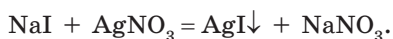
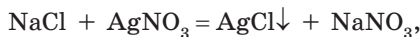
ОТВЕТ: $v(\text{CO}_2) : v(\text{CO}) = 3 : 1$.



ПРИМЕР 3

Смесь хлорида и иодида натрия общей массой 5,01 г растворили в воде и к полученному раствору добавили 200 г 8,5%-го раствора нитрата серебра. После отделения осадка в фильтрат поместили медную пластинку, при этом 0,96 г меди растворилось. Определите состав исходной смеси солей (в % по массе). Примите $A_r(\text{Cu}) = 64$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

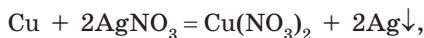
● **РЕШЕНИЕ.** 1) Составим уравнения реакций солей натрия с нитратом серебра.



2) Определим количество нитрата серебра, вступившего в реакции с солями натрия.

$$v(\text{AgNO}_3) = 200 \cdot 0,085 / 170 = 0,1 \text{ моль.}$$

Очевидно, что медная пластинка может реагировать только с нитратом серебра, который остался после реакций со смесью:



$$v(\text{Cu}) = 0,96 / 64 = 0,015 \text{ моль,}$$

$$v_{\text{ост}}(\text{AgNO}_3) = 0,015 \cdot 2 = 0,03 \text{ моль,}$$

$$v(\text{AgNO}_3)_{\text{реакции с солями}} = 0,1 - 0,03 = 0,07 \text{ моль.}$$

3) Составим систему уравнений для состава исходной смеси.

$$v(\text{NaCl}) = x \text{ моль, } v(\text{NaI}) = y \text{ моль.}$$

Масса исходной смеси: 5,01 г = $m(\text{NaCl}) + m(\text{NaI}) = 58,5x + 150y$.

Реакция смеси с нитратом серебра:

$$v(\text{AgNO}_3) = 0,07 \text{ моль} = v(\text{NaCl}) + v(\text{NaI}) = x + y.$$

Решая систему, находим: $x = 0,06$, $y = 0,01$.

4) Теперь можем найти массовые доли солей в исходной смеси.

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,06 \cdot 58,5 / 5,01 \cdot 100\% = 70\%,$$

$$\omega(\text{NaI}) = 100\% - 70\% = 30\%.$$

ОТВЕТ: 70% NaCl, 30% NaI.

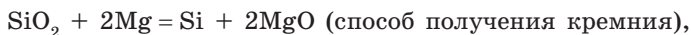
ПРИМЕР 4

Смесь тонко измельчённых диоксида кремния и магния (взят в небольшом избытке) прокалили. К полученной смеси добавили избыток соляной кислоты, при этом выделилось 2,24 л (н.у.) газа, который оказался тяже-

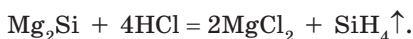
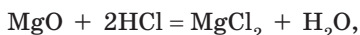


лее воздуха, а масса нерастворившегося вещества составила 14 г. Найдите массы веществ в исходной смеси.

● **РЕШЕНИЕ.** 1) Запишем уравнения реакций:



Получаем смесь трёх веществ: Si, MgO и Mg_2Si . Последние два вещества растворяются в соляной кислоте:



2) Найдём количества веществ, содержащих кремний.

$$\nu(\text{SiH}_4) = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль.}$$

Нерастворившийся остаток — кремний:

$$\nu(\text{Si}) = 14 / 28 = 0,5 \text{ моль.}$$

3) Найдём массу диоксида кремния в исходной смеси.

Общее количество элемента кремния в исходной смеси:

$$\nu(\text{Si}) = 0,1 + 0,5 = 0,6 \text{ моль. Весь этот кремний образовался из SiO}_2,$$

$$\nu(\text{SiO}_2) = 0,6 \text{ моль, } m(\text{SiO}_2) = 0,6 \cdot 60 = 36 \text{ г.}$$

4) Найдём массу магния в исходной смеси. Магний вступил в две реакции, по которым проводим расчёт:

$$\nu_1(\text{Mg}) = 2\nu(\text{SiO}_2) = 1,2 \text{ моль,}$$

$$\nu_2(\text{Mg}) = 2\nu(\text{Mg}_2\text{Si}) = 2\nu(\text{SiH}_4) = 0,2 \text{ моль,}$$

$$\nu_{\text{общ}}(\text{Mg}) = 1,2 + 0,2 = 1,4 \text{ моль,}$$

$$m(\text{Mg}) = 1,4 \cdot 24 = 33,6 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 36 г SiO_2 , 33,6 г Mg.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



① Молярное соотношение водорода и азота в смеси, предназначенной для синтеза аммиака, равно 3 : 1. Определите объёмную долю водорода и среднюю молярную массу смеси.

② Плотность смеси оксидов углерода по водороду равна 18. Найдите объёмные доли газов в этой смеси.

- ③ При каком молярном соотношении гелия и кислорода получается смесь, которая в 2,4 раза тяжелее гелия?
- ④ Смесь гелия с неизвестным газом имеет среднюю молярную массу 3 г/моль. Определите этот газ и найдите его объёмную долю в смеси.
- ⑤ 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.
- ⑥ 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.
- ⑦ Смесь хлорида и бромида калия общей массой 5,36 г растворили в воде и к полученному раствору добавили 200 г 6,8%-го раствора нитрата серебра. После отделения осадка в фильтрат поместили цинковую пластинку, при этом 0,65 г цинка растворилось. Определите состав исходной смеси солей (в % по массе). Примите $A_r(\text{Zn}) = 65$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.
- ⑧ 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.
- ⑨ 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.
- ⑩ 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.



- 11) Смесь сульфата бария и сульфита бария общей массой 70,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ, при пропуске которого через избыток известковой воды образовалось 24,0 г осадка. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 12) 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.
- 13) 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. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 14) 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 объёмные доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 15) Смесь гидроксидов натрия и бария растворили в воде и раствор разделили на две равные части. Для полной нейтрализации первой части потребовалось 168 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.
- 16) 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.
- 17) 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.



- 18 Смесь аммиака и метиламина разделили на две равные части. Первая часть может полностью нейтрализовать 147 г 20%-й серной кислоты. При сжигании второй части образовалась газовая смесь, при пропускании которой через известковую воду выпал осадок массой 20,0 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси аммиака и метиламина.
- 19 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.
- 20 Смесь сульфидов меди(I) и цинка общей массой 30,0 г сожгли в кислороде. Полученный твёрдый остаток может прореагировать с 112,0 г 20%-го раствора гидроксида калия. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси сульфидов.
- 21 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.
- 22 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.
- 23 Смесь цинка и оксида цинка общей массой 25,0 г растворили в избытке щёлочи. При этом выделился газ, который может полностью восстановить 33,45 г оксида свинца(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 24 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.
- 25 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.

26 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.

27 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 и приведите вычисления.

28 Смесь сульфидов меди(I) и меди(II) 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. Запишите уравнения всех реакций и приведите вычисления. Относительную атомную массу меди примите равной 64.

29 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. Запишите уравнения всех реакций и приведите вычисления. Относительную атомную массу меди примите равной 64.

30 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. Определите, сколько процентов вещества разложилось при нагревании. Напишите уравнения реакций. Относительную атомную массу меди примите равной 64.



- 31 Для определения содержания карбоната магния в образце, загрязнённом некарбонатными примесями, к навеске образца массой 8,0 г добавили 380 мл 0,5 М раствора HNO_3 . Полученный раствор нагрели до окончания выделения газа. Для нейтрализации избытка кислоты в растворе потребовалось прилить 100 мл 0,1 М раствора КОН. Определите массовую долю карбоната магния (в %) в образце.
- 32 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 %).
- 33 Хлор, полученный при действии избытка концентрированной соляной кислоты на навеску оксида марганца(IV) массой 4,35 г, пропустили через 165 г 10%-го раствора бромида натрия. Полученный раствор выпарили, твёрдое вещество прокалили. Определите массу твёрдого остатка и его состав (в массовых долях).
- 34 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. Напишите уравнения всех проведённых реакций.
- 35 Смесь диоксида кремния и углерода (взяты 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.
- 36 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.

ГЛАВА СТРОЕНИЕ АТОМА.

2 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

§ 2.1. ЯДРО АТОМА. ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ

В текущей версии ЕГЭ заданий на строение ядра атома и ядерные реакции не представлено, однако без этой информации материал о строении вещества будет совсем неполным, поэтому кратко изложим основные сведения.

Атом — сложная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. В начале XX века была сформулирована простейшая модель атома — планетарная *модель Резерфорда*. Её основные положения:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.
2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре.
3. Вокруг ядра двигаются электроны. Их число равно положительному заряду ядра.

Ядро атома — положительно заряженная центральная часть атома, в которой сосредоточена основная часть массы атома. Радиус ядра в 100 тысяч раз меньше размера атома и примерно равен 10^{-13} см. Ядро состоит из элементарных частиц двух типов: *протонов* (их число обозначается Z) и *нейтронов* (их число обозначается N). Общее число протонов и нейтронов в ядре называют *массовым числом A* :

$$A = Z + N.$$

Массовое число — всегда целое. Оно примерно равно относительной атомной массе.

Частица	Открытие	Заряд		Масса	
		Кл	отн. ед.	г	а.е.м.
Электрон (e)	Дж. Дж. Томсон, 1897	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,11 \cdot 10^{-28}$	0,00055

ТАБЛИЦА 2.1

Свойства элементарных частиц, образующих атом

Окончание таблицы

Частица	Открытие	Заряд		Масса	
		Кл	отн. ед.	г	а.е.м.
Протон (<i>p</i>)	Э. Резерфорд, 1920	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон (<i>n</i>)	Дж. Чедвик, 1932	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

Заряд ядра Z равен числу протонов в ядре и равен *атомному номеру* (порядковому номеру элемента в периодической таблице) (закон Г. Мозли, 1913).



Вид атомов, характеризующихся одним и тем же зарядом ядра, называют химическим элементом.

Различные виды атомов имеют общее название — *нуклиды*. В обозначении нуклидов порядковый номер элемента пишут слева внизу от символа нуклида, а массовое число — слева сверху:

${}^A_Z\text{X}$ (например, ${}^{16}_8\text{O}$). Названия нуклидов состоят из названия элемента и массового числа, например «фтор-19» или «углерод-14».



Нуклиды с одинаковым Z , но различными A и N , называют *изотопами*. Изотопы — это атомы одного и того же химического элемента, имеющие разную массу (массовое число). Химические свойства изотопов практически одинаковы (за исключением изотопов водорода), некоторые физические свойства незначительно различаются. Обычно изотопы различных

элементов не имеют специальных названий. Единственное исключение — водород, изотопы которого имеют специальные химические символы и названия: ${}^1\text{H}$ — протий, ${}^2\text{D}$ — дейтерий, ${}^3\text{T}$ — тритий.

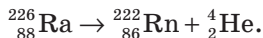
Многие ядра способны самопроизвольно превращаться в другие ядра — это явление называют *радиоактивностью*.

Основные *виды радиоактивности ядер*:

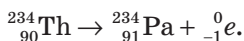
1. *α -распад*. Ядро испускает α -частицу, которая представляет собой ядро атома гелия ${}^4\text{He}$ и состоит из двух протонов и двух



нейтронов. При α -распаде массовое число изотопа уменьшается на 4 ($A \rightarrow A - 4$), а заряд ядра — на 2 ($Z \rightarrow Z - 2$), например:

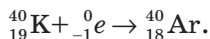


2. β -распад. В неустойчивом ядре нейтрон превращается в протон, при этом ядро испускает электрон (β -частицу) и антинейтрино: $n \rightarrow p + e + \bar{\nu}$. При β -распаде массовое число не изменяется ($A \rightarrow A$), поскольку общее число протонов и нейтронов сохраняется, а заряд ядра увеличивается на 1 ($Z \rightarrow Z + 1$), например:



Некоторые ядра испытывают только α -распад, другие — только β -распад, а некоторые ядра могут одновременно испытывать и α -, и β -распад.

3. Реакцией, формально противоположной β -распаду, является *захват электрона* (К-захват). Некоторые ядра могут присоединять один из электронов с внутренней оболочки атома, при этом протон превращается в нейтрон: $p + e \rightarrow n$. Как и при β -распаде, массовое число нуклида не изменяется, а вот заряд уменьшается на 1 (ведь ядро присоединило частицу с зарядом -1), например:



4. γ -распад. Возбуждённое ядро испускает электромагнитное излучение с очень малой длиной волны и очень высокой частотой (γ -излучение), при этом энергия ядра уменьшается, а массовое число и заряд ядра остаются неизменными.

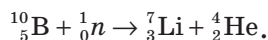
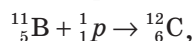
Скорости распада радиоактивных ядер сильно отличаются от одного изотопа к другому и совсем не зависят от внешних условий — температуры и давления.

Каждый радиоактивный элемент характеризуется *периодом полураспада* $T_{1/2}$, т.е. временем, за которое самопроизвольно распадается половина атомов исходного вещества. Так, для урана ${}^{238}\text{U}$ период полураспада $T_{1/2} = 4,5 \cdot 10^9$ лет. Уран-238 распадается достаточно медленно. У другого изотопа урана ${}^{235}\text{U}$ период полураспада $T_{1/2} = 700$ млн лет, поэтому активность урана-235 выше, чем урана-238. Чем меньше период полураспада, тем быстрее



протекает радиоактивный распад. Для разных нуклидов период полураспада может изменяться от 10^{-10} с до 10^{10} лет.

Устойчивые нерадиоактивные ядра атомов могут вступать в *искусственные* ядерные реакции, которые происходят при столкновении ядер. Для осуществления искусственных превращений часто используют лёгкие частицы — протоны или нейтроны:

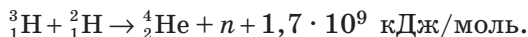


Выделяют два основных *типа ядерных реакций*: деление и синтез.

Деление ядер — ядерная реакция, которая состоит в расщеплении тяжёлых ядер на более лёгкие под действием нейтронов. Например, под действием медленных нейтронов ядро урана-235 ($Z = 92$) распадается на две части: ядра криптона ($Z = 36$) и бария ($Z = 56$). При этом выделяются несколько нейтронов, которые, в свою очередь, будут вызывать деление других ядер, и т.д. В результате число нейтронов после каждого акта деления будет увеличиваться

в несколько раз, и начнётся цепная реакция, которая приведёт к выделению большого количества энергии.

Ядерный синтез — реакция слияния лёгких ядер в более тяжёлые, сопровождающаяся выделением огромного количества энергии, например:



Ядерный синтез — основной источник энергии Солнца и других звёзд.



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

В любых ядерных реакциях сумма массовых чисел (сумма верхних индексов) реагентов и продуктов всегда одинакова. То же самое относится и к зарядам ядер (нижние индексы, которые часто не указываются).

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

На реакциях деления ядер работают все атомные электростанции.

§ 2.2. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМА

В отличие от ядерных реакций, при химических реакциях ядра атомов не изменяются, поэтому химические свойства элементов полностью определяются свойствами электронов, т.е. строением *электронной оболочки* атома. Число электронов в атоме равно



заряду ядра и порядковому номеру элемента. Движение электронов в атоме описывают с помощью квантовой механики, которая вводит понятие *орбиталей*. Каждый электрон в атоме находится на своей орбитали. Орбиталь — это часть электронного облака, создаваемого электронами при движении в атоме. Орбиталь характеризует область пространства, где чаще всего находится электрон.

Распределение электронов в атоме называют *электронной конфигурацией*. Её можно записывать двумя способами: 1) упрощённо, показывая только общее число электронов на каждом энергетическом уровне, или 2) подробно, характеризуя число электронов на каждой занятой орбитали.

Для того чтобы описать оба способа, необходимо ввести понятие *квантового числа*. Состояние каждого электрона и свойства его орбитали определяются квантовыми числами. Всего их пять. Первые три характеризуют свойства орбитали, на которой находится электрон, два других — индивидуальные свойства электрона.

1. *Главное* квантовое число n определяет общую энергию электрона на данной орбитали (номер энергетического уровня). Оно может принимать любые натуральные значения, начиная с единицы:

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

Совокупность всех орбиталей с одним и тем же значением n называют *энергетическим уровнем*, или *оболочкой*. Уровень с номером n содержит n^2 орбиталей (максимальное число электронов — $2n^2$). Каждый уровень обозначают числом n или заглавной латинской буквой (K, L, M и дальше по алфавиту). Для первого уровня $n = 1$, его обозначают буквой K, для второго $n = 2$ (уровень L), для третьего $n = 3$ (уровень M) и т.д. Например, строение атома натрия может быть показано так: окружностью обозначено ядро, имеющее заряд +11, а дугами — энергетические уровни (рис. 2.1).

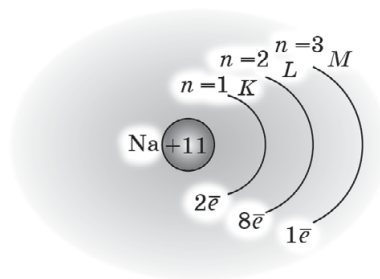


РИСУНОК 2.1.

Упрощённое строение атома натрия



У каждого элемента число энергетических уровней, на которых есть электроны, равно номеру периода в Периодической системе.

2. Орбитальное (побочное) квантовое число l характеризует форму электронной орбитали. При данном главном квантовом числе n , орбитальное квантовое число может принимать любые целые значения от 0 до $n - 1$:

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

всего — n разных значений.

Орбитали с $l = 0$ называют s -орбиталями, $l = 1$ — p -орбиталями, $l = 2$ — d -орбиталями, $l = 3$ — f -орбиталями. Совокупность всех орбиталей с одинаковыми значениями n и l называют *подуровнем*, например $3s$ -подуровень, $4p$ -подуровень и т.д.

3. Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали в пространстве. При заданном числе l оно может принимать любые целые значения $-l$ до $+l$, включая 0:

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

всего $(2l + 1)$ значений.

При $l = 0$ (s -орбитали) возможно единственное квантовое число m_l , $m_l = 0$. Следовательно, на любом s -подуровне есть только одна s -орбиталь. При $l = 1$ (p -орбитали) возможно три значения магнитного квантового числа: $m_l = -1, 0, +1$. Следовательно, каждый p -подуровень включает три p -орбитали. Аналогично, d -подуровни содержат по 5 d -орбиталей, а f -подуровни — по 7 орбиталей (рис. 2.2).

4. Спин S — собственный момент импульса электрона. Это — внутреннее свойство электрона, которое не связано с движением в пространстве. Спин всех электронов равен $S = 1/2$.

5. Магнитное спиновое число m_s — проекция спина на ось z . Она может иметь лишь два значения:

$$m_s = \pm 1/2.$$

Поскольку спин электрона S — величина постоянная, его обычно не включают в набор квантовых чисел, характеризующих движение электрона в атоме, и говорят о четырёх квантовых числах — тех, которые могут принимать различные значения.



Распределение электронов в атоме по орбиталям называют *электронной конфигурацией атома*. Оно определяется тремя принципами.

1. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовые числа были бы одинаковы. Хотя бы одно из квантовых чисел — n , l , m_l или m_s — должно у двух электронов быть разным. Если два электрона находятся на одной орбитали, то числа n , l и m_l у них одинаковы. Следовательно, электроны должны отличаться проекцией спина: один электрон имеет $m_s = +1/2$, другой — $m_s = -1/2$.

На каждой орбитали может находиться не более двух электронов.



При графическом изображении электронной конфигурации орбитали обозначают квадратиками, а электроны на них — стрелочками: стрелка вверх соответствует $m_s = 1/2$, стрелка вниз — $m_s = -1/2$. Если на орбитали находится только один электрон, то его называют *неспаренным*.

2. Принцип наименьшей энергии определяет последовательность заполнения орбиталей электронами: при составлении электронной конфигурации атома или иона необходимо заполнять электронами свободные орбитали с наименьшей энергией. Атом с такой электронной конфигурацией находится в *основном электронном состоянии*.

Для того чтобы применять этот принцип, надо знать относительные энергии орбиталей. В большинстве атомов и ионов энергия орбиталей увеличивается в ряду (рис. 2.2):

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p.$$

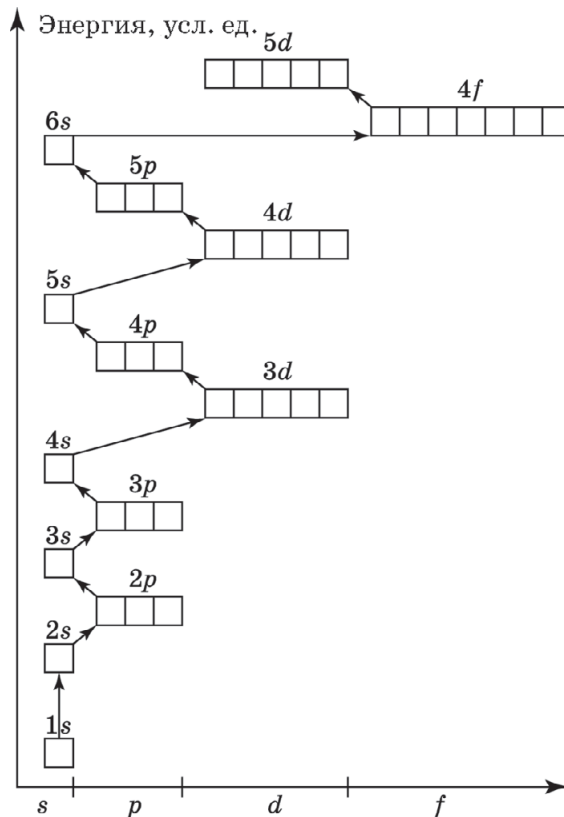
Электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне, где они имеют наибольшую энергию, называют *валентными*. Именно валентные электроны главным образом определяют химические свойства элемента.

У многих элементов число валентных электронов равно номеру группы (в коротком варианте Периодической системы).

ВАЖНО ЗНАТЬ!

РИСУНОК 2.2.

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней



3. Правило Хунда: в основном состоянии атом имеет максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определённого подуровня. Например, если на p -подуровне находятся три электрона, то они должны занимать три разные орбитали:



p



Электронные конфигурации первых десяти элементов Периодической системы приведены в табл. 2.2.

ТАБЛИЦА 2.2.

Атом	Орбитали			Электронная конфигурация
	1s	2s	2p	
Н	\uparrow			$1s^1$
He	$\uparrow\downarrow$			$1s^2$
Li	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		$1s^2 2s^1$
Be	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$
B	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$

Электронные конфигурации атомов 1-го и 2-го периодов

Легче всего получить возбуждённое состояние, переводя электрон с высшей заполненной орбитали на низшую свободную. Например, атом натрия в основном состоянии имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, а в первом возбуждённом — $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$, т.е. $3s$ -электрон, получив дополнительную энергию, перешёл на $3p$ -орбиталь, при этом распределение внутренних электронов не изменилось.

ЭТО ИНТЕРЕСНО

В возбуждённых электронных состояниях атома электроны могут располагаться на любых энергетических уровнях и орбиталях. При этом выполняется только принцип Паули, а принцип наименьшей энергии нарушается, правило Хунда тоже перестаёт работать.



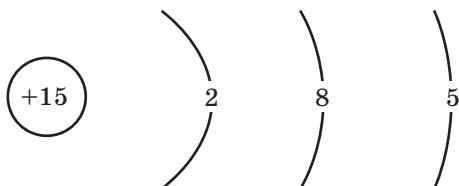


ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Распределение электронов по энергетическим уровням атома имеет вид:



Сколько электронов не хватает атому до конфигурации инертного газа?

● **РЕШЕНИЕ.** На внешнем уровне содержится 5 электронов. Ближайший инертный газ (аргон) имеет порядковый номер 18 и электронную конфигурацию: 2 8 8. На внешнем уровне у аргона — 8 электронов, поэтому данному элементу до конфигурации аргона не хватает $8 - 5 = 3$ электронов.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

2

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

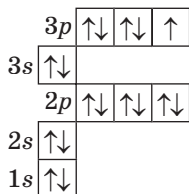
1) Первый энергетический уровень: 1s-подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $1s^2$.

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

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

Электронная конфигурация атома хлора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.





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

ОТВЕТ: Три энергетических уровня,
7 валентных электронов.

ПРИМЕР
3

Напишите электронную конфигурацию иона магния. Назовите один положительный и 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. Такая конфигурация очень устойчива, потому что совпадает с конфигурацией инертного газа неона.

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 $1s^2 2s^2 2p^6$. Такую же конфигурацию имеют положительные ионы металлов 3-го периода, образующиеся при удалении валентных электронов с внешнего уровня, например Na^+ .

ОТВЕТ: $1s^2 2s^2 2p^6$. Ионы Na^+ , F^- .

ПРИМЕР
4

На внешнем энергетическом уровне элемента 2-го периода — в два раза больше электронов, чем на внутреннем уровне. Этот элемент —

- 1) литий
- 2) бериллий
- 3) углерод
- 4) кислород



● **РЕШЕНИЕ.** У элементов 2-го периода внутренний уровень — один, первый, на нём находится всего два электрона. Следовательно, на внешнем уровне — 4 электрона. Упрощённая электронная конфигурация атома: 2 4. Всего в атоме 6 электронов, порядковый номер элемента равен 6, это — углерод.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

5

Сколько *p*-электронов имеется на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии атома с зарядом ядра +15?

● **РЕШЕНИЕ.** В атоме — 15 электронов. Распределение по энергетическим уровням: 2 8 5. На внешнем, третьем, уровне — 5 электронов. Внешний уровень состоит из 3*s*- и 3*p*-подуровней. На 3*s*-подуровне — одна орбиталь, на ней два электрона. Остальные три электрона внешнего уровня находятся на 3*p*-подуровне (причём все три — неспаренные, по правилу Хунда).

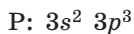
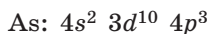
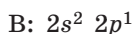
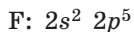
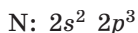
ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

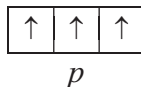
6

Дан перечень элементов: 1) N, 2) F, 3) B, 4) As, 5) P. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии один неспаренный электрон.

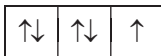
● **РЕШЕНИЕ.** Неспаренный электрон может находиться только на внешнем уровне, поэтому запишем электронную конфигурацию внешнего уровня всех этих элементов:



У трёх из пяти элементов — N, As, P — на *p*-подуровне три электрона. По правилу Хунда, в основном состоянии эти электроны — неспаренные, каждый из них находится на своей орбитали:



Это не соответствует условию. Остаются два элемента: F и В. У обоих элементов $2s$ -электроны спаренные, поэтому рассмотрим только $2p$ -подуровень. У фтора на нём — 5 электронов, из них — один неспаренный:



У бора на $2p$ -подуровне единственный неспаренный электрон, он — на $2p$ -подуровне.

ОТВЕТ: 23.

ПРИМЕР

7

Дан перечень элементов: 1) Н, 2) С, 3) F, 4) Р, 5) Na. Определите, какие из указанных элементов на внешнем уровне содержат больше s -электронов, чем p -электронов (в основном состоянии).

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем электронную конфигурацию внешнего уровня всех этих элементов и сравним число s - и p -электронов на этом уровне:

Н: $1s^1$ (один s -электрон, нет p -электронов)

С: $2s^2 2p^2$ (два s -электрона, два p -электрона)

F: $2s^2 2p^5$ (два s -электрона, пять p -электронов)

Р: $3s^2 3p^3$ (два s -электрона, три p -электрона)

Na: $3s^1$ (один s -электрон, нет p -электронов)

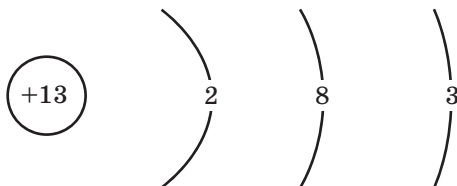
Очевидно, условию удовлетворяют элементы Н и Na.

ОТВЕТ: 15.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



1 Распределение электронов по энергетическим уровням атома имеет вид:



Сколько электронов должен отдать атом, чтобы приобрести конфигурацию инертного газа?

- 1) 1
- 2) 3
- 3) 5
- 4) 8

② Ядро атома содержит 8 протонов. Чему равно число электронов на внешнем энергетическом уровне атома?

- 1) 2
- 2) 4
- 3) 6
- 4) 8

③ На внешнем энергетическом уровне элемента 2-го периода — в два раза меньше электронов, чем на внутреннем уровне. Этот элемент —

- 1) литий
- 2) бериллий
- 3) азот
- 4) кислород

④ Число занятых электронных слоёв (энергетических уровней) равно

- 1) порядковому номеру элемента
- 2) заряду ядра атома
- 3) номеру группы элемента
- 4) номеру периода элемента

⑤ Ион элемента имеет заряд +2 и электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Порядковый номер элемента равен

- 1) 8
- 2) 10
- 3) 12
- 4) 20

⑥ Ион элемента имеет заряд -2 и электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Порядковый номер элемента равен

- 1) 8
- 2) 16
- 3) 18
- 4) 20



- 7) Одинаковую электронную конфигурацию имеют ионы
- 1) Al^{3+} и K^+
 - 2) Na^+ и O^{2-}
 - 3) Mg^{2+} и Ca^{2+}
 - 4) Na^+ и Cl^-
- 8) Одинаковую электронную конфигурацию имеют ионы
- 1) Cl^- и Br^-
 - 2) Al^{3+} и F^-
 - 3) O^{2-} и Ca^{2+}
 - 4) Mg^{2+} и S^{2-}
- 9) Электронная конфигурация внешнего уровня элемента — $4s^2 3d^3$. В Периодической системе элемент находится в
- 1) 3-м периоде, III группе
 - 2) 4-м периоде, III группе
 - 3) 3-м периоде, V группе
 - 4) 4-м периоде, V группе
- 10) Сколько p -электронов имеется на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии атома с зарядом ядра +13?
- 1) 1
 - 2) 3
 - 3) 5
 - 4) 13
- 11) Электронную конфигурацию в возбуждённом состоянии $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ имеет атом
- 1) O
 - 2) F
 - 3) Ne
 - 4) Na
- 12) Электронную конфигурацию в возбуждённом состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ имеет атом
- | | | | |
|-------|-------|-------|------|
| 1) Na | 2) Mg | 3) Al | 4) K |
|-------|-------|-------|------|



- 13) Напишите электронную конфигурацию атома кислорода. Сколько электронных пар и неспаренных электронов имеется на внешнем энергетическом уровне?
- 14) Напишите электронную конфигурацию атома алюминия. Сколько энергетических уровней заполнено электронами в этом атоме? Сколько валентных электронов имеет атом алюминия в основном состоянии? Сколько из них неспаренных?
- 15) Назовите элемент, который имеет четыре валентных электрона на третьем энергетическом уровне, и напишите его полную электронную конфигурацию.
- 16) Назовите элемент, у которого полностью заселены четыре энергетических уровня, и напишите его электронную конфигурацию.
- 17) Напишите электронные конфигурации атомов галогенов от фтора до йода. Укажите общее и различие в строении электронных оболочек этих атомов.
- 18) Напишите электронные конфигурации атомов всех элементов 3-го периода. Укажите общее и различие в строении электронных оболочек этих атомов.
- 19) Назовите два элемента 2-го периода, атомы которых имеют два неспаренных электрона на внешнем уровне. Напишите уравнение реакции между простыми веществами, образованными этими элементами.
- 20) Назовите два элемента 3-го периода, атомы которых не имеют неспаренных электронов в основном состоянии. Могут ли простые вещества, образованные этими элементами, реагировать друг с другом?
- 21) Напишите электронную конфигурацию иона S^{2-} . Назовите один положительный ион, который имеет такую же конфигурацию.
- 22) Назовите один положительный и один отрицательный ион, которые имеют такую же электронную конфигурацию, как и атом неона.



- 23) Назовите два отрицательных иона, которые имеют одинаковую электронную конфигурацию.
- 24) Приведите два примера веществ, которые состоят из ионов, имеющих одинаковую электронную конфигурацию.
- 25) Дан перечень элементов: 1) C, 2) P, 3) Si, 4) As, 5) Al. Определите, атомам каких из них до завершения внешнего уровня не хватает трёх электронов.
- 26) Дан перечень элементов: 1) Al, 2) B, 3) N, 4) P, 5) F. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии три *p*-электрона на внешнем уровне.
- 27) Дан перечень элементов: 1) Li, 2) Ca, 3) Cs, 4) N, 5) K. Определите, атомы каких из них образуют устойчивый положительный ион, содержащий 18 электронов.
- 28) Дан перечень элементов: 1) N, 2) Al, 3) S, 4) Cl, 5) Ca. Определите, какие из них образуют устойчивый отрицательный ион, содержащий 18 электронов.
- 29) Дан перечень элементов: 1) Br, 2) O, 3) Se, 4) F, 5) Li. Определите, атомам каких из них до завершения внешнего уровня не хватает двух электронов.
- 30) Дан перечень элементов: 1) Mg, 2) Cl, 3) N, 4) Si, 5) He. Определите, в атомах каких из них (в основном состоянии) общее число *p*-электронов превосходит общее число *s*-электронов.
- 31) Дан перечень элементов: 1) O, 2) S, 3) Ne, 4) Se, 5) Mg. Определите, атомы каких из них в основном состоянии не имеют неспаренных электронов.
- 32) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Na, 3) Ba, 4) N, 5) K. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии два *s*-электрона на внешнем уровне.



33 Дан перечень элементов: 1) Si, 2) Na, 3) Ne, 4) P, 5) B. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии шесть *p*-электронов.

§ 2.3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ

Периодический закон — один из главных законов химии. Он был открыт Д. И. Менделеевым в 1869 году в результате обобщения известных к тому времени свойств элементов и их соединений. В современной формулировке он звучит так:



Свойства химических элементов, а также свойства образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

Периодический закон лежит в основе *Периодической системы химических элементов* — способа классификации элементов, графически изображаемого в виде периодической таблицы. Существуют два варианта таблицы — короткий и длинный. Последний рекомендован Международным союзом химиков (ИЮПАК) для профессионального использования, а в отечественной системе химического образования традиционно используется короткий вариант. В этом варианте таблица состоит из семи периодов (десяти рядов) и восьми групп.

Период — совокупность элементов с одинаковым максимальным значением главного квантового числа валентных электронов, равным номеру периода. Номер периода равен числу занятых электронами энергетических уровней. Все элементы одного и того же периода имеют разную конфигурацию валентных электронов, но одинаковое число занятых энергетических уровней. Каждый период начинается щелочным металлом (первый период — водородом) и заканчивается инертным газом. Первый период содержит 2 элемента, 2-й и 3-й — по 8 (их называют малыми периодами), 4-й и 5-й — по 18, 6-й и 7-й — по 32. В малых периодах с увеличением порядкового номера увеличивается число валентных электронов на внешнем уровне и усиливаются неметаллические свойства элементов.



Группа — совокупность элементов с одинаковым числом валентных электронов, равным номеру группы. Каждая группа состоит из *главной* и *побочной* подгрупп. Элементы главных подгрупп имеют валентные s - и p -электроны. Элементы одной и той же главной подгруппы имеют одинаковое число валентных электронов и одинаковую их конфигурацию, но разное число заполненных энергетических уровней. В главных подгруппах с увеличением порядкового номера усиливаются металлические свойства элементов.

Элементы побочных подгрупп (*переходные элементы*) имеют валентные s -, d - и f -электроны. Все элементы побочных подгрупп — металлы.

Химические свойства элементов и их соединений определяются строением электронной оболочки атома. Наибольшее значение имеет конфигурация внешнего энергетического уровня, на котором расположены *валентные электроны*. При увеличении заряда ядра увеличивается общее число электронов в атоме и периодически изменяется конфигурация валентных электронов, что приводит к периодическому изменению свойств элементов. Рассмотрим эти свойства и закономерности их изменения в малых периодах (1–3) и группах (главных подгруппах).

1. Радиус атома (рис. 2.3).

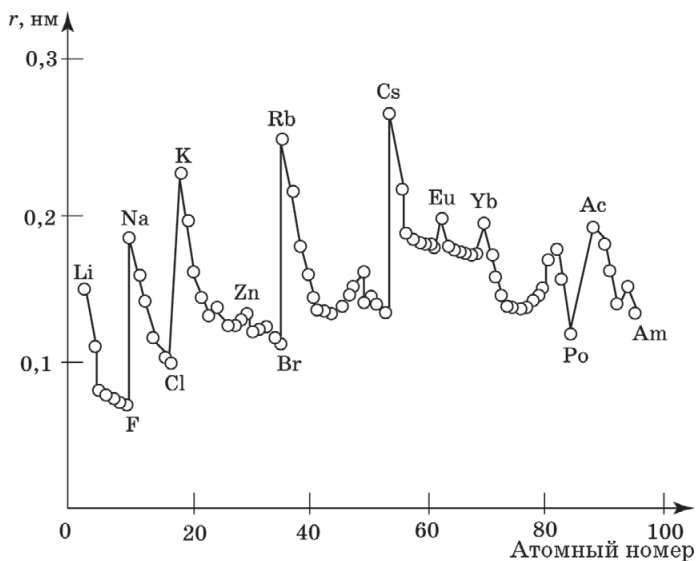
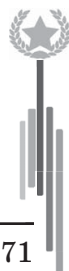


РИСУНОК 2.3.

Периодическая зависимость радиуса атома от порядкового номера элемента



При движении по периодической таблице по периоду слева направо увеличивается заряд ядра, и поэтому усиливается притяжение валентных электронов к ядру, что приводит к уменьшению радиуса атома. В каждом периоде наибольший радиус атома — у щелочного металла, наименьший — у галогена. На-

против, в любой группе при движении сверху вниз, т.е. при увеличении порядкового номера, радиус атома увеличивается, так как растёт число заполненных электронами энергетических уровней. Самый маленький радиус среди всех элементов — у водорода, всего 0,037 нм.

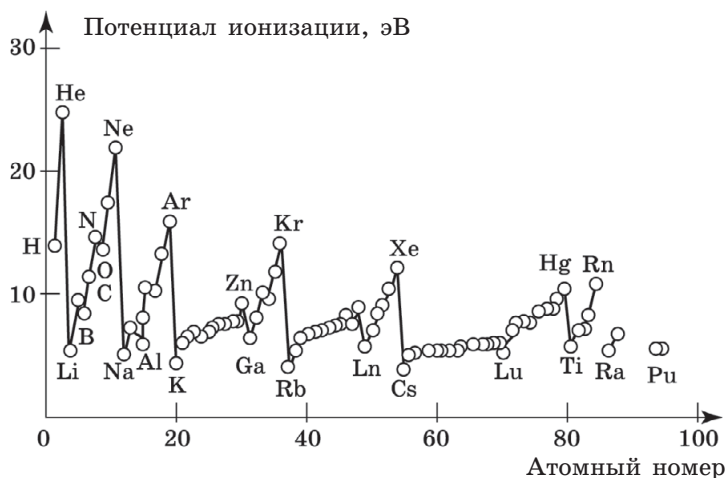
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

При увеличении атомного номера: в периоде радиус элемента уменьшается, в группе — растёт.

2. *Потенциал (энергия) ионизации* — энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного электрона: $X \rightarrow X^+ + e^-$. В периоде при движении слева направо свойства элементов меняются от типичных металлов до типичных неметаллов. Первые хорошо отдают электроны, вторые хорошо их принимают. Таким образом, потенциал ионизации увеличивается с ростом порядкового номера элемента в периоде. Наименьшие потенциалы ионизации у щелочных металлов, наибольшие — у инертных газов (рис. 2.4). В группе потенциал ионизации уменьшается, так как радиус атома увеличивается, и валентные электроны находятся дальше от ядра, поэтому их легче оторвать от атома.

РИСУНОК 2.4.

Периодическая зависимость потенциала ионизации от порядкового номера элемента



3. Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе электронную пару химической связи (рис. 2.5). Самые большие значения электроотрицательности — у типичных неметаллов, поэтому электроотрицательность — синоним неметаллических свойств элемента.

Металлические свойства элементов меняются в направлении, противоположном электроотрицательности: они уменьшаются в периоде и усиливаются в группе.



РИСУНОК 2.5.

Периодическая зависимость электроотрицательности элемента от порядкового номера элемента

4. Валентность и степень окисления. Каждый период начинается щелочным металлом, который имеет единственную степень окисления +1 и валентность I в соединениях. Заканчивается любой период инертным газом, который не образует (или почти не образует) химических соединений,

При увеличении атомного номера электроотрицательность растёт в периоде и уменьшается в группе.

ВАЖНО ЗНАТЬ!

В периоде с увеличением порядкового номера элемента растёт его высшая степень окисления (которая, как правило, равна номеру группы) и высшая валентность в соединениях.

ВАЖНО ЗНАТЬ!

а перед инертным газом идёт галоген, который может иметь степень окисления +7 (кроме фтора) и валентность VII (также кроме фтора). Между ними степень окисления и высшая валентность закономерно увеличиваются.

В группе высшая степень окисления и высшая валентность элементов не изменяются (за исключением перехода от 2-го к 3-му периоду).

В периодах также при увеличении порядкового номера элемента закономерно изменяются и свойства соединений элементов, в первую очередь высших оксидов и гидроксидов. Металлам соответствуют основные оксиды и гидроксиды — основания, неметаллам — кислотные оксиды и гидроксиды — кислоты. С увеличением порядкового номера элемента происходит усиление кислотных свойств высших оксидов и увеличение кислотного характера высших гидроксидов (схема 2.1).

СХЕМА 2.1.

Изменение свойств высших оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
основный оксид	основный оксид	амфотерный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид
NaOH	Mg(OH)_2	Al(OH)_3	H_2SiO_3	H_2PO_4	H_2SO_4	HClO_4
сильное основание	слабое основание	амфотерное основание	очень слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота

В группах при увеличении атомного номера основные свойства высших оксидов и гидроксидов усиливаются, что можно увидеть на примере IIA группы (схема 2.2).

СХЕМА 2.2.

Изменение свойств оксидов IIA группы

BeO	амфотерный
MgO	основный
CaO	основный
SrO	основный
BaO	основный
RaO	основный

Свойства соединений зависят не только от порядкового номера, но и от степени окисления элемента. Для элементов, у которых возможны несколько степеней окисления, также имеется периодическая зависимость:

С увеличением степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства высшего оксида и гидроксида и ослабевают основные свойства.



Хорошим примером служит марганец (схема 2.3).

MnO	Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃	Mn ₂ O ₇
+2	+3	+4	+6	+7
основный	амфотерный с преобладанием основных свойств	амфотерный с преобладанием кислотных свойств	кислотный	кислотный

СХЕМА 2.3.

Зависимость
кисотно-
основных
свойств
оксидов
марганца
от степени
окисления

В заключение рассмотрим периодическое изменение свойств летучих водородных соединений. Рассмотрим 2-й период: CH₄ не обладает кислотными или основными свойствами, NH₃ — основание, вода — амфотерное соединение, HF — слабая кислота. Таким образом, наблюдается следующая закономерность:

В периоде слева направо ослабевают основные свойства летучего водородного соединения и усиливаются его кислотные свойства.



Такая же закономерность наблюдается и в группе: например, в подгруппе галогенов HF — слабая кислота, а HI — очень сильная.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 В ряду элементов C — Ge — Pb

- 1) усиливается кислотный характер высшего оксида
- 2) уменьшается электроотрицательность атома
- 3) увеличивается высшая степень окисления
- 4) уменьшается радиус атома



● **РЕШЕНИЕ.** В ряду представлены элементы одной группы — IVA, расположенные в порядке увеличения атомного номера. В этом ряду усиливается основной характер высшего оксида, уменьшается электроотрицательность, высшая степень окисления — одна и та же для всей группы, а радиус атома растёт. Правильный ответ — 2.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

2

В каком ряду увеличивается высшая степень окисления элемента?

- 1) Ca — Sr — Ba
- 2) P — S — Cl
- 3) F — Cl — Br
- 4) P — As — Sb

● **РЕШЕНИЕ.** Высшая степень окисления увеличивается в периоде при движении слева направо, т.е. с увеличением атомного номера. Этому удовлетворяет ряд 2), где приведены элементы 3-го периода. В трёх остальных рядах представлены элементы одной и той же группы, у которых высшая степень окисления одинакова.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

3

Среди перечисленных элементов наименьшей электроотрицательностью обладает

- 1) сера
- 2) кислород
- 3) углерод
- 4) кремний

● **РЕШЕНИЕ.** Приведены по два элемента IVA (углерод, кремний) и VIA (сера, кислород) групп. Первые обладают меньшей электроотрицательностью, чем вторые, если находятся в одном и том же периоде. Для элементов одной и той же группы наименьшей электроотрицательностью обладает элемент с наибольшим атомным номером, в нашем случае — кремний.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР

4

Дан перечень элементов: 1) N, 2) F, 3) B, 4) As, 5) P. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения энергии ионизации.



● **РЕШЕНИЕ.** В одной группе (VA) расположены N, As, P. В группе с увеличением атомного номера энергия ионизации уменьшается, поэтому первым должен идти элемент с наибольшим номером (As), последним — с наименьшим (N), правильная последовательность — 451.

ОТВЕТ: 451.

ПРИМЕР

5

Дан перечень элементов: 1) C, 2) Be, 3) Mg, 4) S, 5) P. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке уменьшения основных и увеличения кислотных свойств высшего гидроксида.

● **РЕШЕНИЕ.** В одном периоде (3-м) расположены Mg, S, P. В периоде кислотные свойства высшего гидроксида растут с увеличением атомного номера, поэтому первым должен идти элемент с наименьшим номером (Mg), последним — с наибольшим (S), правильная последовательность — 354. В самом деле, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — основание (слабое), H_3PO_4 — слабая кислота, H_2SO_4 — сильная кислота.

ОТВЕТ: 354.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① В ряду элементов F — Cl — Br — I
 - 1) увеличивается сила галогеноводородных кислот
 - 2) увеличивается окислительная активность простых веществ
 - 3) увеличивается валентность элементов в соединениях с водородом
 - 4) увеличивается окислительная активность галогеноводородов
- ② В ряду элементов Al — Si — N
 - 1) увеличивается радиус атома
 - 2) уменьшается электроотрицательность атома
 - 3) уменьшается число электронов на внешнем уровне
 - 4) усиливается кислотный характер высшего оксида



- 3 Среди перечисленных элементов наибольшей электроотрицательностью обладает
- 1) азот
 - 2) фосфор
 - 3) углерод
 - 4) кремний
- 4 В каком ряду электроотрицательность химических элементов уменьшается?
- 1) P — S — Cl
 - 2) Al — Si — P
 - 3) Te — Se — S
 - 4) N — P — As
- 5 Неметаллические свойства фосфора выражены сильнее, чем неметаллические свойства
- 1) кислорода
 - 2) азота
 - 3) кремния
 - 4) хлора
- 6 В каком ряду увеличивается высшая валентность элемента?
- 1) Li — Na — K
 - 2) Si — P — S
 - 3) N — O — F
 - 4) C — Si — Ge
- 7 Электроотрицательность увеличивается в ряду элементов
- 1) F — Cl — Br
 - 2) P — S — Cl
 - 3) Na — K — Rb
 - 4) C — Si — Ge
- 8 В подгруппе щелочных металлов с ростом порядкового номера увеличивается
- 1) высшая степень окисления
 - 2) электроотрицательность атома
 - 3) число заполненных энергетических уровней в атоме
 - 4) кислотный характер гидроксида



- 9) В подгруппе галогенов с ростом порядкового номера увеличивается
- 1) электроотрицательность
 - 2) высшая степень окисления
 - 3) окислительная способность простых веществ
 - 4) число заполненных энергетических уровней в атоме
- 10) Дан перечень элементов: 1) Al, 2) B, 3) N, 4) P, 5) F. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения радиуса атома.
- 11) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Na, 3) Ba, 4) N, 5) K. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения энергии ионизации атома.
- 12) Дан перечень элементов: 1) B, 2) P, 3) Li, 4) N, 5) Al. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения основных и уменьшения кислотных свойств высшего гидроксида.
- 13) Дан перечень элементов: 1) Li, 2) C, 3) Cl, 4) Mg, 5) P. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения высшей степени окисления.
- 14) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Li, 3) F, 4) Al, 5) N. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения радиуса атома.
- 15) Дан перечень элементов: 1) Na, 2) Be, 3) Cl, 4) Ba, 5) Mg. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке усиления металлических свойств.



- ①6 Дан перечень элементов: 1) Li, 2) F, 3) N, 4) P, 5) Cl. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения электроотрицательности.
- ①7 Дан перечень элементов: 1) O, 2) Se, 3) F, 4) S, 5) Na. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения радиуса атома.
- ①8 Дан перечень элементов: 1) C, 2) P, 3) Si, 4) As, 5) Al. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке усиления неметаллических свойств.
- ①9 Дан перечень элементов: 1) H, 2) Be, 3) O, 4) Ca, 5) Mg. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке уменьшения электроотрицательности.
- ①0 Дан перечень элементов: 1) H, 2) C, 3) F, 4) Be, 5) Na. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения высшей валентности.



ГЛАВА ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

3 СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

§ 3.1. ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО И НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

Все вещества состоят из атомов или образованных из них ионов. Во многих веществах атомы соединяются между собой в более крупные частицы, называемые молекулами. Каждая молекула образует отдельную частицу вещества, в которой атомы соединены между собой прочными связями. Такие связи называют химическими, они имеют электрическую природу.

Молекула — устойчивая электронейтральная частица, состоящая из двух или более связанных между собой атомов.



Про вещества, состоящие из молекул, говорят, что они имеют *молекулярное строение*. В других веществах атомы тоже соединены между собой, но химические связи между атомами образуют целую сеть, охватывающую всё вещество. В этой сети нельзя выделить отдельные молекулы, поэтому такое строение называют немолекулярным (рис. 3.1).

Молекулярное строение

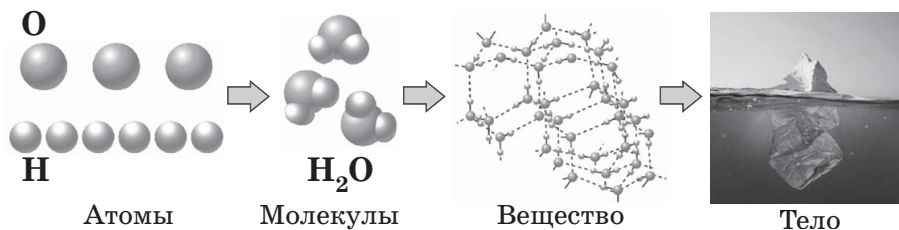


РИСУНОК 3.1.

Сравнение веществ молекулярного и немолекулярного строения

Немолекулярное строение

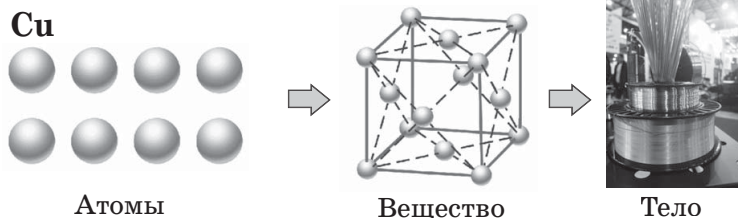
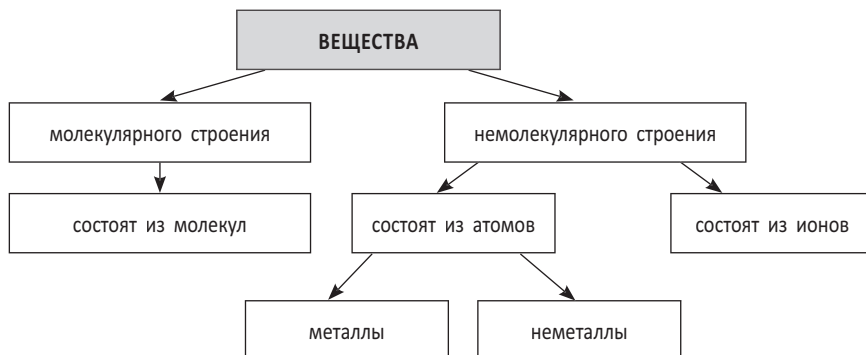


СХЕМА 3.1.

Классификация веществ по строению


 ЭТО
ИНТЕРЕСНО

Одно и то же вещество в различных кристаллических модификациях может иметь как молекулярное, так и немолекулярное строение. Примером служит оксид фосфора(V). В одной из кристаллических модификаций он состоит из молекул P_4O_{10} . Эта модификация активно взаимодействует с водой. Известны полимерные формы оксида фосфора(V), которые имеют слоистую структуру и состоят из тетраэдров PO_4 , связанных между собой через общие атомы кислорода. Эти формы химически менее активны, они имеют немолекулярное (атомное) строение.

Одно и то же вещество может иметь как молекулярное, так и немолекулярное строение в разных агрегатных состояниях. Например, оксид азота N_2O_5 в твёрдом виде состоит из ионных кристаллов, содержащих ионы NO_2^+ и NO_3^- , а в газовой фазе — из молекул N_2O_5 . Разумеется, такие тонкости в вариантах ЕГЭ не рассматриваются.

Вещества *молекулярного строения* легко отличить. При обычных условиях они представляют собой газы, жидкости или летучие твёрдые вещества, которые плавятся уже при небольшом нагревании, многие имеют запах. Из молекул состоят воздух, вода, перекись водорода, природный газ, нефть, уксус, спирт, глицерин, иод, сахар, аспирин. Если говорить не об отдельных веществах, а о классах соединений, то все кислоты и почти все кислотные оксиды состоят из молекул. Большинство органических веществ также имеет молекулярное строение.

Вещества *немолекулярного строения* могут состоять из ионов или из атомов (схема 3.1). К первым относятся почти все соли и многие оксиды металлов. Вещества атомного строения могут быть разных классов — простые вещества (металлы, алмаз, красный фосфор), оксиды неметаллов (SiO_2 , B_2O_3), бинарные соединения неметаллов (BN, SiC).

Почти все вещества немолекулярного строения — твёрдые, зачастую тугоплавкие и практически не имеют запаха.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Какое соединение кремния имеет в твёрдом состоянии молекулярную кристаллическую решётку?

- 1) SiC
- 2) SiO₂
- 3) SiH₄
- 4) Na₂SiO₃

● **РЕШЕНИЕ.** Первые два соединения имеют атомное строение, это — твёрдые, достаточно тугоплавкие вещества. Последнее соединение — соль, состоит из ионов, также не удовлетворяет условию. Остаётся SiH₄ — силан. Это — газообразное вещество, состоящее из молекул.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

2

Какое из соединений хлора имеет наибольшую температуру плавления?

- 1) HCl
- 2) CCl₄
- 3) CaCl₂
- 4) PCl₅

● **РЕШЕНИЕ.** Сразу отпадает вариант ответа 1), так как HCl — газ. Остаются два хлорида неметаллов и хлорид металла. Последнее вещество, CaCl₂, состоит из ионов и достаточно тугоплавко. CCl₄ — жидкость молекулярного строения, это — известный растворитель. Физические свойства PCl₅ в обычной школьной программе не изучают, но можно предположить, что хлорид фосфора имеет молекулярное строение и не является очень тугоплавким. Это действительно так. PCl₅ — твёрдое вещество, которое состоит из ионов PCl₄⁺ и PCl₆⁻, а в жидком и газообразном состоянии — из молекул. Однако температура его плавления намного ниже, чем у ионного соединения CaCl₂. Правильный ответ — 3.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

3

Вещество — твёрдое, пластичное, имеет высокие температуры кипения и плавления, практически не растворимо в воде. Его кристаллическая решётка



- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) атомная
- 4) металлическая

● **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. Правильный ответ — 4.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР

4

Из предложенного перечня выберите два вещества, состоящие из молекул.

- 1) H_3PO_4
- 2) Al_2O_3
- 3) CaCl_2
- 4) SiCl_4
- 5) SiO_2

● **РЕШЕНИЕ.** Вещество 1 — кислота, состоит из молекул. Вещества 2 и 3 — соединения металлов, состоят из ионов. Вещество 5 — типичный представитель веществ атомного строения. Остается вещество 4, которое имеет молекулярное строение. Это — летучая жидкость.

ОТВЕТ: 14.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Вещество хорошо растворимо в воде, имеет относительно невысокую температуру плавления, раствор и расплав его не электропроводны. Его кристаллическая решётка —

- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) атомная
- 4) металлическая



- 2) Какое соединение углерода имеет в твёрдом состоянии атомную кристаллическую решётку?
- 1) CO_2
 - 2) SiC
 - 3) CaCO_3
 - 4) C_6H_6
- 3) Какое из соединений кислорода имеет наибольшую температуру плавления?
- 1) H_2O
 - 2) CO_2
 - 3) Al_2O_3
 - 4) P_2O_5
- 4) Атомную кристаллическую решётку имеет
- 1) BN
 - 2) NO_2
 - 3) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - 4) NH_3
- 5) Молекулярную кристаллическую решётку имеет
- 1) B_2O_3
 - 2) CO_2
 - 3) Al_2O_3
 - 4) BaSO_4
- 6) Молекулярное строение имеет оксид
- 1) азота(I)
 - 2) бора
 - 3) кремния
 - 4) алюминия
- 7) Атомное строение имеет оксид
- 1) серы(IV)
 - 2) азота(IV)
 - 3) бора
 - 4) магния



8) У какого вещества кристаллическая решётка состоит из атомов?

- 1) P_4O_{10}
- 2) SiO_2
- 3) S_8
- 4) Na_2S

9) Из предложенного перечня выберите два вещества молекулярного строения.

- 1) $CaCO_3$
- 2) Cl_2
- 3) SiF_4
- 4) BaF_2
- 5) KOH

10) Из предложенного перечня выберите два вещества молекулярного строения.

- 1) SiO_2
- 2) NO_2
- 3) Na_2SO_3
- 4) $HClO_4$
- 5) Cu

11) Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых нет молекул.

- 1) KNO_3
- 2) NH_3
- 3) BN
- 4) SO_3
- 5) C_5H_{12}

12) Из предложенного перечня выберите два вещества, которые состоят из молекул.

- 1) H_2O_2
- 2) CH_3OH
- 3) KOH
- 4) NH_4NO_3
- 5) SiO_2



13) Из предложенного перечня выберите два вещества немолекулярного строения.

- 1) CaC_2
- 2) S_8
- 3) BaSO_4
- 4) CO
- 5) CH_3COOH

§ 3.2. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ И ЕЁ ХАРАКТЕРИСТИКИ

Вещества состоят из атомов, которые соединяются между собой посредством образования *химических связей*.

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



Энергия вещества всегда меньше суммы энергий отдельных частиц, из которых оно состоит.

В зависимости от того, как происходит взаимодействие атомов, различают следующие *виды химической связи*:

- ковалентная (внутримолекулярная);
- ионная;
- металлическая;
- ван-дер-ваальсова (межмолекулярная);
- водородная (межмолекулярная).

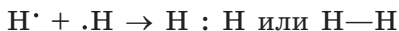
Ковалентная связь соединяет атомы в молекулах. Она реализуется путём образования общих электронных пар, принадлежащих обоим атомам. Общая пара электронов может быть получена двумя способами: 1) каждый из атомов отдаёт в общее пользование по одному электрону (обменный механизм); 2) один атом отдаёт в общее пользование два электрона, а другой — ни одного (донорно-акцепторный механизм). Процессы образования ковалентной связи из атомов изображают в виде схем, в которых электроны изображены точками.

Главная движущая сила образования любой химической связи — уменьшение энергии.

ВАЖНО ЗНАТЬ!

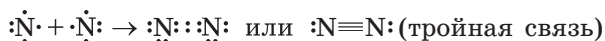
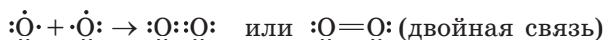


1. *Обменный механизм.* При сближении атомов, содержащих неспаренные электроны, электронные оболочки атомов перекрываются между собой. При этом возникает общая пара электронов, одновременно принадлежащая обоим атомам. Каждый атом предоставляет в эту пару по одному неспаренному электрону. Например:



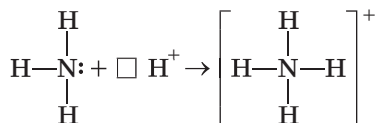
Общую пару электронов обозначают чёрточкой, которая символизирует химическую связь. В образующейся молекуле H_2 каждому атому водорода принадлежат два электрона — один свой и один от другого атома, т.е. эти атомы имеют такую же электронную конфигурацию, как и атом инертного газа гелия.

Два атома могут обобществить не одну, а две или три пары электронов. В этом случае говорят о двойной и тройной связях:



При образовании химической связи каждый атом стремится завершить внешний энергетический уровень и приобрести электронную конфигурацию инертного газа, отдавая или принимая электроны. Это утверждение называют *правилом октета*, так как у инертных газов 2-го и 3-го периодов на внешнем уровне — по 8 электронов ($ns^2 np^6$).

2. *Донорно-акцепторный механизм.* При образовании донорно-акцепторной ковалентной связи один атом (*донор*) предоставляет в общее пользование электронную пару, а другой атом (*акцептор*) предоставляет для этой пары свободную орбиталь. Пример — образование иона аммония (точками обозначена неподелённая пара электронов атома азота, пустым квадратиком — свободная $1s$ -орбиталь иона водорода):



В ионе аммония каждый из четырёх атомов водорода связан с атомом азота общей электронной парой; три пары из четырёх образованы по обменному механизму, одна — по донорно-акцеп-

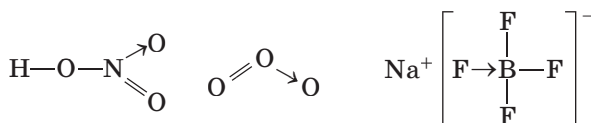


торному. Все четыре связи Н—N, образованные по различным механизмам, равноценны.

В качестве доноров обычно выступают атомы с большим количеством электронов, имеющие неподелённые пары электронов, например азот, кислород, фтор:



Есть несколько характерных примеров частиц с донорно-акцепторной связью, которые надо запомнить: O_3 , NH_4^+ , CO , HNO_3 , BF_4^- , $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ и все комплексные частицы. В структурных формулах донорно-акцепторную связь иногда изображают стрелкой от донора к акцептору:

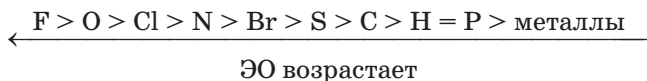


Характеристики ковалентной связи

1. Полярность связи характеризует степень смещения общей электронной пары к одному из атомов. Ковалентную связь, образованную одинаковыми атомами, называют *неполярной*, а образованную разными атомами — *полярной*. Оценить, к какому из атомов смещена общая электронная пара, можно с помощью понятия электроотрицательности.

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

Для количественного определения ЭО предложены несколько шкал, наибольшее признание из которых получила шкала относительных ЭО, разработанная Л. Полингом. Запоминать значения ЭО отдельных элементов не стоит, достаточно запомнить качественный ряд электроотрицательностей:



Самым электроотрицательным из всех элементов является фтор, на втором месте находится кислород, на третьем — хлор. Водород находится в центре ряда, между металлами и неметаллами. Активные металлы имеют самые низкие значения ЭО.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Неполярная связь образуется только между атомами одного и того же элемента (исключение — O_3 , где связь между атомами кислорода — полярная).

Чем больше разность ЭО двух атомов, тем сильнее ковалентная связь смещена к одному из них (более электроотрицательному) и тем полярнее ковалентная связь.

2. *Энергия связи* — энергия, необходимая для того, чтобы полностью разорвать связь и разделить молекулу на фрагменты. Энергия ковалентных связей обычно составляет 100–500 кДж/моль.

Наибольшая энергия связи — в молекуле CO: 1076 кДж/моль. Чем больше перекрывание орбиталей атомов, тем больше энергия связи и тем прочнее химическая связь.

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

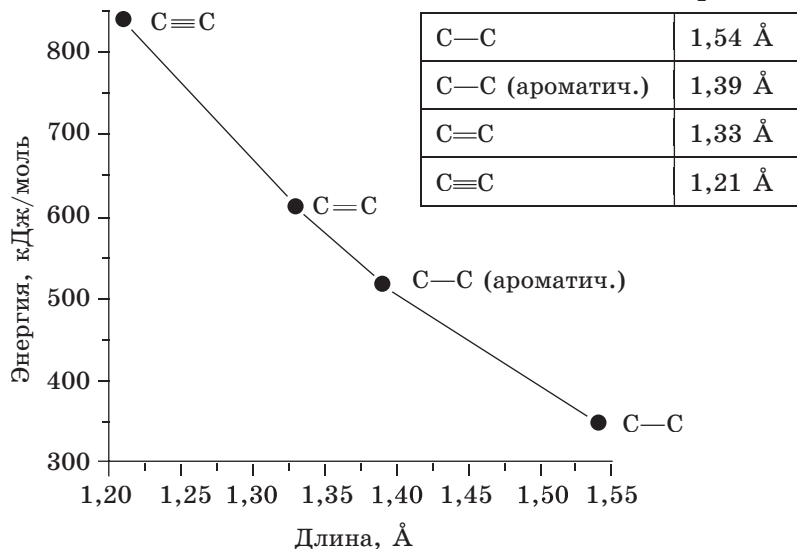
В ароматических системах порядок связи между атомами углерода — промежуточный между 1 и 2, такие связи называют «ароматическими» или «полуторными».

3. *Порядок (кратность) связи* — число электронных пар, участвующих в образовании связи. Для обычных ковалентных связей это число может быть равно 1, 2 или 3.

4. *Длина связи* — расстояние между ядрами атомов, образующих связь. Длина связи равна сумме радиусов связанных между собой атомов. Обычно она составляет 0,1–0,3 нм. Самая маленькая длина связи — в молекуле H_2 (0,074 нм).

РИСУНОК 3.2.

Корреляция между длиной и энергией связи на примере связей между атомами углерода



Длина, энергия и кратность связи коррелируют между собой (рис. 3.2). Чем выше кратность связи, тем больше её энергия и тем меньше длина.

5. *Валентный угол (угол между связями)* — угол между линиями, соединяющими химически связанные атомы. Валентные углы в разных молекулах могут изменяться от 60° до 180° .

Наличие у молекул определённой геометрической формы, которая определяется валентными углами и длинами связей, говорит о том, что ковалентные связи обладают свойством *направленности*. Другое свойство ковалентных связей — *насыщаемость*: один атом может образовать только ограниченное число ковалентных связей (как правило, не больше 6).

Способность элемента образовывать химические связи характеризуется *валентностью*.

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



Под числом химических связей подразумевают число общих пар электронов. В структурной формуле вещества, где химические связи изображены чёрточками, число чёрточек, отходящих от данного атома, равно его валентности. Валентность всегда имеет положительное целое значение (от 1 до 8). Типичные валентности важнейших элементов полезно запомнить (табл. 3.1). У многих неметаллов высшая валентность совпадает с номером группы (исключения — элементы 2-го периода N, O, F).

Элемент	Характерные валентности
H	I
B	III
C	IV
N	III, IV
O	II
F	I
Si	IV

ТАБЛИЦА 3.1

Характерные валентности некоторых элементов-неметаллов



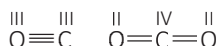
Окончание таблицы

Элемент	Характерные валентности
P	III, V
S	II, IV, VI
Cl	I, III, V, VII

ПРИМЕР



Атом кислорода в оксидах углерода CO и CO₂ имеет валентность III и II соответственно. Атом углерода в этих молекулах имеет валентность III и IV:



Приведённое выше определение валентности применимо только к соединениям с ковалентными связями или к молекулам в газовой фазе.



Степень окисления атома — это формальный заряд, который имеет атом в молекуле, если считать, что ковалентные полярные связи имеют ионный характер.

При расчёте степени окисления предполагают, что каждая ковалентная связь, смещённая *к* данному атому, даёт вклад -1 в степень окисления, а связь, смещённая *от* него, даёт вклад $+1$. Неполарная ковалентная связь между одинаковыми атомами даёт нулевой вклад. Степень окисления — это целая величина; она может быть положительной, отрицательной или нулевой.

Существует несколько простых правил для определения степеней окисления.

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна 0.
2. Фтор — самый электроотрицательный элемент, он может только принимать электроны. Степень окисления фтора во всех соединениях равна -1 .
3. Кислород — самый электроотрицательный после фтора элемент. Степень окисления кислорода во всех соединениях, кроме OF₂ и перекисных соединений, равна -2 .
4. Степень окисления водорода равна $+1$, если в соединении есть хотя бы один неметалл; -1 в соединениях с металлами (гидридах); 0 в H₂.



5. Степень окисления металлов всегда положительна (кроме простых веществ). Степень окисления металлов главных подгрупп, как правило, равна номеру группы. Степень окисления металлов побочных подгрупп всегда может принимать несколько значений.

6. Максимальная положительная степень окисления равна номеру группы (исключения — Cu^{+2} , Au^{+3}). Минимальная степень окисления равна: а) 0 для металлов; б) номер группы минус 8 для неметаллов.

7. Сумма степеней окисления атомов в молекуле (ионе) равна 0 (заряду иона).

Характерные степени окисления важнейших металлов и неметаллов перечислены в приложении 5.

ВАЖНО ЗНАТЬ!
В некоторых случаях степень окисления совпадает с валентностью, например для углерода в CO_2 , однако стоит запомнить, что в общем случае это — разные понятия.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 В какой молекуле есть двойная связь между атомами?

- 1) CH_4
- 2) CO_2
- 3) NH_3
- 4) H_2O

● **РЕШЕНИЕ.** В молекулах CH_4 , NH_3 и H_2O есть атомы водорода, а водород всегда одновалентен, поэтому все связи в данных молекулах — одинарные. В молекуле CO_2 есть только четырёхвалентный углерод и двухвалентный кислород. Молекула образована двумя двойными связями: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$. Правильный ответ — 2.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР 2 Наибольшая энергия связи между атомами углерода — в молекуле

- 1) C_2H_2
- 2) C_2H_4
- 3) C_2H_6
- 4) C_6H_6




● **РЕШЕНИЕ.** Для ответа на этот вопрос надо определить кратность связи между атомами С в молекулах: самая прочная связь имеет наибольшую кратность.

C_2H_2 : $HC\equiv CH$ — тройная связь.

C_2H_4 : $H_2C=CH_2$ — двойная связь.

C_2H_6 : H_3C-CH_3 — одинарная связь.

C_6H_6 :  — «ароматическая» (полуторная) связь, её кратность — промежуточная между одинарной и двойной.

Самая прочная связь — тройная. Правильный ответ — 1.

ОТВЕТ: 1.

ПРИМЕР 3 В какой молекуле есть ковалентная неполярная связь?

- 1) C_2H_6
- 2) CH_4
- 3) NO_2
- 4) HCl

● **РЕШЕНИЕ.** Ковалентная неполярная связь может образоваться только между одинаковыми атомами. Среди перечисленных молекул это возможно только в C_2H_6 : H_3C-CH_3 . Связь $C-C$ в данной молекуле — ковалентная неполярная. Правильный ответ — 1.

ОТВЕТ: 1.

ПРИМЕР 4 Укажите молекулу, в которой длина связи наибольшая.

- 1) H_2
- 2) HBr
- 3) Cl_2
- 4) Br_2

● **РЕШЕНИЕ.** Длина связи равна сумме радиусов атомов. В первых двух молекулах есть атом Н 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 $Br-Br$ больше длины связи $Cl-Cl$. Правильный ответ — 4.

ОТВЕТ: 4.



ПРИМЕР

5

Одну и ту же степень окисления в соединениях могут иметь элементы

- 1) Na и Si
- 2) Mg и C
- 3) Al и O
- 4) K и Ca

● **РЕШЕНИЕ.** 1) У щелочного металла Na есть единственная степень окисления +1, которая для Si не характерна. Не подходит.

2) У металла IIA подгруппы Mg есть единственная степень окисления +2, которую может проявлять и C, например, в CO и кетонах. Подходит.

3) У металла IIIA подгруппы Al есть единственная степень окисления +3, которая невозможна для O. Не подходит.

4) У K единственная степень окисления +1, а у Ca — единственная степень окисления +2. Не подходит.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

6

Низшую возможную степень окисления углерод имеет в

- 1) CaC_2
- 2) CO
- 3) C_6H_6
- 4) CH_4

● **РЕШЕНИЕ.** Низшая возможная степень окисления углерода равна –4 (номер группы минус 8). Определим степени окисления углерода, используя правила, приведённые в тексте параграфа.

1) Ca имеет степень окисления +2, а сумма степеней окисления должна быть равна 0 (правило 7), поэтому степень окисления C равна –1.

2) O имеет степень окисления –2 (правило 3), поэтому, с учётом правила 7, C должен иметь степень окисления +2.

3) H в соединениях с C имеет степень окисления +1 (правило 4), поэтому, с учётом правила 7, C должен иметь степень окисления –1.

4) H в соединениях с C имеет степень окисления +1 (правило 4), поэтому, с учётом правила 7, C должен иметь степень окисления –4. Это и есть низшая возможная степень окисления углерода.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР

7

Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых имеются ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.



- 1) NH_4Cl
- 2) CO
- 3) CO_2
- 4) NH_3
- 5) CaCO_3

● **РЕШЕНИЕ.** Если мы обратимся к списку частиц с донорно-акцепторной связью, приведённому в тексте параграфа, то мы увидим в нём NH_4^+ (в веществе 1) и CO (вещество 2). В веществах 3–5 ковалентные связи образованы по обменному механизму, а в веществе 5 вдобавок есть и ионные связи.

ОТВЕТ: 12.

ПРИМЕР 8

Дан перечень элементов: 1) N, 2) F, 3) B, 4) As, 5) P. Выберите из него два элемента, которые 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 (см. табл. 3.1).

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 результате получится конфигурация с 5 неспаренными электронами: $3s^1 3p^3 3d^1$ для P, $4s^1 4p^3 4d^1$ для As. Правильный ответ — 45.

ОТВЕТ: 45.

ПРИМЕР 9

Дан перечень элементов: 1) H, 2) Na, 3) Ba, 4) N, 5) K. Выберите из него два элемента, которые в соединениях могут иметь отрицательную степень окисления.

● **РЕШЕНИЕ.** Отрицательную степень окисления могут иметь только неметаллы. В данном перечне их всего два — H и N. Правильный ответ — 14.

ОТВЕТ: 14.



ПРИМЕР 10

Дан перечень элементов: 1) H, 2) Be, 3) O, 4) Ca, 5) Mg. Выберите из него два элемента, которые в соединениях могут иметь степень окисления -1 .

● **РЕШЕНИЕ.** Металлы исключаем сразу, так как они не могут иметь отрицательную степень окисления. Остаются два неметалла — H и O, оба могут иметь степень окисления -1 , например в LiH и Na_2O_2 . Правильный ответ — 13.

ОТВЕТ: 13.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① Сера образует ковалентные связи в соединении с
 - 1) натрием
 - 2) фтором
 - 3) кальцием
 - 4) алюминием
- ② В какой молекуле есть тройная связь между атомами?
 - 1) O_2
 - 2) N_2
 - 3) CO_2
 - 4) H_2O
- ③ Наименьшая энергия связи между атомами углерода — в молекуле
 - 1) C_2H_2
 - 2) C_2H_4
 - 3) C_2H_6
 - 4) C_6H_6
- ④ В какой молекуле есть ковалентная неполярная связь?
 - 1) H_2O_2
 - 2) H_2O
 - 3) NH_3
 - 4) HF



- 5) Укажите молекулу, в которой длина связи наименьшая.
- 1) F_2
 - 2) Cl_2
 - 3) HI
 - 4) HF
- 6) В каком из соединений степень окисления серы — наибольшая?
- 1) $KHSO_3$
 - 2) H_2S
 - 3) SCl_2
 - 4) Al_2S_3
- 7) Укажите вещество, в котором есть ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.
- 1) нитрат аммония
 - 2) хлорэтен
 - 3) этиленгликоль
 - 4) карбид кальция
- 8) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых есть ковалентная неполярная связь.
- 1) H_2S
 - 2) P_4
 - 3) CH_4
 - 4) C_2H_4
 - 5) HNO_3
- 9) Только ковалентные полярные связи присутствуют в
- 1) K_2CO_3
 - 2) $C(\text{алмаз})$
 - 3) SiO_2
 - 4) Na_2S
- 10) Одну и ту же степень окисления в соединениях могут иметь элементы
- | | | | |
|------------|-----------|-----------|------------|
| 1) Fe и Cr | 2) Na и F | 3) Ba и I | 4) Al и Be |
|------------|-----------|-----------|------------|



- 11) В каком из соединений степень окисления азота — наибольшая?
- 1) NO_2
 - 2) KNO_2
 - 3) NH_4I
 - 4) NO
- 12) Минимально возможную степень окисления фосфор имеет в
- 1) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - 2) H_3PO_2
 - 3) Ca_3P_2
 - 4) PCl_3
- 13) Максимально возможную степень окисления хлор имеет в
- 1) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
 - 2) PtCl_4
 - 3) ClF_5
 - 4) HClO_3
- 14) Высшую возможную степень окисления углерод имеет в
- 1) CH_3OH
 - 2) CO
 - 3) CHCl_3
 - 4) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
- 15) Одинаковую степень окисления атомы хлора имеют в соединениях:
- 1) Cl_2O_7 и HClO_4
 - 2) HCl и KClO_3
 - 3) CaCl_2 и $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
 - 4) ClO_2 и NaClO_2
- 16) В каких веществах нет ковалентных химических связей?
- 1) He
 - 2) SiO_2
 - 3) CuSO_4
 - 4) NaF
 - 5) O_3



- 17) В каких веществах все химические связи — ковалентные?
- 1) C(алмаз)
 - 2) K_2CO_3
 - 3) KF
 - 4) BN
 - 5) Cu
- 18) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых есть полярная ковалентная связь.
- 1) O_2
 - 2) P_4
 - 3) P_4O_{10}
 - 4) O_3
 - 5) S_8
- 19) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых есть неполярная ковалентная связь.
- 1) CO_2
 - 2) N_2O_4
 - 3) P_4
 - 4) HNO_3
 - 5) CH_4
- 20) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых все связи — ковалентные полярные.
- 1) C_6H_6
 - 2) S_8
 - 3) CH_3OH
 - 4) H_2O_2
 - 5) NH_3
- 21) Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых имеются ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.
- | | |
|---------------|-------------|
| 1) H_2O | 4) HNO_3 |
| 2) C_2H_5OH | 5) CH_3Cl |
| 3) NH_4Cl | |



22) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых имеются и полярные, и неполярные ковалентные связи.

- 1) CCl_4
- 2) C_6H_6
- 3) HNO_3
- 4) N_2O_4
- 5) CO_2

23) Дан перечень элементов: 1) O, 2) S, 3) Ne, 4) Se, 5) Mg. Выберите из него два элемента, которые в соединениях могут иметь валентность VI.

24) Дан перечень элементов: 1) C, 2) Be, 3) Mg, 4) S, 5) P. Выберите из него два элемента, которые в соединениях с водородом могут иметь степень окисления -3 .

25) Дан перечень элементов: 1) Mg, 2) S, 3) O, 4) Si, 5) C. Выберите из него два элемента, у которых высшая степень окисления в соединениях равна $+2$.

26) Дан перечень элементов: 1) N, 2) Al, 3) S, 4) Cl, 5) Ca. Выберите из него два элемента, которые в соединениях проявляют только положительную степень окисления.

27) Дан перечень элементов: 1) H, 2) C, 3) F, 4) Be, 5) Na. Выберите из него два элемента, низшая степень окисления которых равна -1 .

28) Дан перечень элементов: 1) Li, 2) C, 3) Cl, 4) Mg, 5) P. Выберите из него два элемента, которые в соединениях могут иметь степень окисления $+5$.

29) Дан перечень элементов: 1) Na, 2) Be, 3) Cl, 4) Ba, 5) Mg. Выберите из него два элемента, которые в соединениях могут проявлять степень окисления $+1$.



30) Дан перечень элементов: 1) C, 2) P, 3) Si, 4) As, 5) Al. Выберите из него два элемента, которые в соединениях могут иметь степень окисления -4 .

§ 3.3. ИОННАЯ И МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. 3.3. СТРОЕНИЕ ТВЁРДЫХ ВЕЩЕСТВ

Ионная связь образуется, если один или несколько электронов полностью переходят от одного из взаимодействующих атомов к другому. Её можно рассматривать как предельный случай ковалентной связи, в которой общая электронная пара (или несколько пар) полностью смещены к одному из атомов. Этот тип связи реализуется, если разность электроотрицательностей атомов велика (>2 по шкале Полинга). Ионная связь — предельный случай полярной ковалентной связи.

ПРИМЕР



NaF: разность электроотрицательностей атомов равна $3,98 - 0,93 = 3,05$, связь ионная; CF_4 : разность электроотрицательностей равна $3,98 - 2,55 = 1,43$, связь ковалентная полярная.

Легче всего положительные ионы (катионы) образуются из элементов IA и IIA подгрупп — щелочных и щелочноземельных металлов, так как их валентные электроны слабо связаны с ядром. Отрицательные ионы (анионы) легче всего образуются из элементов VIA и VIIA подгрупп — халькогенов и галогенов, так как для завершения внешнего уровня им не хватает всего двух или одного электрона соответственно.

Основные свойства ионной связи — *ненаправленность* и *ненасыщаемость*. Например, в кристалле хлорида натрия каждый ион Na^+ притягивается ко всем ионам Cl^- , расположенным в любых направлениях от него. Кроме того, один положительный ион притягивается ко всем отрицательным, и наоборот. Получается, что число химических связей, образованных данным ионом, неограниченно, поэтому к ионным соединениям понятие валентности как числа связей неприменимо.

Энергия ионной связи велика, поэтому большинство ионных соединений представляет собой кристаллические вещества с высо-



кими температурами плавления и кипения. Для ионных соединений понятие молекул типа NaCl или CsBr теряет смысл. Каждый кристалл представляет собой одну огромную молекулу и состоит из большого числа ионов. Отдельные молекулы могут существовать лишь в газовой фазе при температуре выше температуры кипения. Химическая формула ионного соединения описывает состав формульной единицы вещества.

Металлическая связь — это связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счёт общих электронов, свободно перемещающихся по кристаллу. Валентные электроны атомов металлов достаточно слабо связаны с ядрами атомов и могут легко отрываться от них. В результате в кристаллической решётке металла некоторые атомы теряют свои электроны, образуя положительно заряженные ионы и свободные электроны (так называемый «электронный газ»). Как следствие, любой металл образован из положительных ионов, составляющих кристаллическую структуру. Связь между этими ионами осуществляется за счёт большого количества электронов, сравнительно свободно перемещающихся в поле положительных частиц. Металлическая связь, как и ионная, отличается ненаправленностью, так как валентные электроны распределены по кристаллу равномерно. Наличие «электронного газа» обуславливает характерные свойства металлов — электро- и теплопроводность.

Все металлы (кроме ртути) и подавляющее большинство ионных соединений при обычных условиях представляют собой кристаллические твёрдые вещества. Многие ионные соединения растворимы в воде. Металлы проводят электрический ток, а ионные соединения в твёрдом виде — нет, так как заряженные частицы в их составе не способны перемещаться. Однако расплавы и растворы ионных соединений электропроводны.

В любом кристалле составляющие его частицы расположены строго регулярно и образуют так называемую *периодическую структуру*. Это означает, что кристалл состоит из огромного числа повторяющихся фрагментов. Минимальный из таких фрагментов называют *элементарной ячейкой*. Примеры элементарных ячеек для кристаллов различного строения приведены на рис. 3.3. Кристаллические

Для описания строения кристаллического вещества достаточно охарактеризовать его элементарную ячейку.

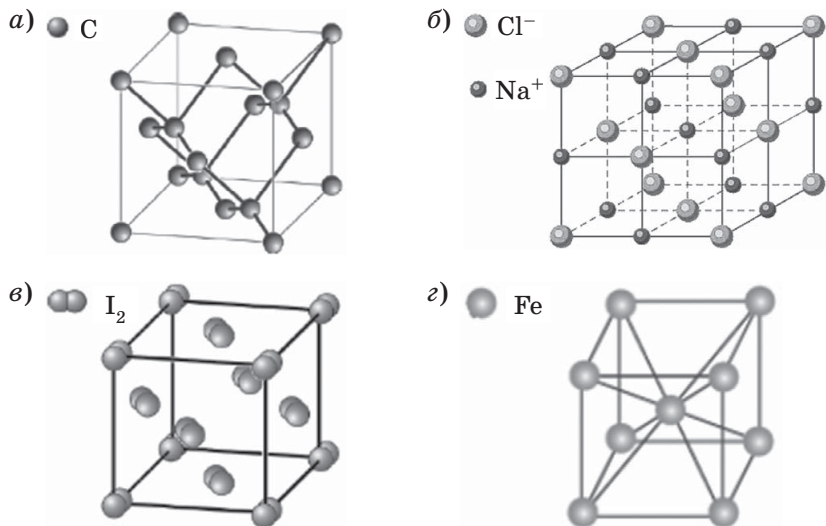
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

структуры твёрдых веществ образованы атомами, молекулами или ионами. В кристаллах атомного строения частицы связаны между собой ковалентными (неметаллы) или металлическими (металлы) связями. В ионных кристаллах реализуются ионные связи, а молекулярные кристаллы образуются за счёт межмолекулярных взаимодействий.

РИСУНОК 3.3.

Примеры
элементарных
ячеек:

- а) алмаз;
- б) хлорид
натрия;
- в) иод;
- г) железо



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1 Только ионные связи присутствуют в

- 1) NaF
- 2) KClO_3
- 3) BaSO_4
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

● **РЕШЕНИЕ.** В веществах 2–4 есть катионы или анионы, состоящие из двух неметаллов: ClO_3^- , SO_4^{2-} , NH_4^+ . Атомы неметаллов в этих ионах связаны между собой ковалентными связями, которых, по условию, быть не должно. Ковалентные связи отсутствуют в NaF, который образован одноатомными ионами Na^+ и F^- .

ОТВЕТ: 1.



ПРИМЕР 2

Из предложенного перечня выберите два вещества ионного строения.

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 2) CH_3Cl
- 3) HClO_4
- 4) CO
- 5) KClO_3

● **РЕШЕНИЕ.** Большинство соединений металлов имеет ионное строение. В данном перечне таких соединений два: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и KClO_3 . Первое состоит из ионов Ca^{2+} и OH^- , второе — из ионов K^+ и ClO_3^- .

ОТВЕТ: 15.

ПРИМЕР 3

Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствуют и ковалентные, и ионные связи.

- 1) CaCO_3
- 2) KCl
- 3) SO_2
- 4) NH_3
- 5) NH_4Cl

● **РЕШЕНИЕ.** Прежде всего, отбросим два газообразных вещества молекулярного строения, в которых нет ионных связей, — SO_2 и NH_3 . Оставшиеся соединения имеют ионное строение. Но в KCl нет ковалентных связей, так как он образован одноатомными ионами. В CaCO_3 ковалентные связи есть в карбонат-ионе CO_3^{2-} , а в NH_4Cl — в ионе аммония NH_4^+ . Таким образом, условия удовлетворяют вещества 1 и 5.

ОТВЕТ: 15.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① Кислород образует ионные связи в
- 1) SO_2
 - 2) CaO
 - 3) O_2
 - 4) H_2O_2

- 2) В каком соединении химическая связь — ионная?
- 1) HBr
 - 2) P_2O_5
 - 3) BaCl_2
 - 4) CO_2
- 3) Сера образует ионные связи в соединении с
- 1) водородом
 - 2) кислородом
 - 3) натрием
 - 4) фтором
- 4) Из перечисленных свойств выберите два, которые характерны для веществ с металлической связью.
- 1) низкая плотность
 - 2) хорошая растворимость в воде
 - 3) высокая электропроводность
 - 4) высокая теплопроводность
 - 5) низкая температура плавления
- 5) Из перечисленных свойств выберите два, которые характерны для многих твёрдых веществ ионного строения.
- 1) высокая плотность
 - 2) хорошая растворимость в воде
 - 3) высокая электропроводность
 - 4) высокая температура плавления
 - 5) высокая твёрдость
- 6) Из предложенного перечня выберите два вещества ионного строения.
- 1) CaCO_3
 - 2) SO_3
 - 3) HNO_3
 - 4) NH_4NO_3
 - 5) PCl_3



7) Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствуют и ковалентные, и ионные связи.

- 1) Na_2SO_4
- 2) KI
- 3) H_3PO_4
- 4) NH_4Cl
- 5) SiO_2

8) Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствуют и ковалентные, и ионные связи.

- 1) P_2O_5
- 2) HCl
- 3) CH_3COONa
- 4) CaO
- 5) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

§ 3.4. МЕЖМОЛЕКУЛЯРНЫЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

Строение и свойства многих веществ определяются не только прочными связями — ковалентными, ионными и металлическими, но и более слабыми взаимодействиями, к числу которых относятся межмолекулярные связи — *водородные* и *ван-дер-ваальсовы* (диполь-дипольные). Эти связи определяют температуры плавления и кипения веществ молекулярного строения, а также некоторые их химические свойства.

Водородная связь образуется между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы.

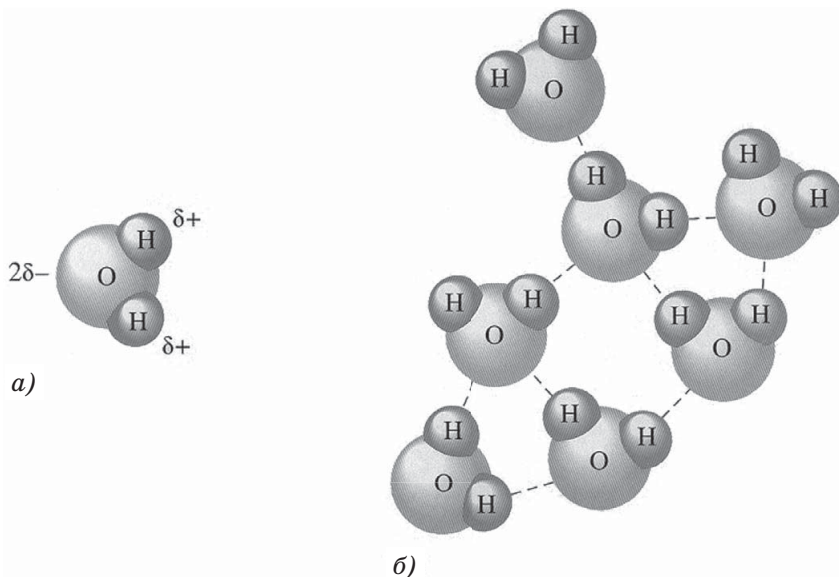
Водородные связи между молекулами могут образовываться в тех случаях, когда атом водорода в составе одной полярной молекулы связан с сильно электроотрицательным атомом (F, O, N) другой молекулы (рис. 3.4).

Водородную связь схематично изображают точками или пунктиром между атомами.



РИСУНОК 3.4.

- а) Полярная молекула воды;
б) образование водородных связей между молекулами воды

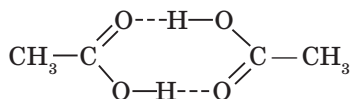


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Вещества с водородными связями плавятся и кипят при более высоких температурах, чем вещества аналогичного строения, но без водородных связей.

Энергия водородной связи составляет от 10 до 40 кДж/моль, что во много раз меньше энергии ковалентных связей с участием атома водорода. Тем не менее даже относительно непрочные водородные связи сильно влияют на строение, а также физические и химические свойства веществ.

Водородные связи образуются во всех органических соединениях, содержащих полярные группы —ОН, —СООН, —NH₂. Например, для уксусной кислоты возникновение водородной связи может привести к объединению молекул в пары с образованием циклической димерной структуры:



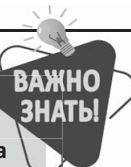
Водородные связи могут возникать как между различными молекулами, так и внутри молекулы. Именно внутримолекулярные водородные связи играют основную роль в формировании вторичной и третичной структуры белков. Две спирали ДНК удержи-

ваются вместе с помощью водородных связей между парами оснований.

Ван-дер-ваальсовой связью называют слабое притяжение между молекулами, не связанное с передачей электронов и образованием общих электронных пар.

Это притяжение вызвано наличием у молекул дипольного момента — постоянного (в полярных молекулах) или индуцированного (в неполярных). Ван-дер-ваальсова связь тем сильнее, чем выше полярность молекулы и чем больше её электронная оболочка. Именно усилением ван-дер-ваальсовых связей объясняется рост температур плавления и кипения углеводородов во всех гомологических рядах с увеличением числа атомов углерода.

В среднем ван-дер-ваальсовы взаимодействия слабее водородных связей, их энергия меньше. Однако именно они вызывают переход газообразных веществ молекулярного строения в жидкое и далее в твёрдое состояние. Ван-дер-ваальсовы связи между молекулами обеспечивают устойчивость кристаллических структур у веществ молекулярного строения.



Все молекулы слабо притягиваются друг к другу за счёт ван-дер-ваальсова взаимодействия.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствует водородная связь.

- 1) C_6H_6
- 2) CH_3COOH
- 3) CH_3F
- 4) CH_3OCH_3
- 5) CH_3OH

● **РЕШЕНИЕ.** Водородные связи имеются у всех веществ, в молекулах которых есть полярная связь $O-H$. В приведённом перечне таких веществ два — уксусная кислота CH_3COOH и метанол CH_3OH .

ОТВЕТ: 25.





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствует водородная связь.

- 1) CH_3Cl
- 2) H_2O_2
- 3) HI
- 4) CH_3COOH
- 5) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$

② Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых водородная связь не образуется.

- 1) H_2
- 2) H_2O
- 3) CH_4
- 4) CH_3OH
- 5) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

③ Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствует водородная связь.

- 1) CH_4
- 2) HF
- 3) H_2
- 4) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{O}$
- 5) H_2O_2

④ Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых имеются водородные связи.

- 1) NH_3
- 2) C_6H_6
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
- 4) SiH_4
- 5) CO_2



ГЛАВА 4 ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОПИСАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Элементы физической химии представлены в заданиях ЕГЭ очень выборочно и на самом элементарном уровне. От учащихся требуется только умение проводить расчёты по термохимическим уравнениям, понимание факторов, от которых зависит скорость химических реакций, и умение определять направление смещения химического равновесия под влиянием внешних факторов (принцип Ле Шателье).

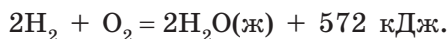
§ 4.1. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ

Все химические реакции, а также переходы между агрегатными состояниями веществ протекают с выделением или поглощением теплоты. Это происходит потому, что исходные вещества и продукты реакции обладают разным запасом энергии.

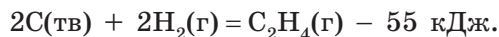
Тепловой эффект, или просто теплота реакции, — это количество теплоты, выделившееся или поглощённое химической системой при протекании в ней химической реакции.



Тепловой эффект обозначают символом Q ; его измеряют в кДж или ккал ($1 \text{ ккал} = 4,184 \text{ кДж}$, $1 \text{ кДж} = 1000 \text{ Дж}$). Теплота реакции считается положительной, $Q > 0$, и реакция называется *экзотермической*, если теплота выделяется, например:



Теплота реакции считается отрицательной, $Q < 0$, и реакция называется *эндотермической*, если теплота поглощается, например:



Уравнение реакции, в котором приводится тепловой эффект, называют *термохимическим уравнением*. Термохимические уравнения отличаются от обычных уравнений тем, что:

1) в термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатные состояния веществ (жидкое, твёрдое или газообразное);



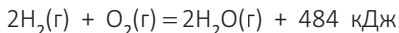
это связано с тем, что разные агрегатные состояния одного и того же вещества имеют разную энергию;

2) коэффициенты в термохимическом уравнении равны количеству веществ (в молях), вступивших в реакцию.

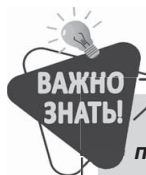
ПРИМЕР



Термохимическое уравнение:



означает, что 484 кДж выделяются при сгорании двух молей водорода в одном моле кислорода с образованием газообразной воды.



Тепловой эффект прямо пропорционален количеству вещества: $Q \sim \nu$.

На этом свойстве теплоты основаны все расчёты по термохимическим уравнениям. Например, если в реакцию сгорания вступит в 10 раз меньше водорода, чем в термохимическом уравнении, т.е. 0,2 моль, то и теплота будет в 10 раз меньше, т.е. $484 / 10 = 48,4$ кДж.

Тепловой эффект реакции можно измерить экспериментально или рассчитать теоретически, если известны теплоты других реакций с участием этих же веществ. Подобные расчёты совсем несложны, но они выходят за рамки данного пособия, так как не используются в текущих вариантах ЕГЭ.

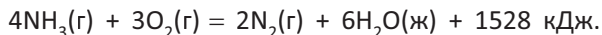


ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Термохимическое уравнение сгорания аммиака имеет вид:



При образовании 11,2 л (н.у.) азота

- 1) поглощается 382 кДж теплоты
- 2) выделяется 382 кДж теплоты
- 3) поглощается 764 кДж теплоты
- 4) выделяется 764 кДж теплоты



● **РЕШЕНИЕ.** Из термохимического уравнения видно, что теплота выделяется, поэтому отбрасываем варианты ответа 1) и 3). Для выбора одного из двух оставшихся вариантов составим пропорцию:

при образовании 2 моль (44,8 л) N_2 выделяется 1528 кДж,

при образовании 11,2 л N_2 выделяется x кДж.

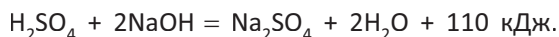
$x = 11,2 \cdot 1528 / 44,8 = 382$. Правильный ответ — 2.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

2

Дано термохимическое уравнение реакции, протекающей в водном растворе:



В результате реакции выделилось 66 кДж теплоты. Сколько граммов гидроксида натрия вступило в реакцию? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

● **РЕШЕНИЕ.** На основе термохимического уравнения составим пропорцию:

2 моль NaOH (80 г) — 110 кДж,

x г NaOH — 66 кДж.

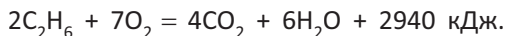
$x = 80 \cdot 66 / 110 = 48$ г.

ОТВЕТ: 48 г.

ПРИМЕР

3

Термохимическое уравнение сгорания этана имеет вид:



Сколько теплоты (в кДж) выделится при полном сгорании 8,96 л (н.у.) этана?

● **РЕШЕНИЕ.** Составим пропорцию, используя термохимическое уравнение:

при сгорании 2 моль (44,8 л) C_2H_6 выделяется 2940 кДж,

при сгорании 8,96 л C_2H_6 выделяется x кДж.

$x = 8,96 \cdot 2940 / 44,8 = 588$.

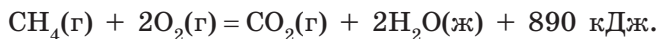
ОТВЕТ: 588 кДж.





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Термохимическое уравнение сгорания метана:



При сгорании порции метана выделилось 44,5 кДж теплоты. Чему равен объём израсходованного кислорода (в литрах, при н.у.)?

- 1) 1,12
- 2) 2,24
- 3) 22,4
- 4) 448

- ② Термохимическое уравнение сгорания водорода:



При сгорании некоторого количества водорода выделилось 28,6 кДж теплоты. Чему равен объём сгоревшего водорода (в литрах, при н.у.)?

- 1) 1,12
- 2) 2,24
- 3) 22,4
- 4) 448

- ③ Дано термохимическое уравнение:



В реакции выделилось 28 кДж теплоты. Чему равна масса образовавшегося гидрида натрия (в граммах)?

- 1) 6
- 2) 12
- 3) 24
- 4) 48

- ④ Дано термохимическое уравнение реакции, протекающей в водном растворе:



В результате реакции выделилось 64 кДж теплоты. Сколько граммов азотной кислоты вступило в реакцию? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

- 5 Дано термохимическое уравнение:



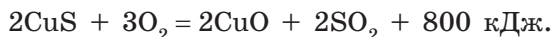
В результате реакции поглотилось 35 кДж теплоты. Сколько граммов серебра образовалось? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

- 6 Дано термохимическое уравнение:



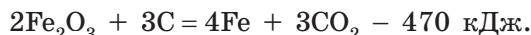
В результате реакции выделилось 19 кДж теплоты. Сколько граммов перманганата калия разложилось? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

- 7 Дано термохимическое уравнение:



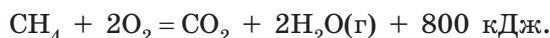
В результате реакции выделилось 1000 кДж теплоты. Сколько граммов сульфида меди(II) вступило в реакцию? Примите $A_r(\text{Cu}) = 64$. Ответ запишите в виде целого числа.

- 8 Дано термохимическое уравнение:



В результате реакции поглотилось 705 кДж. Сколько граммов оксида железа(III) вступило в реакцию? Примите $A_r(\text{Fe}) = 56$. Ответ запишите в виде целого числа.

- 9 Дано термохимическое уравнение:



Сколько литров метана (н.у.) надо сжечь, чтобы получить 500 кДж теплоты? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

- 10 Дано термохимическое уравнение:



В результате реакции выделилось 226 кДж теплоты. Сколько граммов оксида углерода(II) вступило в реакцию? Ответ округлите до десятых.

- ⑪ Дано термохимическое уравнение:



В реакции поглотилось 95 кДж теплоты. Сколько граммов углерода вступило в реакцию? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

- ⑫ Теплота сгорания углерода равна 393,5 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 кг углерода? Сколько литров углекислого газа образовалось, если при сгорании углерода выделилось 157,4 кДж теплоты?

- ⑬ Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при сгорании 1 м³ (н.у.) природного газа, содержащего 90% метана, 8% этана и 2% пропана (по объёму). Теплоты сгорания метана, этана и пропана равны 802, 1428 и 2045 кДж/моль соответственно.

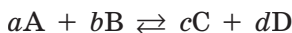
§ 4.2. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ

Равновесие — это состояние системы, при котором её параметры не зависят от времени.



Химическое равновесие — такое состояние химической системы, при котором с течением времени не изменяются количества веществ.

Химическое равновесие устанавливается в *обратимых* химических реакциях, т.е. реакциях, которые могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении. Обратимость реакции обозначают значком « \rightleftharpoons »:




(маленькие буквы обозначают коэффициенты, большие буквы — химические вещества). Реакцию, протекающую слева направо, называют *прямой*, справа налево — *обратной*.



Химическое равновесие имеет динамический характер. Это означает, что в системе протекают химические реакции, хотя количества веществ не изменяются. Это происходит потому, что прямая и обратная реакции идут с одинаковой скоростью, поэтому количество веществ, расходующихся в прямой реакции, равно количеству веществ, образовавшихся в обратной реакции.


В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается вследствие уменьшения концентрации исходных веществ. И наоборот, обратная реакция в начальный момент имеет минимальную скорость, которая увеличивается по мере нарастания концентрации продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакции становятся равными. В этот момент наступает динамическое равновесие и концентрации исходных веществ и продуктов реакции перестают изменяться со временем.



ВАЖНО ЗНАТЬ!

Химическое равновесие устойчиво. Устойчивое равновесие характеризуется тем, что система противодействует внешним воздействиям.

Принцип Ле Шателье: если на равновесную систему оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится так, чтобы уменьшить эффект внешнего воздействия.



К внешним воздействиям относят изменение температуры, давления (объёма) или количеств веществ путём их удаления или добавления в систему.

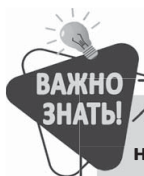
1. Увеличение температуры смещает равновесие в сторону охлаждения, т.е. в большей степени ускоряет ту реакцию, при которой теплота поглощается. Если прямая реакция — экзотермическая ($Q > 0$), то равновесие при нагревании смещается влево, а если прямая реакция — эндотермическая ($Q < 0$), то вправо. Уменьшение температуры смещает равновесие в сторону нагревания, т.е. усиливает экзотермическую реакцию.

2. Давление влияет только на обратимые газовые реакции, причём только на те из них, в которых происходит изменение общего числа молекул газа. Увеличение давления смещает равновесие в сторону уменьшения общего числа молекул газов, а уменьшение давления — в сторону увеличения числа молекул



газов. На твёрдые или жидкие вещества, участвующие в реакции, давление практически не влияет.

3. Добавление в равновесную смесь какого-либо компонента реакции сдвигает равновесие в сторону уменьшения количества этого компонента. Увеличение концентрации исходных веществ и удаление продуктов реакции смещают равновесие в сторону прямой реакции.

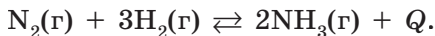


Катализаторы не влияют на положение равновесия, а только ускоряют его установление.

Слова «смещение равновесия в сторону той или иной реакции» означают, что концентрация продуктов этой реакции увеличивается по сравнению с предыдущим состоянием равновесия.

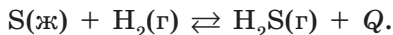
Принцип Ле Шателье помогает подбирать оптимальные условия для проведения обратимых реакций. Рассмотрим в качестве примера некоторые реакции, имеющие практическое значение.

1. Самая известная обратимая реакция между газами — взаимодействие водорода с азотом:



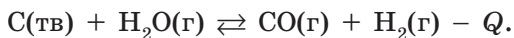
Эта реакция протекает с уменьшением числа молекул в газовой фазе, поэтому ей способствует высокое давление (300–400 атм). Для того чтобы реакция протекала с заметной скоростью, смесь нагревают до 500 °С, хотя нагревание невыгодно, и добавляют катализатор.

2. 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.

3. Углерод при сильном нагревании обратимо реагирует с водяным паром, образуя оксид углерода(II) и водород:

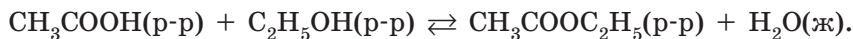


Это один из способов получения водорода. Реакция идёт с поглощением тепла и увеличением числа молекул газа, поэтому ей



благоприятствуют высокая температура (около 1000 °С) и пониженное давление.

4. В водном растворе протекает обратимая реакция этерификации: образование сложного эфира при взаимодействии карбоновой кислоты и спирта:



Реакцию проводят в присутствии катализатора (серной кислоты) и при нагревании, так как сложный эфир — летучее вещество при нагревании испаряется, уходя из сферы реакции; при этом равновесие смещается вправо, в сторону прямой реакции.

5. 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 (> 1000 °С) и пониженное давление.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Какая реакция с участием кислорода является обратимой?

- 1) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$
- 3) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
- 4) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

● **РЕШЕНИЕ.** Формально здесь представлены четыре реакции сгорания. Из практического опыта известно, что метан и углерод сгорают необратимо. Аммиак также горит в кислороде необратимо, это можно проверить в школьной лаборатории. Азот — очень инертное вещество, так как в его молекуле — тройная связь, которую очень трудно разорвать. Реакция между азотом и кислородом протекает только при высоких температурах, выше 2000 °С, и в этих условиях полностью обратима.

ОТВЕТ: 2.



ПРИМЕР 2

При нагревании равновесие сместится в сторону продуктов в реакции

- 1) $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2 + Q$
- 2) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + Q$
- 3) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$
- 4) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$

● **РЕШЕНИЕ.** Согласно принципу Ле Шателье, нагревание приводит к смещению равновесия в сторону эндотермической реакции. Из перечисленных реакций теплота поглощается только в третьей, при разложении аммиака.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР 3

В каком случае равновесие сместится в сторону образования продуктов при увеличении общего давления?

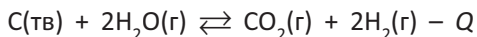
- 1) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$
- 2) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$
- 3) $2\text{O}_3(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{O}_2(\text{г})$
- 4) $\text{C}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$

● **РЕШЕНИЕ.** Для того чтобы при увеличении давления равновесие смещалось в сторону продуктов, прямая реакция должна протекать с уменьшением числа молекул в газовой фазе. Среди перечисленных реакций этому условию удовлетворяет вторая реакция, гидрирование этилена.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР 4

Химическое равновесие



сместится в сторону образования продуктов при

- 1) добавлении катализатора
- 2) добавлении водорода
- 3) нагревании
- 4) увеличении давления

● **РЕШЕНИЕ.**

- 1) Катализатор не влияет на положение равновесия. Не подходит.
- 2) При добавлении водорода равновесие сместится в сторону уменьшения его количества, т.е. влево, в сторону реагентов. Не подходит.
- 3) Прямая реакция — эндотермическая, поэтому нагревание приводит к смещению равновесия в сторону продуктов. Подходит.



4) В прямой реакции количество молекул газа увеличивается (из двух молекул образуются три), поэтому увеличение давления приведёт к смещению равновесия влево, в сторону реагентов. Не подходит.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

5

Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении давления.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
РАВНОВЕСИЯ

- А) $2\text{NO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
 Б) $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$
 В) $\text{S}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{г})$
 Г) $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$

- 1) смещается в направлении
прямой реакции
2) смещается в направлении
обратной реакции
3) практически не смещается

● **РЕШЕНИЕ.** Общее следствие из принципа Ле Шателье: при увеличении давления равновесие смещается в направлении той реакции, в которой уменьшается число молекул в газовой фазе. Применим это следствие:

- А) в прямой реакции число молекул увеличивается, следовательно, при увеличении давления равновесие смещается в направлении обратной реакции;
 Б) совершенно аналогично п. 1);
 В) число молекул в газовой фазе не изменяется, поэтому равновесие при изменении давления никуда не смещается;
 Г) в прямой реакции число молекул уменьшается, следовательно, при увеличении давления равновесие смещается в направлении прямой реакции.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
2	2	3	1

ПРИМЕР

6

Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.



СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

- А) нагревание
- Б) увеличение общего давления
- В) добавление паров воды
- Г) введение катализатора

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в направлении прямой реакции
- 2) смещается в направлении обратной реакции
- 3) практически не смещается

● **РЕШЕНИЕ.** Применим принцип Ле Шателье:

А) при нагревании равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, в нашем случае это — прямая реакция;

Б) при увеличении общего давления равновесие смещается в направлении уменьшения числа молекул в газовой фазе, в нашем случае это — обратная реакция;

В) при добавлении паров воды равновесие смещается в направлении той реакции, в которой вода расходуется, в нашем случае это — прямая реакция;

Г) катализатор не влияет на положение равновесия.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
1	2	1	3



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Приведите по одному примеру обратимых реакций с участием: а) водорода; б) кислорода; в) воды; г) галогена; д) углеводорода; е) спирта; ж) иона водорода.

② Приведите по одному примеру обратимых реакций: а) разложения; б) соединения; в) замещения. Какие условия способствуют протеканию прямой реакции в каждом случае?

③ Определите, как влияет увеличение объёма на положение равновесия: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$.

④ Определите, как влияет увеличение температуры на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях:



- а) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + Q$;
- б) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$;
- в) $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- - Q$.

5) Определите, как влияет охлаждение на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях:

- а) $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2 + Q$;
- б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$;
- в) $\text{H}_2\text{O(ж)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(г)} - Q$.

6) Определите, как влияет увеличение давления на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях:

- а) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$;
- б) $2\text{CH}_4(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$;
- в) $3\text{Fe(тв)} + 4\text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{H}_2(\text{г})$;
- г) $\text{H}_2\text{O(ж)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(г)}$.

7) Определите, как влияет уменьшение давления на состояние равновесия и выход продуктов в следующих реакциях:

- а) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$;
- б) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Se(тв)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se(г)}$;
- в) $4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons 4\text{HNO}_3(\text{г})$.

8) Определите, какие факторы способствуют увеличению выхода следующих промышленно важных реакций:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH(г)} + Q$;
- 2) $2\text{CH}_4(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$;
- 3) $\text{C(тв)} + \text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{CO(г)} + \text{H}_2(\text{г}) - Q$;
- 4) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$.

9) Какая реакция с участием воды является обратимой?

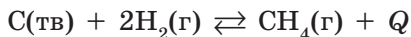
- 1) $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$
- 2) $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2$
- 3) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$
- 4) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$



⑩ В каком случае равновесие сместится в сторону образования продуктов при уменьшении общего давления?

- 1) $\text{FeO(тв)} + \text{CO(г)} \rightleftharpoons \text{Fe(тв)} + \text{CO}_2(\text{г})$
- 2) $\text{CO(г)} + \text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
- 3) $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$
- 4) $\text{CO(г)} + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{O(г)}$

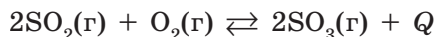
⑪ Химическое равновесие



сместится в сторону образования продукта при

- 1) добавлении катализатора
- 2) уменьшении давления
- 3) добавлении метана
- 4) охлаждении

⑫ Химическое равновесие



сместится в сторону образования продукта при

- 1) нагревании
- 2) добавлении оксида серы(IV)
- 3) уменьшении общего давления
- 4) введении катализатора в реакционную систему

⑬ При увеличении общего давления равновесие сместится в сторону продуктов в реакции

- 1) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HBr(г)}$
- 2) $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
- 4) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$

⑭ При уменьшении общего давления равновесие сместится в сторону продуктов в реакции

- 1) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI(г)}$
- 2) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
- 3) $\text{FeS(тв)} + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe(тв)} + \text{H}_2\text{S(г)}$
- 4) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$



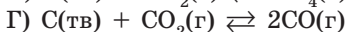
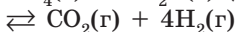
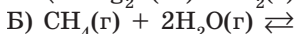
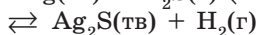
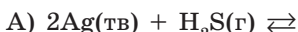
15) Равновесие в реакции $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г}) + Q$ сместится в сторону продукта при

- 1) увеличении общего давления
- 2) нагревании
- 3) добавлении этанола
- 4) добавлении катализатора

16) Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при уменьшении давления.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ



1) смещается в направлении прямой реакции

2) смещается в направлении обратной реакции

3) практически не смещается

17) Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г}) + Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.

СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

A) нагревание

B) увеличение общего давления

B) добавление паров воды

Г) введение катализатора

1) смещается в направлении прямой реакции

2) смещается в направлении обратной реакции

3) практически не смещается

18) Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{H}_2(\text{г}) + Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.

СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

A) охлаждение

B) уменьшение общего давления

B) добавление паров воды

Г) добавление железа

1) смещается в направлении прямой реакции

2) смещается в направлении обратной реакции

3) практически не смещается



- 19) Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $2\text{BaO}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{BaO}_2(\text{тв}) + Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.

СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

- А) нагревание
Б) уменьшение общего давления
В) добавление кислорода
Г) добавление оксида бария

- 1) смещается в направлении прямой реакции
2) смещается в направлении обратной реакции
3) практически не смещается

- 20) Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при добавлении в систему водорода.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

- А) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6(\text{г}) + \text{CH}_4(\text{г})$
Б) $\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{H}_2(\text{г})$
В) $\text{H}_2\text{S}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{S}(\text{тв}) + \text{H}_2(\text{г})$
Г) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$

- 1) смещается в направлении прямой реакции
2) смещается в направлении обратной реакции
3) практически не смещается

- 21) Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при понижении общего давления.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

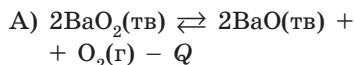
- А) $\text{Ni}(\text{CO})_4(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{г})$
Б) $2\text{Ag}_2\text{O}(\text{тв}) \rightleftharpoons 4\text{Ag}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г})$
В) $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв})$
Г) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$

- 1) смещается в направлении прямой реакции
2) смещается в направлении обратной реакции
3) практически не смещается

- 22) Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при нагревании.



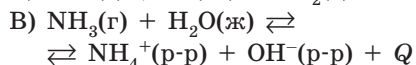
УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

 НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕ-
НИЯ РАВНОВЕСИЯ


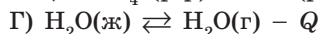
1) смещается в направлении прямой реакции



2) смещается в направлении обратной реакции



3) практически не смещается



- 23) Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.

СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

 НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
РАВНОВЕСИЯ

А) нагревание

1) смещается в направлении прямой реакции

Б) увеличение общего давления

2) смещается в направлении обратной реакции

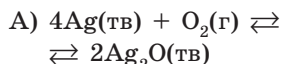
В) добавление паров воды

3) практически не смещается

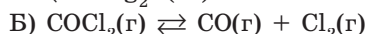
Г) введение катализатора

- 24) Установите соответствие между уравнением химической реакции и направлением смещения химического равновесия при увеличении общего давления.

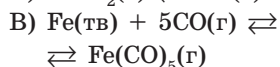
УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

 НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
РАВНОВЕСИЯ


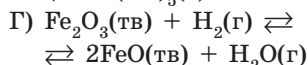
1) смещается в сторону продуктов



2) смещается в сторону реагентов



3) практически не смещается



- 25) Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $2\text{Ag}_2\text{O}(\text{тв}) \rightleftharpoons 4\text{Ag}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) - Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.



СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

- А) нагревание
- Б) добавление кислорода
- В) добавление катализатора
- Г) уменьшение давления

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в направлении прямой реакции
- 2) смещается в направлении обратной реакции
- 3) практически не смещается

26 Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему, в которой протекает реакция $\text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{тв}) + Q$, и направлением смещения равновесия при этом воздействии.

СПОСОБ ВОЗДЕЙСТВИЯ

- А) нагревание
- Б) добавление углекислого газа
- В) увеличение давления
- Г) увеличение объёма сосуда

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в направлении прямой реакции
- 2) смещается в направлении обратной реакции
- 3) практически не смещается

§ 4.3. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

В течение химической реакции количества веществ изменяются со временем: реагенты расходуются, а продукты образуются.



Скорость накопления продуктов в единице объёма называют скоростью химической реакции.

Если за время $\Delta t = t_2 - t_1$ в объёме V образовалось $\Delta v = v_2 - v_1$ молей продукта, то среднюю скорость реакции r (от англ. *rate*) за этот промежуток времени определяют как отношение

$$r = \frac{1}{V} \frac{\Delta v}{\Delta t} = \frac{1}{V} \frac{v_2 - v_1}{t_2 - t_1}.$$

Если реакция протекает при постоянном объёме, то скорость реакции можно выразить через изменение молярной концентрации ($c = v / V$) продукта:


$$r = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1},$$



где c_1 и c_2 — молярные концентрации вещества в моменты времени t_1 и t_2 . Если в реакции образуются несколько продуктов, то скорость реакции можно определять по концентрации любого из них.

Рассмотрим ключевые факторы, от которых может зависеть скорость химических реакций.

1) Концентрация реагирующих веществ. Почти все химические реакции в растворе или в газовой фазе происходят при столкновении молекул. Чем больше столкновений, тем больше скорость реакции. Число столкновений зависит от числа молекул в единице объёма, т.е. от концентрации, поэтому скорость реакции зависит от *концентраций реагирующих веществ*: чем больше концентрация реагента, тем больше скорость реакции.




ВАЖНО ЗНАТЬ!

Скорость реакции зависит от концентрации реагентов, но не зависит от концентрации продуктов.

Если реакция происходит в газовой фазе, то концентрация прямо пропорциональна давлению газа, поэтому скорость газофазных реакций зависит от давления реагентов и тем самым от общего давления: она увеличивается с ростом общего давления.

2) Если бы при каждом столкновении молекулы вступали в реакцию, то все химические реакции заканчивались бы мгновенно, и многие из них — со взрывом. На самом деле одни молекулы при столкновении превращаются в продукты реакции, а другие — нет. Это зависит от энергии, которая нужна для разрыва или ослабления «старых» химических связей. Если сталкиваются «активные» молекулы, которые обладают некоторым запасом энергии, то они могут прореагировать друг с другом; если же энергия молекул мала, то столкновение не приводит к реакции: молекулы сталкиваются и разлетаются, химического превращения нет. Таким образом, чем больше энергия молекул, тем больше скорость реакции. А энергия молекул зависит от температуры. Поэтому второй важнейший фактор, определяющий скорость реакции, — *температура*.



ВАЖНО ЗНАТЬ!

Скорость огромного большинства реакций увеличивается с ростом температуры.

3) Для гетерогенных реакций, которые протекают на поверхности реагирующих фаз, огромное значение имеет площадь этой поверхности. Чем больше площадь поверхности раздела фаз, тем выше скорость гетерогенной реакции. Измельчение твёрдых реагентов приводит к увеличению скорости реакции.

4) Во многих случаях скорость реакции можно заметно увеличить с помощью специальных веществ — *катализаторов*. Они увеличивают скорость реакции, но сами в результате не расходуются. Действие катализаторов объясняют тем, что они направляют реакцию по другому, энергетически более выгодному пути.

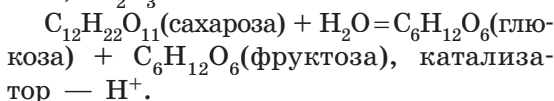
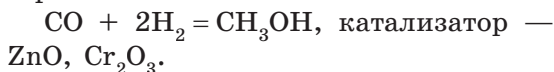
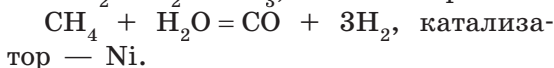
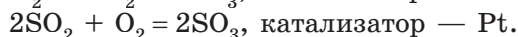
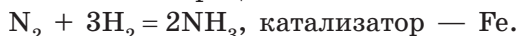


Катализатор участвует в реакции, увеличивает её скорость, но в результате реакции не расходуются.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Скорость химических реакций зависит от: а) концентраций (для газов — давления) реагирующих веществ; б) температуры; в) площади поверхности для реакций с участием твёрдых веществ; г) присутствия катализаторов. Очевидно, что скорость реакции также зависит от природы реагирующих веществ.

Для ответов на вопросы ЕГЭ полезно знать катализаторы некоторых практически важных процессов:



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

С наибольшей скоростью при комнатной температуре взаимодействуют

- 1) цинк (гранулы) и кислород
- 2) цинк (гранулы) и соляная кислота
- 3) цинк (порошок) и кислород
- 4) цинк (порошок) и соляная кислота

● **РЕШЕНИЕ.** Прежде всего, порошок реагирует быстрее, чем гранулы, так как площадь поверхности у него значительно больше. Сравним реакцию порошка цинка с кислородом и с соляной кислотой. В реак-



ции с кислородом $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$ образуется твёрдое вещество ZnO , которое остаётся на поверхности и препятствует доступу газообразного кислорода к поверхности металла. Напротив, при реакции с соляной кислотой $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ образуется растворимый в воде ZnCl_2 , который переходит с поверхности металла в раствор и не препятствует дальнейшей реакции металла с кислотой. Таким образом, с кислотой в растворе цинк реагирует быстрее, чем с газообразным кислородом.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР**2**

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 зависит от концентрации 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.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР**3**

Скорость реакции растворения цинка в соляной кислоте уменьшается при

- 1) измельчении цинка
- 2) разбавлении кислоты
- 3) нагревании
- 4) добавлении меди

● **РЕШЕНИЕ.** 1) При измельчении цинка площадь его поверхности увеличивается, реакция идёт быстрее.
2) При разбавлении соляной кислоты уменьшается её концентрация и, следовательно, концентрация ионов H^+ . Скорость реакции падает.
3) При нагревании скорость увеличивается.
4) При добавлении меди скорость растворения цинка увеличивается за счёт образования гальванической пары.

ОТВЕТ: 2.

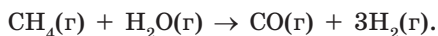


ПРИМЕР 4

Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость реакции между метаном и парами воды.

- 1) добавление водорода
- 2) увеличение общего давления
- 3) увеличение температуры
- 4) добавление инертного газа
- 5) увеличение объёма реакционного сосуда

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



- 1) Добавление водорода — продукта реакции — не влияет на скорость прямой реакции.
- 2) При увеличении общего давления скорость реакции в газовой фазе увеличивается.
- 3) При увеличении температуры скорость реакции увеличивается.
- 4) При добавлении инертного газа концентрация реагентов уменьшается, скорость падает.
- 5) При увеличении объёма сосуда уменьшается общее давление и скорость реакции падает.

ОТВЕТ: 23.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① При прочих равных условиях аммиак быстрее всего сгорает
 - 1) в чистом кислороде
 - 2) на воздухе
 - 3) в атмосфере инертного газа
 - 4) в смеси гелия и кислорода в соотношении 4:1
- ② Углекислый газ с наибольшей скоростью выделяется в реакции между растворами
 - 1) карбоната натрия (1 моль/л) и серной кислоты (1 моль/л)
 - 2) карбоната натрия (1 моль/л) и серной кислоты (2 моль/л)
 - 3) карбоната калия (1 моль/л) и уксусной кислоты (1 моль/л)
 - 4) карбоната калия (1 моль/л) и уксусной кислоты (2 моль/л)
- ③ Реакция нейтрализации с наибольшей скоростью протекает между одномолярными растворами



- 1) гидроксида бария и азотной кислоты
- 2) гидроксида бария и уксусной кислоты
- 3) гидроксида лития и азотной кислоты
- 4) гидроксида лития и уксусной кислоты

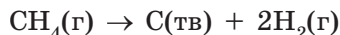
4) 10%-я соляная кислота быстрее всего реагирует с

- 1) железом
- 2) цинком
- 3) алюминием
- 4) раствором гидроксида натрия

5) Скорость реакции растворения карбоната кальция в соляной кислоте увеличивается при

- 1) разбавлении кислоты
- 2) охлаждении
- 3) измельчении карбоната кальция
- 4) увеличении давления

6) Скорость реакции разложения метана



увеличивается при

- 1) добавлении водорода
- 2) измельчении углерода
- 3) повышении давления
- 4) уменьшении температуры

7) Скорость реакции азота с водородом увеличится при

- 1) пропускании смеси над нагретым железом
- 2) добавлении аммиака
- 3) охлаждении смеси
- 4) увеличении объёма реакционного сосуда

8) Скорость реакции азота с водородом не зависит от

- 1) температуры
- 2) давления
- 3) катализатора
- 4) количества продукта реакции



- 9 Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость реакции между этиленом и парами воды.
- 1) добавление этанола
 - 2) увеличение концентрации воды
 - 3) понижение температуры
 - 4) добавление катализатора
 - 5) уменьшение общего давления
- 10 Какие факторы **не влияют** на скорость растворения твёрдого карбоната кальция в соляной кислоте? Выберите два из предложенного перечня.
- 1) степень измельчения карбоната кальция
 - 2) концентрация кислоты
 - 3) температура
 - 4) форма реакционного сосуда
 - 5) давление над раствором
- 11 Каким образом можно увеличить скорость растворения алюминия в щёлочи? Выберите два способа из предложенного перечня.
- 1) разбавить щёлочь
 - 2) измельчить алюминий
 - 3) увеличить давление над раствором
 - 4) увеличить pH раствора
 - 5) охладить раствор
- 12 Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость реакции между угарным газом и кислородом.
- 1) добавление углекислого газа
 - 2) добавление кислорода
 - 3) понижение температуры
 - 4) растворение продукта реакции в воде
 - 5) увеличение общего давления
- 13 Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость реакции гидролиза сахарозы.
- 1) нагревание
 - 2) разбавление раствора



- 3) добавление кислоты
- 4) добавление глюкозы
- 5) увеличение давления над раствором

14) Из предложенного перечня выберите два способа уменьшить скорость реакции горения фосфора в кислороде.

- 1) измельчение фосфора
- 2) разбавление кислорода азотом
- 3) использование катализатора
- 4) увеличение давления
- 5) понижение температуры

15) Из предложенного перечня выберите два способа уменьшить скорость реакции разложения пероксида водорода в водном растворе.

- 1) разбавление раствора
- 2) охлаждение раствора
- 3) уменьшение давления над раствором
- 4) добавление катализатора
- 5) добавление пероксида водорода

16) Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость димеризации оксида азота(IV).

- 1) увеличение давления в системе
- 2) охлаждение
- 3) связывание оксида азота(IV) щёлочью
- 4) увеличение концентрации оксида азота(IV)
- 5) добавление кислорода

17) Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость синтеза аммиака из простых веществ.

- 1) использование катализатора
- 2) увеличение общего давления
- 3) добавление аммиака
- 4) увеличение объёма реактора
- 5) понижение температуры



18) Какие факторы влияют на скорость обжига сульфида цинка в кислороде? Выберите два из предложенного перечня.

- 1) температура
- 2) степень измельчения сульфида цинка
- 3) форма реакционного сосуда
- 4) давление сернистого газа
- 5) добавление инертного газа при постоянном объёме

19) Какие факторы влияют на скорость растворения кальция в воде? Выберите два из предложенного перечня.

- 1) давление над водой
- 2) температура воды
- 3) степень измельчения кальция
- 4) форма реакционного сосуда
- 5) жёсткость воды

20) Из предложенного перечня выберите два способа уменьшить скорость окисления сульфата железа(II) в водном растворе кислородом воздуха.

- 1) разбавление раствора
- 2) нагревание раствора
- 3) перемешивание раствора
- 4) охлаждение раствора
- 5) использование пластиковой посуды

21) Из предложенного перечня выберите два способа увеличить скорость ароматизации (дегидроциклизации) гексана.

- 1) добавление бензола
- 2) использование катализатора
- 3) уменьшение общего давления
- 4) нагревание
- 5) увеличение объёма реактора



ГЛАВА 5 РАСТВОРЫ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

§ 5.1. РАСТВОРЫ. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

При смешивании двух или более веществ может получиться однородная или неоднородная смесь. В первом случае образуется раствор, во втором — гетерогенная система.

Есть два отличительных признака раствора: 1) это однородная (гомогенная) система; 2) он содержит не менее двух веществ.



Как правило, вещество, которого в растворе больше, принято считать растворителем, остальные компоненты называют растворёнными веществами. В зависимости от агрегатного состояния растворителя растворы бывают жидкие, твёрдые и газообразные. В повседневной жизни и в научных лабораториях чаще имеют дело с жидкими растворами.

Самый распространённый неорганический растворитель — вода H_2O . Из органических веществ в качестве растворителей используют метанол CH_3OH , этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, диэтиловый эфир $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$, ацетон CH_3COCH_3 , бензол C_6H_6 , четырёххлористый углерод CCl_4 и др.

Способность веществ образовывать растворы изменяется в очень широких пределах и зависит от их агрегатного состояния и строения.

1. Газы неограниченно смешиваются друг с другом. Растворимость газов в жидкостях и твёрдых веществах бывает разная: например, водород плохо растворим в воде (0,02 объёма на один объём воды при нормальных условиях), но очень хорошо растворим в твёрдом палладии (850 объёмов на один объём металла); напротив, аммиак очень хорошо растворим в воде (1200 объёмов на один объём воды

Важно знать!

Из газообразных веществ в воде лучше всего растворяются аммиак и все галогеноводороды; хуже всего — вещества, состоящие из неполярных или малополярных молекул: водород, азот, кислород, газообразные углеводороды.

при нормальных условиях, 700 объёмов при 20 °С), но плохо растворим в тяжёлых металлах.

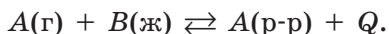
2. Жидкости также могут неограниченно смешиваться друг с другом. Примеры: вода и уксусная кислота, бензол и толуол, ацетон и вода. Жидкости разной природы, например бензол и вода, обычно плохо растворимы друг в друге.

3. Твёрдые вещества всегда ограниченно растворимы в жидкостях, хотя бывают очень хорошо растворимые вещества. Так, растворимость неорганических солей в воде меняется от 10^{-15} г (сульфиды тяжёлых металлов) до сотен граммов (AgNO_3) на 100 г воды.

Для приближённой оценки растворимости веществ используют правило: «подобное растворяется в подобном». Вода — полярный растворитель, поэтому в ней хорошо растворимы газы, жид-

кости и твёрдые вещества с полярным или ионным типом связи. Напротив, неполярные газы, жидкости и твёрдые вещества хорошо растворимы в неполярных органических растворителях вроде бензола.

Растворимость вещества в конкретном растворителе зависит от температуры и давления. Это можно объяснить с помощью принципа Ле Шателье, если растворение газа *A* в жидкости *B* описать уравнением:



Теплота при растворении газов выделяется, поэтому при нагревании равновесие смещается влево и растворимость газа уменьшается. Реакция растворения идёт с уменьшением объёма, поэтому при увеличении давления равновесие смещается вправо и растворимость газа увеличивается.

Растворимость большинства твёрдых и жидких веществ в жидких растворителях увеличивается с повышением температуры и почти не зависит от давления. Хорошо известное исключение — хлорид натрия, растворимость которого слабо зависит от температуры.

Раствор, находящийся в равновесии с растворяемым веществом, называют *насыщенным*. Насыщенный раствор содержит максимально возможное при данных условиях количество растворённого вещества, поэтому в нём это вещество больше раствориться не мо-



Растворимость газов в жидкостях всегда увеличивается с ростом давления и почти всегда уменьшается с ростом температуры.



жет. Раствор, в котором можно растворить добавочное количество вещества, называют *ненасыщенным*. Существуют также пересыщенные растворы, которые представляют собой очень неустойчивые системы, способные самопроизвольно выделять избыток растворённого вещества и превращаться в насыщенный раствор.

Раствор с большим содержанием растворённого вещества называют *концентрированным*, с малым содержанием — *разбавленным*. Например, растворы азотной и серной кислот называют концентрированными, если их содержание превышает 50% по массе, раствор хлороводорода называют концентрированной соляной кислотой, если его содержание превышает 30% по массе. Концентрированный раствор может быть как насыщенным, так и ненасыщенным.

Количественный состав раствора выражают с помощью понятия «концентрация» или «доля», под которым понимают содержание растворённого вещества в единице массы, объёма или количества вещества раствора. Чаще всего для выражения состава раствора используют массовую долю, молярную концентрацию (молярность) и мольную долю. Последнюю величину в вариантах ЕГЭ пока не используют, поэтому мы не будем её обсуждать.

Массовая доля (она же — процентная концентрация) ω — это отношение массы растворённого вещества X к общей массе раствора:

$$\omega(X) = m(X) / m(\text{р-ра}).$$

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах (например, 10%-й раствор — это раствор с массовой долей $\omega = 0,1$).

Молярная концентрация (молярность) C показывает число молей растворённого вещества X , содержащееся в одном литре раствора:

$$C(X) = \nu(X) / V(\text{р-ра}),$$

где V — объём раствора (в литрах).

Молярная концентрация выражается в моль/л. Эту размерность иногда обозначают M , например: 2 M NaOH обозначает раствор с концентрацией гидроксида натрия 2 моль/л.

Молярная концентрация растворённого вещества C и его массовая доля ω связаны соотношениями:

$$\begin{aligned} C(X) &= 1000 \cdot \omega(X) \cdot \rho(\text{р-ра}) / M(X), \\ \omega(X) &= C(X) \cdot M(X) / (1000\rho) \end{aligned}$$



где ω выражено в долях единицы; $M(X)$ — молярная масса растворённого вещества, г/моль; ρ — плотность раствора, г/мл.

Для характеристики насыщенных растворов используют растворимость (или, по-другому, коэффициент растворимости) s , которая показывает максимально возможную массу вещества, способного раствориться в 100 г растворителя при данной температуре:

$$s = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ля}) \cdot 100.$$

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

При решении задач на растворы часто используют тот факт, что обе величины, выражающие состав раствора — массовая доля и молярная концентрация, — не зависят от общей массы раствора, т.е. они являются относительными, а не абсолютными величинами. Концентрация и доля определяются только отношением числа молекул растворителя к числу молекул растворённого вещества, но не их абсолютным количеством. Так, если взять 10%-й раствор и поделить его на части, то в этих частях массовая доля вещества также будет равна 10%.

Массовая доля вещества в насыщенном растворе связана с растворимостью соотношением:

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

При образовании раствора из чистых веществ сохраняется общая масса, но происходит изменение объёма, которое особенно велико для газообразных веществ. Например, если в 1 л воды растворить при нормальных условиях 300 л хлороводорода, то получится раствор объёмом 1,28 л, т.е. общий объём уменьшится в $(300 + 1) / 1,28 = 235$ раз. При образовании раствора из жидких веществ изменение объёма не так заметно (но оно есть): при смешивании 500 мл воды и 500 мл этилового спирта образуется раствор общим объёмом 985 мл, при этом уменьшение объёма составляет всего 1,5%.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1

Сколько граммов хлорида натрия надо растворить в 200 г воды, чтобы получить 5%-й раствор?

● **РЕШЕНИЕ.** Способ 1. Пусть $m(\text{NaCl}) = x$ г, тогда $m(\text{р-ра}) = 200 + x$ г. Массовая доля хлорида натрия:
 $\omega(\text{NaCl}) = x / (200 + x) = 0,05$, откуда $x = 10,5$ г.



- **Способ 2.** В полученном растворе содержится 95% воды (масса 200 г) и 5% NaCl, массу которого можно найти по пропорции:

200 г составляют 95%,

x г составляют 5%.

$$x = 5 \cdot 200 / 95 = 10,5 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 10,5 г.

ПРИМЕР 2

Растворимость хлорида натрия при комнатной температуре составляет 32,0 г на 100 г воды. Сколько граммов хлорида натрия содержится в 400 г насыщенного при этой температуре раствора? Ответ запишите в виде целого числа.

- **РЕШЕНИЕ. Способ 1.** Составить пропорцию:

32 г NaCl содержится в 132 г раствора (100 г воды и 32 г соли),

x г NaCl содержится в 400 г раствора,

$$x = 32 \cdot 400 / 132 = 97 \text{ г.}$$

Способ 2. Использовать формулу для массовой доли вещества в насыщенном растворе:

$$\omega(\text{NaCl}) = 32 / 132 = 0,242,$$

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,242 \cdot 400 = 97 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 97 г.

ПРИМЕР 3

Сколько граммов 6%-го раствора хлорида натрия можно получить разбавлением 200 г 15%-го раствора?

- **РЕШЕНИЕ.** Найдём массу хлорида натрия в исходном растворе:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,15 \cdot 200 = 30 \text{ г.}$$

Новый раствор получают добавлением воды к старому, поэтому масса соли в растворе не изменится. Масса нового раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{NaCl}) / \omega = 30 / 0,06 = 500 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 500 г.

ПРИМЕР 4

Сколько граммов 10%-го раствора гидроксида натрия надо добавить к 300 г 40%-го раствора этого же вещества, чтобы получить 20%-й раствор?



● **РЕШЕНИЕ.** Пусть надо добавить x г 10%-го раствора, тогда масса вещества в этом растворе: $m_2(\text{NaOH}) = \omega \cdot m(\text{р-ра}) = 0,1x$.

Выразим через x массу конечного раствора и массу вещества в нём:

$$m(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m_2(\text{р-ра}) = 300 + x \text{ (г)},$$

$$m(\text{NaOH}) = m_1(\text{NaOH}) + m_2(\text{NaOH}) = 0,4 \cdot 300 + 0,1 \cdot x = 120 + 0,1 \cdot x \text{ (г)}.$$

Выразим массовую долю щёлочи в конечном растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,2 = m(\text{NaOH}) / m(\text{р-ра}) = (120 + 0,1x) / (300 + x).$$

$$x = 600.$$

ОТВЕТ: 600 г.

ПРИМЕР

5

Из 110 г 10%-го раствора хлорида алюминия выпарили 10 г воды и добавили 5 г той же соли. Найдите массовую долю соли в полученном растворе (в %). Запишите ответ с точностью до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Исходный раствор:

$$m(\text{р-ра}) = 110 \text{ г}, m(\text{AlCl}_3) = 110 \cdot 0,1 = 11 \text{ г}.$$

Конечный раствор:

$$m(\text{р-ра}) = 110 - 10 + 5 = 105 \text{ г}, m(\text{AlCl}_3) = 11 + 5 = 16 \text{ г}.$$

$$\text{Массовая доля соли: } \omega(\text{AlCl}_3) = m(\text{AlCl}_3) / m(\text{р-ра}) \cdot 100\% = 16 / 105 \cdot 100\% = 15,2\%.$$

ОТВЕТ: 15,2%.

ПРИМЕР

6

Из 200 г водного раствора вещества X при охлаждении кристаллизовалось 10 г вещества X, а в оставшемся растворе массовая доля вещества X составила 20%. Рассчитайте массовую долю вещества X в исходном растворе (в %). Ответ запишите в виде целого числа.

● **РЕШЕНИЕ.**

$$\text{Масса конечного раствора: } m(\text{р-ра}) = 200 - 10 = 190 \text{ г}.$$

$$\text{Масса вещества в нём: } m(X) = \omega \cdot m(\text{р-ра}) = 0,2 \cdot 19 = 38 \text{ г}.$$

$$\text{Масса вещества в исходном растворе: } m(X) = 38 + 10 = 48 \text{ г}.$$

$$\text{Массовая доля соли: } \omega(X) = m(X) / m(\text{р-ра}) \cdot 100\% = 48 / 200 \cdot 100\% = 24\%.$$

ОТВЕТ: 24%.



ПРИМЕР

7

При смешивании 50%-го и 10%-го растворов одного и того же вещества получили 15%-й раствор. Во сколько раз взяли больше по массе 10%-го раствора, чем 50%-го? Ответ запишите в виде целого числа.

● **РЕШЕНИЕ.** Есть разные способы решения подобных задач, мы выберем самый формальный. Обозначим $m(50\text{-го раствора}) = x$ г, $m(100\text{-го раствора}) = y$ г, тогда масса конечного раствора равна $m(\text{р-ра}) = x + y$ (г).

Масса вещества в конечном растворе: $m(\text{в-ва}) = m_1(\text{в-ва}) + m_2(\text{в-ва}) = 0,5 \cdot x + 0,1 \cdot y$ (г). Запишем выражение для массовой доли вещества в конечном растворе:

$$\omega(\text{в-ва}) = 0,15 = (0,5x + 0,1y) / (x + y).$$

Упрощая данное уравнение, находим: $y = 7x$.

$$m(10\text{-го раствора}) / m(50\text{-го раствора}) = y / x = 7.$$

ОТВЕТ: 7.

ПРИМЕР

8

При охлаждении 400 г горячего 50%-го раствора нитрата калия выпал осадок, не содержащий кристаллизационной воды. Чему равна масса осадка (в г), если раствор над осадком содержит 34% нитрата калия по массе? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

● **РЕШЕНИЕ.** Пусть выпало x г осадка. Выразим массу раствора над осадком и массу соли в нём через x и подставим в выражение для массовой доли соли.

$$m(\text{р-ра}) = 400 - x \text{ (г)},$$

$$m(\text{KNO}_3) = 400 \cdot 0,5 - x = 200 - x \text{ (г)},$$

$$\omega(\text{KNO}_3) = (200 - x) / (400 - x) = 0,34.$$

$$x = 97.$$

ОТВЕТ: 97 г.

ПРИМЕР

9

Имеется 100 г раствора AgNO_3 , насыщенного при 20 °С. Сколько граммов AgNO_3 можно дополнительно растворить в этом растворе при нагревании до 80 °С? Растворимость AgNO_3 в воде составляет 228 г при 20 °С и 635 г при 80 °С.



- **РЕШЕНИЕ.** Найдём состав исходного раствора (при 20 °С).

228 г AgNO_3 содержится в $(228 + 100) = 328$ г раствора,

x г AgNO_3 содержится в 100 г раствора,

$$x = 228 \cdot 100 / 328 = 69,5 \text{ г.}$$

При нагревании растворимость вещества увеличивается и в растворе можно растворить дополнительное количество AgNO_3 . Примем дополнительную массу AgNO_3 за y г, тогда масса нового раствора будет равна $(100 + y)$ г, а масса AgNO_3 в этом растворе — $(69,5 + y)$ г. Этот раствор — насыщенный (при 80 °С):

635 г AgNO_3 содержится в $(635 + 100) = 735$ г раствора,

$(69,5 + y)$ г AgNO_3 содержится в $(100 + y)$ г раствора,

$$(69,5 + y) \cdot 735 = (100 + y) \cdot 635, \text{ откуда } y = 124 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 124 г.

ПРИМЕР 10

Найдите молярную концентрацию 30%-й серной кислоты (плотность раствора 1,22 г/мл).

- **РЕШЕНИЕ.**

- **Способ 1.** Можно воспользоваться формулой, связывающей молярную концентрацию с массовой долей:

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1000 \cdot 0,3 \cdot 1,22 / 98 = 3,73 \text{ моль/л.}$$

- **Способ 2.** Используем то, что молярная концентрация не зависит от общей массы раствора. Это означает, что для расчётов мы можем выбрать любое удобное количество раствора, например 1 л. Тогда масса раствора: $m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,22 = 1220$ г. Количество вещества серной кислоты в этом растворе: $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega / M = 1220 \cdot 0,3 / 98 = 3,73$ моль. Молярная концентрация серной кислоты: $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) / V(\text{р-ра}) = 3,73 / 1 = 3,73$ моль/л.

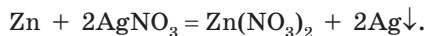
ОТВЕТ: 3,73 моль/л H_2SO_4 .

ПРИМЕР 11

Цинковую пластинку опустили в раствор нитрата серебра общей массой 200 г. После длительного выдерживания в растворе пластинку вынули, высушили и взвесили. Оказалось, что её масса изменилась по сравнению с первоначальной на 7,55 г. Рассчитайте массовую долю соли в растворе, из которого вынули пластинку.



● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



Масса пластинки меняется из-за того, что цинк растворяется, а образующееся серебро осаждается на пластинке. Изменение массы пластинки — это разность масс серебра и цинка:

$$7,55 = m(\text{Ag}) - m(\text{Zn}).$$

Эти массы связаны между собой, так как вещества участвуют в одной и той же реакции. Пусть $\nu(\text{AgNO}_3) = x$ моль, тогда $\nu(\text{Ag}) = x$ моль, $\nu(\text{Zn}) = x / 2$ моль.

$$7,55 = 108 \cdot x - 65 \cdot (x / 2),$$

$$x = 0,1.$$

В полученном растворе содержится только нитрат цинка количеством вещества $\nu(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = x / 2 = 0,05$ моль и массой $m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = \nu \cdot M = 0,05 \cdot 189 = 9,45$ г.

После реакции масса пластинки увеличилась на 7,55 г, так как серебро тяжелее цинка, следовательно, масса раствора уменьшилась по сравнению с первоначальной на такую же величину:

$$m(\text{р-ра}) = 200 - 7,55 = 192,45 \text{ г.}$$

Массовая доля нитрата цинка:

$$\omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) / m(\text{р-ра}) = 9,45 / 192,45 = 0,049, \text{ или } 4,9\%.$$

ОТВЕТ: 4,9%.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



① Растворимость нитрата калия при комнатной температуре составляет 36,0 г на 100 г воды. Сколько граммов нитрата калия содержится в 200 г насыщенного при этой температуре раствора? Ответ запишите в виде целого числа.

② Сколько граммов воды надо испарить из 200 г 10%-го раствора хлорида натрия, чтобы получить 25%-й раствор?

③ Сколько граммов воды надо добавить к 200 г 40%-го раствора аммиака, чтобы получить 25%-й раствор?



- ④ Сколько граммов 20%-го раствора хлорида натрия можно получить добавлением соли к 200 г 10%-го раствора?
- ⑤ Сколько граммов 80%-го раствора серной кислоты надо добавить к 500 г 10%-го раствора этого же вещества, чтобы получить 30%-й раствор?
- ⑥ К 200 г водного раствора вещества добавили 20 г этого же вещества и получили 30%-й раствор. Чему была равна массовая доля вещества в исходном растворе (в %)? Ответ запишите в виде целого числа.
- ⑦ Сколько граммов чистого спирта надо добавить к 120 г 20%-го раствора, чтобы получить раствор с массовой долей 25%? Запишите ответ с точностью до целых.
- ⑧ Сколько граммов воды необходимо добавить к 120 г 40%-го раствора формальдегида, чтобы получить раствор с массовой долей формальдегида 25%? Запишите ответ с точностью до целых.
- ⑨ Сколько граммов 20%-го раствора кислоты надо добавить к 200 г 5%-го раствора этой же кислоты, чтобы получить 8%-й раствор? Ответ запишите в виде целого числа.
- ⑩ При смешивании 40%-го и 15%-го растворов одного и того же вещества получили 20%-й раствор. Во сколько раз взяли больше по массе 15%-го раствора, чем 40%-го? Ответ запишите в виде целого числа.
- ⑪ В 100 г 5%-го раствора хлорида натрия растворили ещё 25 г этого вещества. Чему равна массовая доля хлорида натрия (в %) в новом растворе? Ответ запишите в виде целого числа.
- ⑫ Сколько граммов 98%-й серной кислоты надо добавить к 300 г воды, чтобы получить 10%-й раствор кислоты? Ответ запишите в виде целого числа.



- 13) Сколько граммов 68%-й азотной кислоты надо добавить к 400 г воды, чтобы получить 10%-й раствор кислоты? Ответ округлите до целого числа.
- 14) При охлаждении 100 г горячего 55%-го раствора нитрата натрия выпал осадок, не содержащий кристаллизационной воды. Чему равна масса осадка (в г), если раствор над осадком содержал 47% нитрата натрия по массе? Ответ запишите в виде целого числа.
- 15) Сколько граммов 65%-го раствора азотной кислоты надо смешать с 270 г 10%-го раствора этого вещества, чтобы получить 20%-й раствор? Ответ запишите в виде целого числа.
- 16) Разбавлением 35%-й соляной кислоты получили 210 г 10%-й кислоты. Сколько граммов 35%-го раствора было взято? Ответ запишите в виде целого числа.
- 17) Разбавлением 25%-го раствора аммиака получили 300 г 10%-го раствора. Сколько граммов 25%-го раствора было взято? Ответ запишите в виде целого числа.
- 18) 200 г горячего 30%-го раствора соли охладили до комнатной температуры. Сколько граммов соли выпадет в осадок, если насыщенный при комнатной температуре раствор содержит 20% соли по массе? Ответ запишите с точностью до целых.
- 19) Насыщенный раствор содержит 30% соли по массе. Сколько граммов соли нужно растворить в 350 г 20%-го раствора для получения насыщенного раствора? Ответ запишите в виде целого числа.
- 20) Имеется 120 г 24%-го раствора вещества. Из него надо получить 16%-й раствор. Сколько граммов воды требуется добавить? Ответ запишите в виде целого числа.
- 21) Сколько граммов чистого вещества надо добавить к 100 г 20%-го раствора этого же вещества, чтобы получить 36%-й раствор? Ответ запишите в виде целого числа.



- 22) Вещество массой 30 г добавили к 10%-му раствору этого же вещества и получили 16%-й раствор. Сколько граммов 10%-го раствора было взято? Ответ запишите в виде целого числа.
- 23) Горячий раствор нитрата калия охладили, при этом выпало 20 г осадка (безводной соли) и образовалось 180 г 24%-го раствора. Чему была равна массовая доля нитрата калия (в процентах) в горячем растворе? Ответ округлите до десятых.
- 24) К 250 г 12%-го раствора гидроксида калия добавили твёрдый КОН и после перемешивания получили 20%-й раствор. Сколько граммов твёрдой щёлочи было добавлено? Ответ запишите в виде целого числа.
- 25) К 300 г 15%-го раствора хлорида калия добавили твёрдый KCl и после перемешивания получили 25%-й раствор. Сколько граммов твёрдой соли было добавлено? Ответ запишите в виде целого числа.
- 26) Сколько граммов нитрата серебра надо добавить к 130 г 2,0%-го раствора этой соли, чтобы получить 5,0%-й раствор? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 27) В одном объёме воды при нормальных условиях растворяется 1150 объёмов аммиака. Рассчитайте массовую долю аммиака в насыщенном растворе при этих условиях.
- 28) При растворении 300 л хлороводорода (н.у.) в 1 л воды образуется раствор объёмом 1,28 л. Рассчитайте массовую долю хлороводорода и молярную концентрацию полученной соляной кислоты.
- 29) Сколько граммов 10%-й серной кислоты можно получить из 100 мл концентрированной кислоты (массовая доля H_2SO_4 98,3%, плотность раствора 1,84 г/мл)?
- 30) Имеется 500 г раствора CuSO_4 , насыщенного при 20 °С. Сколько граммов безводного CuSO_4 можно дополнительно рас-



творить в этом растворе при нагревании до 80 °С? Растворимость CuSO_4 составляет 55,5 г при 80 °С и 20,5 г при 20 °С.

31) Насыщенный раствор нитрата калия содержит 62,8% соли при 80 °С. Рассчитайте массу нитрата калия, который выпадет в осадок при охлаждении 500 г такого раствора до 20 °С, если насыщенный раствор при этой температуре содержит 24% соли.

32) 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.

§ 5.2. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. 5.2. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Все растворимые в воде вещества принято условно делить на две группы: а) электролиты — вещества, которые в растворе или расплаве распадаются на ионы; б) неэлектролиты — вещества, которые не распадаются на ионы. К электролитам относится большинство неорганических кислот, оснований и солей. Неэлектролитами являются многие органические соединения, например спирты, кетоны, углеводы.

Распад электролитов на ионы при растворении в воде называют электролитической диссоциацией.



Электролиты могут распадаться на ионы полностью или частично. Количественно этот процесс характеризуется степенью диссоциации α , которую определяют как отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N') к общему числу растворённых молекул (N):

$$\alpha = N' / N.$$

Степень диссоциации можно также выразить через количество вещества, распавшегося на ионы (v'), и общее количество вещества (v):

$$\alpha = v' / v.$$

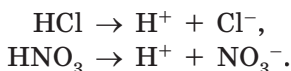


Степень диссоциации выражают в долях единицы или в процентах. Она может изменяться от 0 (диссоциации нет) до 1 (100%, полная диссоциация).

Степень диссоциации зависит от природы растворённого вещества, его концентрации в растворе и температуры. Электролиты со степенью диссоциации больше 0,3 (30%) обычно назы-

вают сильными, остальные — слабыми электролитами. Это деление условно, так как степень диссоциации не является постоянной величиной, а зависит от концентрации электролита.

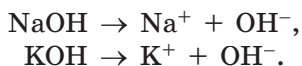
Сильные кислоты почти полностью диссоциируют с образованием положительно заряженного иона водорода H^+ и отрицательно заряженного иона кислотного остатка:



Серная кислота — двухосновная, она при диссоциации даёт удвоенное количество ионов водорода:



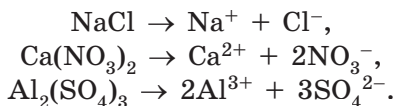
Сильные основания (щёлочи) полностью диссоциируют с образованием отрицательно заряженного гидроксид-иона OH^- и положительного иона металла:



Гидроксиды металлов II группы при диссоциации дают удвоенное количество гидроксид-ионов:



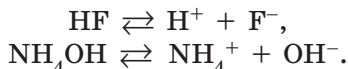
Растворимые в воде соли диссоциируют с образованием положительного иона металла и отрицательного иона кислотного остатка:



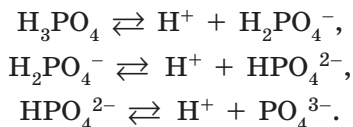
Сильные электролиты — это сильные кислоты (HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 (разб)), сильные основания ($LiOH$, $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$) и почти все растворимые соли.



Слабые электролиты обратимо диссоциируют на ионы:



Слабые многоосновные кислоты отщепляют ионы водорода последовательно, один за другим. Если полученный кислотный остаток содержит атомы водорода, то он может диссоциировать дальше:



На каждой последующей стадии степень диссоциации намного меньше, чем на предыдущей.

Каждый из кислотных остатков, полученных при диссоциации слабых кислот, может входить в состав солей. Если эти остатки содержат атомы водорода, то соответствующие соли называют кислыми, а если нет — средними. Так, например, при диссоциации фосфорной кислоты образуются три кислотных остатка. Это означает, что у фосфорной кислоты три типа солей: 1) средние соли — фосфаты, кислотный остаток PO_4^{3-} : K_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; 2) гидрофосфаты, кислотный остаток HPO_4^{2-} : K_2HPO_4 , CaHPO_4 ; 3) дигидрофосфаты, кислотный остаток H_2PO_4^- : KH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Если в растворе присутствует несколько электролитов, то между ними могут протекать реакции. Эти реакции идут до конца, только если в результате общее число ионов в растворе уменьшается. Связывание ионов происходит в трёх случаях: 1) образование осадка; 2) выделение газа; 3) образование слабого электролита.

ВАЖНО ЗНАТЬ!

К слабым электролитам относятся слабые кислоты (H_2S , H_2SO_3 , HNO_2 , HF , H_3PO_4 , CH_3COOH) и слабые основания (NH_4OH).

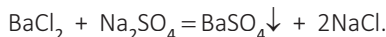
ВАЖНО ЗНАТЬ!

Связывание ионов происходит в трёх случаях: 1) образование осадка; 2) выделение газа; 3) образование слабого электролита.

ПРИМЕРЫ

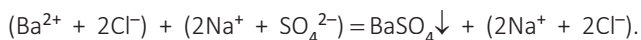


а) Образование осадков:

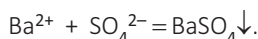


Полное ионное уравнение получается из молекулярного путём разложения всех сильных электролитов на ионы:





Сокращённое ионное уравнение получается из полного путём удаления одинаковых ионов из левой и правой частей уравнения:

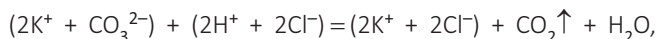


Сокращённое ионное уравнение показывает, между какими реальными частицами в растворе протекает ионная реакция.

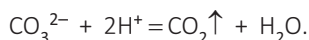
б) Образование газов:



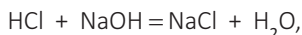
или



или



в) Образование слабых электролитов — воды или слабых кислот. Вода образуется при реакции кислоты и основания:



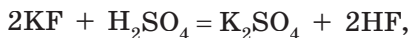
или



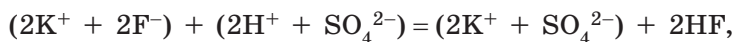
или



Слабые кислоты образуются при реакции между солями этих кислот и сильными кислотами. В этих случаях говорят, что «сильные кислоты вытесняют слабые из их солей»:



или

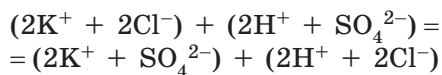


или



Признаком реакции в данном случае является слабый электролит — слабая кислота HF. Аналогичная реакция в водном растворе между KCl и H₂SO₄ не идёт, так как HCl — сильная кислота. Для реакции





сокращённое ионное уравнение имеет тривиальный вид: $0 = 0$. Это означает, что реакция просто не идёт, так как ионы друг с другом не связываются.

Встречаются реакции ионного обмена, в которых признак реакции есть и в левой части, и в правой, и надо решить, в какую сторону пойдёт реакция. Таковы, например, реакции взаимодействия малорастворимых веществ с сильными кислотами:

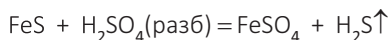


В таких случаях действует правило: сильные кислоты вытесняют слабые из их солей, даже малорастворимых.

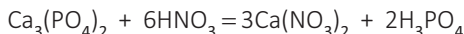
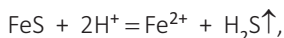
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Если в реакции ионного обмена нет хотя бы одного признака, она не идёт.

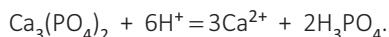
ПРИМЕРЫ



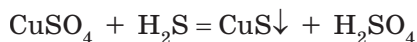
или



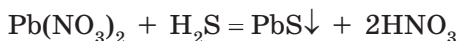
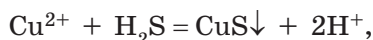
или



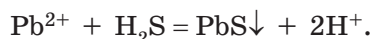
Из этого правила есть одно исключение: сульфиды тяжёлых металлов (PbS , HgS , Ag_2S , CuS) нерастворимы в сильных кислотах, поэтому они выпадают в осадок при действии сероводородной кислоты на соответствующие соли:



или



или



Получается, что слабая кислота H_2S вытесняет сильные из их солей. **Это исключение!**

В некоторых случаях возможна химическая реакция в растворе между солью и водой. Эту реакцию называют гидролизом.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Гидролизу подвергаются соли, образованные слабыми кислотами или слабыми основаниями, или и тем, и другим.

Рассмотрим процессы, протекающие в водных растворах солей следующих типов.

1. Если соль образована сильным основанием и слабой кислотой (например, CH_3COONa), то в водном растворе она диссоциирует:



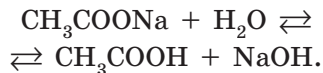
и остаток слабой кислоты частично реагирует с водой, стараясь отнять у неё ион водорода:



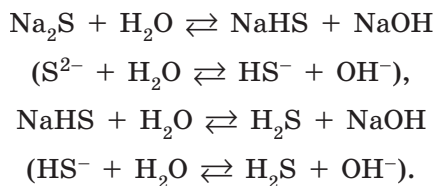
В молекулярном виде это уравнение гидролиза выглядит так:

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

При растворении в воде соли сильного основания и слабой кислоты раствор приобретает щелочную реакцию вследствие гидролиза. Гидролиз в этих случаях обратим, т.е. протекает не до конца. Чем слабее кислота, тем сильнее гидролиз соли этой кислоты.

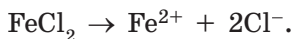


При растворении солей многоосновных кислот гидролиз протекает ступенчато, например:

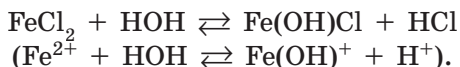


Гидролиз по второй ступени — значительно слабее, чем по первой.

2. Соли слабого основания и сильной кислоты (например, FeCl_2). В растворе эти соли диссоциируют:



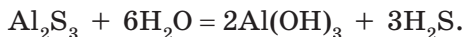
Ион металла Fe^{2+} , который представляет собой остаток слабого основания, частично реагирует с водой, стараясь отнять у неё гидроксид-ион OH^- :



Гидролиз по второй ступени протекает значительно слабее, чем по первой.

Гидролиз обратим, т.е. протекает не до конца. Чем слабее основание, тем сильнее гидролиз соли этого основания.

3. Соли слабого основания и слабой кислоты (например, Al_2S_3). При растворении в воде эти соли, как правило, гидролизуются полностью с образованием слабой кислоты и слабого основания:



Реакция среды в растворах подобных солей зависит от относительной силы кислоты и основания.

4. Соли сильного основания и сильной кислоты (например, NaCl) не гидролизуются, так как соответствующие ионы металла и кислотного остатка с водой не реагируют. Растворы этих солей имеют нейтральную реакцию.

Отметим, что гидролизу подвергаются только растворимые в воде соли. Например, карбонат кальция CaCO_3 , хоть и образован слабой кислотой, не гидролизуются, потому что плохо растворим в воде.

Основные результаты этого раздела суммированы в приложении 1.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

В результате гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты раствор приобретает кислую реакцию.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

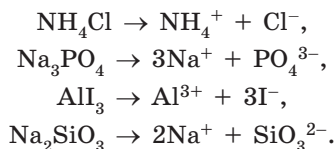
1

Наибольшее количество катионов образуется при диссоциации 1,5 моль

- 1) хлорида аммония
- 2) фосфата натрия
- 3) иодида алюминия
- 4) силиката натрия



● **РЕШЕНИЕ.** Все вещества — соли, сильные электролиты. Запишем уравнения диссоциации:



Из уравнений видно, что при одном и том же количестве вещества каждой соли наибольшее количество положительных ионов образуется при диссоциации Na_3PO_4 .

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

2

В воде растворили 1 моль газа и в полученном растворе обнаружили 2 моль ионов. Формула газа

- 1) H_2S
- 2) HBr
- 3) CO_2
- 4) HF

● **РЕШЕНИЕ.** Число ионов в 2 раза превышает число молекул, следовательно, искомое вещество: 1) сильный электролит, 2) при диссоциации из одной молекулы образуется два иона. Обоим условиям удовлетворяет только HBr , так как остальные три вещества — слабые электролиты.



ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

3

Одновременно в растворе НЕ могут находиться ионы

- 1) H^+ , NO_3^- , Ag^+ , Br^-
- 2) K^+ , PO_4^{3-} , Na^+ , Cl^-
- 3) K^+ , CO_3^{2-} , OH^- , Li^+
- 4) Fe^{3+} , Cl^- , NO_3^- , Ca^{2+}

● **РЕШЕНИЕ.** В каждой четвёрке ионов надо поискать пару ионов, которые могут взаимодействовать между собой с образованием осадка, слабого электролита или выделением газа. Такая пара ионов есть только в первом случае:



ОТВЕТ: 1.



ПРИМЕР

4

Сокращённое ионное уравнение $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2\downarrow$ описывает взаимодействие

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HF
- 2) CaCO_3 и NaF
- 3) CaCl_2 и KF
- 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и MgF_2

● **РЕШЕНИЕ.** В реакцию должны вступать два сильных электролита: один при диссоциации даст ионы Ca^{2+} , другой — ионы F^- . Проверим все пары веществ.

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — сильный электролит, но HF — слабый электролит. Не подходит.
- 2) CaCO_3 — слабый электролит. Не подходит.
- 3) И CaCl_2 , и KF — сильные электролиты. Подходит. $\text{CaCl}_2 + 2\text{KF} = \text{CaF}_2\downarrow + 2\text{KCl}$.
- 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — сильный электролит, но MgF_2 — слабый. Не подходит.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

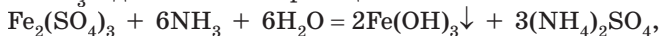
5

Сульфат железа(III) в водном растворе может реагировать с каждым из двух веществ:

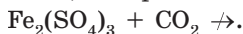
- 1) NH_3 , CO_2
- 2) HNO_3 , CuBr_2
- 3) NaCl , H_2S
- 4) NaOH , BaCl_2

● **РЕШЕНИЕ.**

- 1) С NH_3 идёт обменная реакция:



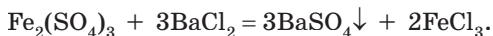
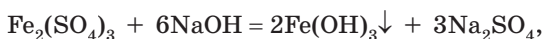
но с CO_2 реакции не будет, так как раствор CO_2 в воде — слабая кислота, которая не может вытеснять сильные кислоты из их солей:



- 2) Ни с одним из этих веществ сульфат железа(III) не реагирует, так как нет ни одного признака реакции: все возможные продукты реакции — сильные электролиты.

- 3) Не идёт реакция с NaCl , так как нет признака реакции.

- 4) С обоими веществами идут реакции ионного обмена:



ОТВЕТ: 4.



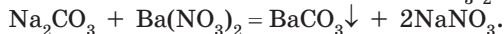
ПРИМЕР 6

В двух пробирках находился раствор карбоната натрия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NaOH
- 2) HNO₃
- 3) CO₂
- 4) NH₄Cl
- 5) Ba(NO₃)₂

● **РЕШЕНИЕ.** Карбонат натрия Na₂CO₃ — соль слабой, неустойчивой кислоты, поэтому он реагирует с сильными кислотами с выделением газа. Вещество X — сильная кислота, в приведённом списке это — HNO₃: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

Карбонат-ионы образуют осадки со многими катионами, в данном случае с ионами бария, Y — Ba(NO₃)₂:



ОТВЕТ: 25.

ПРИМЕР 7

Установите соответствие между названием соли и отношением этой соли к гидролизу.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) сульфат натрия
- Б) сульфид бария
- В) карбонат аммония
- Г) хлорид кальция

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
- 2) гидролизуется по аниону
- 3) не гидролизуется
- 4) гидролизуется как по катиону, так и по аниону

● **РЕШЕНИЕ.**

А) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Оба иона с водой не взаимодействуют, соль не гидролизуется.

Б) $\text{BaS} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{S}^{2-}$. Ba²⁺ — остаток сильного основания, с водой не взаимодействует, S²⁻ — остаток слабой кислоты, с водой реагирует. Соль гидролизуется по аниону.

В) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$. NH₄⁺ — остаток слабого основания, CO₃²⁻ — остаток слабой кислоты. Оба иона реагируют с водой, соль гидролизуется как по катиону, так и по аниону.



Г) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Оба иона с водой не взаимодействуют, соль не гидролизуются.

ОТВЕТ: 3243.

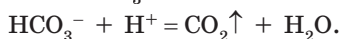
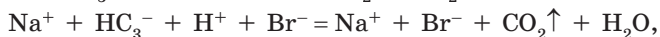
ПРИМЕР

8

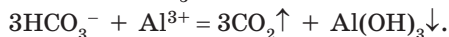
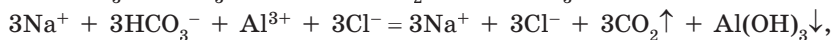
Даны вещества: гидрокарбонат натрия, хлорат калия, нитрат кальция, бромоводородная кислота, хлорид алюминия. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

● **РЕШЕНИЕ.** 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

Даны вещества: серная кислота, фторид кальция, сульфид цинка, дигидрофосфат натрия, нитрат аммония, хлорид калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена, не приводящая к выделению газа или образованию осадка. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

● **РЕШЕНИЕ.** $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4,$





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Наибольшее количество анионов образуется при диссоциации 0,5 моль
 - 1) сульфата натрия
 - 2) гидрокарбоната калия
 - 3) хлорида алюминия
 - 4) сульфата меди(II)

- ② Сильным электролитом является каждое вещество пары
 - 1) сульфат натрия и ацетат натрия
 - 2) гидрокарбонат калия и уксусная кислота
 - 3) фосфорная кислота и фосфат натрия
 - 4) сульфат меди(II) и гидроксид меди(II)

- ③ Сколько молей сульфат-ионов образуется при полной электролитической диссоциации 0,06 моль сульфата алюминия?
 - 1) 0,02
 - 2) 0,06
 - 3) 0,12
 - 4) 0,18

- ④ Сколько молей ионов хрома образуется при полной электролитической диссоциации 0,12 моль сульфата хрома(III)?
 - 1) 0,06
 - 2) 0,12
 - 3) 0,24
 - 4) 0,36

- ⑤ В воде растворили 0,5 моль газа, и в полученном растворе обнаружили 1 моль ионов. Формула газа —
 - 1) NH_3
 - 2) SO_2
 - 3) HCl
 - 4) CH_2O



6) При электролитической диссоциации вещества образовалось в 1,5 раза больше отрицательных ионов, чем положительных. Это вещество —

- 1) фосфат калия
- 2) хлорид кальция
- 3) нитрат алюминия
- 4) сульфат железа(III)

7) При электролитической диссоциации вещества образовалось в 3 раза больше отрицательных ионов, чем положительных. Это вещество —

- 1) фосфат аммония
- 2) сульфид калия
- 3) нитрат железа(III)
- 4) сульфат алюминия

8) Одновременно в растворе **не могут** находиться ионы

- 1) Ba^{2+} , OH^- , K^+ , Cl^-
- 2) Cu^{2+} , SO_4^{2-} , OH^- , Na^+
- 3) K^+ , SO_4^{2-} , NH_4^+ , NO_3^-
- 4) Al^{3+} , SO_4^{2-} , H^+ , Br^-

9) Сокращённое ионное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию азотной кислоты с

- 1) карбонатом кальция
- 2) гидроксидом натрия
- 3) гидроксидом цинка
- 4) оксидом кальция

10) Сокращённое ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ соответствует взаимодействию азотной кислоты с

- 1) карбонатом кальция
- 2) гидрокарбонатом натрия
- 3) карбонатом калия
- 4) гидрокарбонатом кальция



⑪ Растворение гидроксида меди(II) в соляной кислоте описывается сокращённым ионным уравнением

- 1) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{CuCl}_2$
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{Cl}^- = \text{CuCl}_2 + 2\text{OH}^-$

⑫ Полная нейтрализация сероводородной кислоты гидроксидом калия описывается сокращённым ионным уравнением

- 1) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{S}^{2-} + 2\text{K}^+ = \text{K}_2\text{S}$
- 4) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{K}^+ = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}^+$

⑬ Сокращённое ионное уравнение $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$ описывает взаимодействие

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2S
- 2) CuCO_3 и Na_2S
- 3) CuCl_2 и K_2S
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и HgS

⑭ Раствор карбоната натрия реагирует с каждым веществом пары

- 1) BaCl_2 и CO_2
- 2) CuSO_4 и NaCl
- 3) HCl и NH_4Cl
- 4) NaHCO_3 и SO_2

⑮ Хлорид цинка в водном растворе может реагировать с каждым веществом пары

- 1) SO_2 , H_2SO_4
- 2) Na_2CO_3 , BaSO_4
- 3) HBr , KNO_3
- 4) KOH , AgNO_3



16) Раствор нитрата бария взаимодействует с каждым веществом пары

- 1) сульфат магния и хлорид натрия
- 2) гидроксид натрия и оксид углерода(IV)
- 3) серная кислота и карбонат калия
- 4) сульфат натрия и оксид кремния

17) Раствор нитрата алюминия взаимодействует с каждым веществом пары

- 1) сульфат магния и хлорид натрия
- 2) гидроксид натрия и силикат калия
- 3) серная кислота и оксид углерода(IV)
- 4) хлорид натрия и фосфат натрия

18) Карбонат бария растворяется в

- 1) NH_3
- 2) KOH
- 3) CH_3COOH
- 4) Na_2SO_4

19) Сульфид железа(II) растворяется в

- 1) KOH
- 2) Na_2CO_3
- 3) H_2SO_4
- 4) NH_3

20) 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 выделился газ, во второй — образовался только бурый осадок, а газ не выделялся. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) Na_2CO_3
- 2) H_2SO_4
- 3) KOH
- 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 5) Br_2



21) В двух пробирках находился раствор хлорида алюминия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке образовался осадок и выделился газ, во второй — образовался только осадок, а газ не выделялся. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NH_3
- 2) H_2SO_4
- 3) SO_2
- 4) Na_2S
- 5) Br_2

22) В двух пробирках находился свежесосаждённый гидроксид цинка. В одну из пробирок добавили раствор сильной кислоты X, а в другую — раствор вещества Y. В обеих пробирках осадок растворился. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NH_3
- 2) CO_2
- 3) HI
- 4) CuSO_4
- 5) H_2S

23) В двух пробирках находился свежесосаждённый гидроксид алюминия. В одну из пробирок добавили раствор щёлочи X, а в другую — раствор вещества Y. В обеих пробирках осадок растворился. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NH_3
- 2) CO_2
- 3) H_2SO_4
- 4) FeCl_2
- 5) KOH

24) В двух пробирках находился раствор сульфида натрия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.



- 1) NH_4Cl
- 2) KOH
- 3) K_2CO_3
- 4) CuCl_2
- 5) HBr

25) В двух пробирках находился раствор хлорида аммония. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) HNO_3
- 2) CuSO_4
- 3) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 4) Br_2
- 5) NaOH

26) В двух пробирках находился разбавленный раствор серной кислоты. В первую пробирку добавили твёрдое простое вещество X, а во вторую — твёрдое вещество Y. В обеих пробирках выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) Cu
- 2) S
- 3) Fe
- 4) NaCl
- 5) K_2SO_3

27) В двух пробирках находился разбавленный раствор гидроксида натрия. В первую пробирку добавили твёрдое простое вещество X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй — выпал осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) S
- 2) Al
- 3) Cu
- 4) H_2SO_4
- 5) AgNO_3



28) В двух пробирках находился раствор сульфата меди. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выпал осадок, а во второй выпал осадок и выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- 2) HCl
- 3) CH_3COOH
- 4) Na_2CO_3
- 5) MgCl_2

29) В двух пробирках находился насыщенный раствор гидроксида кальция. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке видимых изменений не было, но выделилась теплота, во второй пробирке образовался белый осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) BaCl_2
- 2) KNO_3
- 3) HCl
- 4) NaOH
- 5) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

30) В двух пробирках находился раствор хлорида цинка. В первую пробирку добавили избыток раствора вещества X, а во вторую — избыток раствора вещества Y. В первой пробирке образовался белый осадок, во второй — первоначально выпавший осадок растворился. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) HNO_3
- 2) NH_3
- 3) NaF
- 4) CO_2
- 5) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

31) В двух пробирках находился раствор карбоната натрия. В одну из пробирок добавили раствор вещества X, а в другую — раствор вещества Y. В первой пробирке выпал осадок, а во второй —



образовался осадок и выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) HCl
- 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 3) H_2S
- 4) AlCl_3
- 5) NH_4Cl

32) В двух пробирках находился концентрированный раствор гидроксида калия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — твёрдое вещество Y. В первой пробирке образовался осадок, во второй вещество растворилось и выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) HCl
- 2) Al
- 3) ZnO
- 4) NaHCO_3
- 5) MgSO_4

33) В двух пробирках находился раствор сульфита калия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, а раствор остался прозрачным. Во второй пробирке выпал осадок, а газ не выделялся. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) KOH
- 2) H_2SO_4
- 3) NH_3
- 4) AlCl_3
- 5) CaCl_2

34) В двух пробирках находился раствор хлорида аммония. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ с резким запахом, а раствор остался прозрачным. Во второй пробирке выпал белый осадок, а газ не выделялся. Из предложенного перечня



выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) KOH
- 2) H_2SO_4
- 3) $Pb(NO_3)_2$
- 4) $CuSO_4$
- 5) Na_2CO_3

35) В растворе гидроксида натрия фенолфталеин приобретает такой же цвет, как и в растворе

- 1) иодида аммония
- 2) сульфата цинка
- 3) сульфида калия
- 4) хлорида кальция

36) Одинаковую кислотность среды имеют растворы

- 1) сульфата меди(II) и хлорида цинка
- 2) ацетата калия и бромида бария
- 3) нитрата железа(III) и хлорида натрия
- 4) сульфата аммония и сульфида калия

37) Установите соответствие между названием соли и отношением этой соли к гидролизу.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) дихромат калия
- Б) сульфит кальция
- В) хлорид железа(III)
- Г) фосфат калия

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
- 2) гидролизуется по аниону
- 3) не гидролизуется
- 4) гидролизуется как по катиону, так и по аниону

38) Установите соответствие между названием соли и отношением этой соли к гидролизу.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) перманганат калия
- Б) нитрат хрома(III)
- В) ацетат аммония
- Г) фенолят натрия

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
- 2) гидролизуется по аниону
- 3) не гидролизуется
- 4) гидролизуется как по катиону, так и по аниону



- 39) Установите соответствие между формулой соли и отношением этой соли к гидролизу.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) NH_4ClO_4
 Б) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$
 В) PbI_2
 Г) Na_3PO_4

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
 2) гидролизуется по аниону
 3) не гидролизуется
 4) гидролизуется как по катиону, так и по аниону

- 40) Установите соответствие между формулой соли и отношением этой соли к гидролизу.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 Б) CaSO_4
 В) Na_2CrO_4
 Г) CuSO_4

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
 2) гидролизуется по аниону
 3) не гидролизуется
 4) гидролизуется как по катиону, так и по аниону

- 41) Установите соответствие между названием соли и характером среды её водного раствора.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) фосфат калия
 Б) нитрат железа(III)
 В) перманганат калия
 Г) хлорид аммония

ХАРАКТЕР СРЕДЫ

- 1) кислотная
 2) щелочная
 3) нейтральная

- 42) Установите соответствие между названием соли и характером среды её водного раствора.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) нитрат магния
 Б) сульфид натрия
 В) дихромат калия
 Г) сульфат железа(III)

ХАРАКТЕР СРЕДЫ

- 1) кислотная
 2) щелочная
 3) нейтральная



43) Установите соответствие между названием соли и характером среды её водного раствора.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

А) ацетат бария

Б) сульфид аммония

В) сульфат хрома(III)

Г) перхлорат калия

ХАРАКТЕР СРЕДЫ

1) кислотная

2) щелочная

3) нейтральная

44) Из каждого предложенного ниже перечня выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения этой реакции.

- 1) Гидрокарбонат натрия, иодид калия, сульфат меди(II), хлороводород, сульфид цинка.
- 2) Хлорат калия, фосфат натрия, иодоводород, углекислый газ, карбонат кальция.
- 3) Серная кислота, оксид марганца(IV), карбонат калия, бромид натрия, нитрат кальция.
- 4) Дихромат калия, серная кислота, сульфат меди(II), сульфид аммония, нитрат алюминия.
- 5) Сероводород, оксид железа(II), нитрат серебра, карбонат бария, хлорид железа(III).
- 6) Иодоводород, нитрат магния, сульфат меди(II), сульфит кальция, углекислый газ.
- 7) Оксид меди(I), карбонат кальция, азотная кислота, оксид кремния(IV), сульфат натрия.
- 8) Аммиак, нитрат алюминия, бромоводород, серебро, дихромат калия.
- 9) Хлорид железа(III), карбонат калия, серебро, иодоводородная кислота, сульфат натрия.
- 10) Сульфит натрия, хлорид железа(III), соляная кислота, сульфат алюминия, бромид калия.
- 11) Пероксид водорода, серная кислота, оксид кремния(IV), иодид калия, гидрокарбонат калия.
- 12) Иодид натрия, сульфит бария, сульфат аммония, соляная кислота, нитрит натрия.
- 13) Сульфат железа(II), серная кислота, пероксид водорода, карбонат натрия, хлорид магния.



- 14) Гидроксид марганца(II), гидроксид калия, сульфат железа(III), гипохлорит калия, карбонат кальция.
- 15) Бромат калия, нитрат кальция, сероводород, карбонат аммония, сульфид меди(II).
- 16) Хлорид железа(III), фосфат кальция, гидроксид натрия, медь, оксид серы(IV).
- 17) Сероводородная кислота, нитрат калия, хлорид алюминия, сульфат меди, иодоводородная кислота.

45) Даны вещества: гидроксид калия, хлорид хрома(III), карбонат натрия, пероксид водорода, сульфат магния, оксид меди(II). Допустимо использование водных растворов веществ.

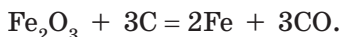
Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена, приводящая к выделению газа.



ГЛАВА 6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

§ 6.1. ПРОЦЕССЫ ОКИСЛЕНИЯ И ВОССТАНОВЛЕНИЯ. ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

На ранних этапах развития химии понятия «окисление» и «восстановление» связывали с переходом атомов кислорода от одного вещества к другому. Например, при реакциях горения образуется один или несколько оксидов — веществ, более богатых кислородом, чем исходное соединение, поэтому вместо слова «горение» иногда используют термин «окисление», т.е. добавление атомов кислорода. Реакции, противоположные окислению, назвали восстановлением. Если окисление — это добавление атомов кислорода, то восстановление — это, напротив, потеря кислорода. Характерный пример — промышленное получение железа из его оксида при взаимодействии с коксом (углём):



В этой реакции углерод приобретает атомы кислорода и окисляется, а оксид железа(III) — вещество, богатое кислородом, отдаёт атомы кислорода и восстанавливается. Вещество, которое окисляется, называют *восстановителем*, а вещество, которое восстанавливается, называют *окислителем*.

Если в химической реакции есть хотя бы один окислитель, то обязательно должен быть и восстановитель.

Реакции, в которых происходят окисление и восстановление, так и называют — окислительно-восстановительными реакциями.

Приобретение и потеря атомов кислорода — лишь *частный случай* окислительно-восстановительных реакций. В более общей электронной теории окисление и восстановление связывают с переносом электронов между атомами. В рамках электронной теории:

**окисление — потеря электронов,
восстановление — приобретение электронов.**



Восстановление и окисление неотделимы друг от друга.



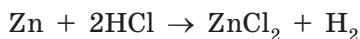
Элемент, который теряет электроны и тем самым увеличивает свою степень окисления (так как электрон имеет отрицательный заряд), называют восстановителем. Вещество, которое содержит элемент-восстановитель, также называют восстановителем. Восстановитель в процессе реакции окисляется. Аналогично элемент, который получает электроны и поэтому понижает свою степень окисления, называют окислителем. Вещество, которое содержит элемент-окислитель, также называют окислителем. Окислитель в процессе реакции восстанавливается.

Окислитель	Восстановитель
принимает электроны	отдаёт электроны
понижает степень окисления	повышает степень окисления
отдаёт атомы О или принимает атомы Н	принимает атомы О или отдаёт атомы Н
восстанавливается	окисляется

ТАБЛИЦА 6.1

Общие
свойства
окислителя
и восстано-
вителя

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух процессов (полуреакций): окисления и восстановления. Так, например, реакция растворения цинка в соляной кислоте



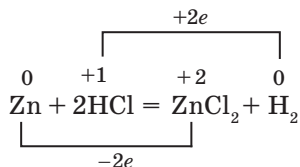
состоит из полуреакции окисления цинка (Zn^0 — восстановитель)



и полуреакции восстановления водорода (H^+ — окислитель)



Окислительно-восстановительная реакция сводится к переносу электронов от восстановителя к окислителю. Общее число электронов в результате реакции не изменяется, поэтому число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. Следовательно, в данной реакции на каждый атом цинка должно приходиться два атома водорода:



Атомы хлора в данной реакции не изменяют степень окисления и в полуреакциях не участвуют.

К сильным окислителям относятся простые вещества, соответствующие самым типичным неметаллам, а также многие вещества, в которых элементы находятся в высших (или высоких) степенях окисления (табл. 6.2). Элемент, находящийся в высшей степени окисления, может быть только окислителем.

ТАБЛИЦА 6.2

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 концентрированная), HNO_3 , $HClO$, $HClO_4$ (конц)
Соли	$KMnO_4$ (в кислой среде), $K_2Cr_2O_7$ (в кислой среде), $KClO_3$, $CaOCl_2$ (хлорная известь), $NaNO_2$ (в кислой среде)
Пероксиды и надпероксиды	H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2

Самые распространённые полуреакции восстановления окислителей:

- 1) $O_2 + 4e \rightarrow 2O^{2-}$;
- 2) $O_3 + 6e \rightarrow 3O^{2-}$;
- 3) $F_2 + 2e \rightarrow 2F^-$;
- 4) $Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^-$;
- 5) а) $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$ ($KMnO_4 \rightarrow Mn^{2+}$ в кислой среде);
 б) $Mn^{+7} + 3e \rightarrow Mn^{+4}$ ($KMnO_4 \rightarrow MnO_2$ в нейтральной среде);
 в) $Mn^{+7} + e \rightarrow Mn^{+6}$ ($KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4$ в щелочной среде);
- 6) $2Cr^{+6} + 6e \rightarrow 2Cr^{+3}$ ($K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2Cr^{3+}$ в кислой среде);
- 7) $S^{+6} + 2e \rightarrow S^{+4}$ ($H_2SO_4 \rightarrow SO_2$);
- 8) а) $N^{+5} + e \rightarrow N^{+4}$ (концентрированная $HNO_3 \rightarrow NO_2$);
 б) $N^{+5} + 3e \rightarrow N^{+2}$ (разбавленная $HNO_3 \rightarrow NO$; реакции со слабыми восстановителями);



в) $N^{+5} + 8e \rightarrow N^{-3}$ (разбавленная $HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$; реакции с сильными восстановителями);

9) $2O^{-1} + 2e \rightarrow 2O^{-2}$ (H_2O_2).

Хорошими восстановителями являются простые вещества — активные металлы, некоторые неметаллы и соединения, в которых элементы находятся в низших (или низких) степенях окисления (табл. 6.3). Элемент, находящийся в низшей степени окисления, может быть только восстановителем.

Класс соединений	Вещества-восстановители
Простые вещества	щелочные металлы: Li, Na, K металлы IIA группы: Mg, Ca, Sr, Ba алюминий Al водород H_2 углерод C
Оксиды	CO
Соли	$(NH_4)_2S$, KI, $FeCl_2$, $SnCl_2$
Водородные соединения неметаллов	HI, H_2S , PH_3 , NH_3 (в газовой фазе)
Гидриды металлов	NaNH, CaH_2

ТАБЛИЦА 6.3.

Типичные
сильные
восстанови-
тели

Самые известные полуреакции окисления восстановителей:

1) $C - 4e \rightarrow C^{+4}$;

2) $H_2 - 2e \rightarrow 2H^{+1}$;

3) $M - e \rightarrow M^{+}$ (M — щелочной металл);

4) $M - 2e \rightarrow M^{+2}$ (M — металл II группы, а также Fe, Cu);

5) $M - 3e \rightarrow M^{+3}$ (M — Al или Fe);

6) $S^{-2} - 2e \rightarrow S^0$;

7) $2I^{-} - 2e \rightarrow I_2$.

Восстановительную активность металлов и окислительную способность их ионов в водном растворе оценивают с помощью специального ряда: *ряд напряжений металлов* — последовательность металлов, выстроенная в порядке уменьшения их восстановительной способности в водном растворе. Его также называют рядом стандартных электродных потенциалов металлов.



сила восстановителей

Li, K, Ba, Ca, Na, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Au.
Li⁺, K⁺, Ba²⁺, Ca²⁺, Na⁺, Al³⁺, Mn²⁺, Zn²⁺, Cr³⁺, Fe²⁺, Sn²⁺, Pb²⁺, H⁺, Cu²⁺, Ag⁺, Au³⁺.

сила окислителей

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов.

1. Чем левее расположен металл в ряду напряжений, тем больше его восстановительная способность и тем меньше окислительная способность его иона в растворе.

2. Каждый металл способен вытеснять из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений правее его.

3. Металлы, находящиеся в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из растворов кислот.

4. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее марганца, вытесняют водород из воды.

Теоретически и окислителем, и восстановителем может быть любое вещество, в котором один из элементов имеет промежуточную степень окисления между низшей и высшей.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Вещества, в которых элементы находятся в промежуточных степенях окисления, способны быть и окислителями, и восстановителями, т.е. проявлять двойственную окислительную природу (табл. 6.4). К таким относятся многие простые вещества-неметаллы.

ТАБЛИЦА 6.4.

Некоторые вещества, которые могут быть и окислителями, и восстановителями

Вещество	Полуреакции окисления и восстановления
SO ₂	$S^{+4} - 2e \rightarrow S^{+6}$ (SO ₂ — восстановитель) $S^{+4} + 4e \rightarrow S^0$ (SO ₂ — окислитель)
H ₂ O ₂	$2O^{-1} - 2e \rightarrow O_2$ (H ₂ O ₂ — восстановитель) $2O^{-1} + 2e \rightarrow 2O^{-2}$ (H ₂ O ₂ — окислитель)
HNO ₂	$N^{+3} - 2e \rightarrow N^{+5}$ (HNO ₂ — восстановитель) $N^{+3} + e \rightarrow N^{+2}$ (HNO ₂ — окислитель)
S	$S^0 - 4e \rightarrow S^{+4}$ (S — восстановитель) $S^0 + 2e \rightarrow S^{-2}$ (S — окислитель)

Реакции, в которых один и тот же элемент является и окислителем, и восстановителем, т.е. сам себя окисляет и восстанавливает одновременно, называют *диспропорционированием*. Характерные реакции такого рода — взаимодействие некоторых неметаллов со щелочами. Реакции диспропорционирования приведены в приложении 6.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 Восстановлением является превращение:

- 1) $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^0 + \text{Cl}^0$
- 2) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
- 3) $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^+$
- 4) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$

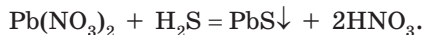
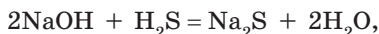
● **РЕШЕНИЕ.** Восстановление — это понижение степени окисления элемента. В первой реакции степень окисления хлора не меняется, во второй увеличивается с -1 до 0 , в третьей увеличивается с 0 до $+1$ и лишь в четвёртой понижается с $+5$ до -1 : $\text{Cl}^{+5} + 6e \rightarrow \text{Cl}^-$. Правильный ответ — 4.

ОТВЕТ: 4.

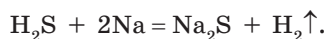
ПРИМЕР 2 H_2S проявляет восстановительные свойства в реакции с

- 1) NaOH
- 2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 3) Na
- 4) SO_2

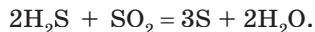
● **РЕШЕНИЕ.** Первые две реакции — это реакции ионного обмена, в них степени окисления элементов не меняются:



В третьей реакции H_2S проявляет свойства слабой кислоты и формально является окислителем за счёт H^{+1} :



В последней реакции H_2S окисляется до S и тем самым является восстановителем ($\text{S}^{-2} - 2e \rightarrow \text{S}^0$):



ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР 3

Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент фосфор в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $4\text{P} + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
 Б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$
 В) $\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} = 2\text{P} + 5\text{CO}$

СВОЙСТВО ФОСФОРА

- 1) является окислителем
 2) является восстановителем
 3) является и окислителем, и восстановителем
 4) не изменяет степень окисления

● **РЕШЕНИЕ.** А) $4\text{P}^0 \rightarrow 3\text{P}^{+1} + \text{P}^{-3}$. Фосфор диспропорционирует (табл. 6.4), т.е. является и окислителем, и восстановителем.

Б) $2\text{P}^{+5} \rightarrow 2\text{P}^{+5}$. Это реакция ионного обмена, фосфор не меняет степени окисления.

В) $2\text{P}^{+5} \rightarrow 2\text{P}^0$. Фосфор понижает степень окисления и является окислителем.

ОТВЕТ:

А	Б	В
3	4	1

ПРИМЕР 4

Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и элементом-восстановителем.

СХЕМА ОВР

- А) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 Б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 В) $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$

ЭЛЕМЕНТ-ВОССТАНОВИТЕЛЬ

- 1) серебро
 2) кислород
 3) азот
 4) углерод

● **РЕШЕНИЕ.** А) $\text{Ag}^{+1} + e \rightarrow \text{Ag}^0$, $\text{N}^{+5} + e \rightarrow \text{N}^{+4}$. Серебро и азот — окислители. $2\text{O}^{-2} - 4e \rightarrow \text{O}_2$. Восстановитель — кислород.



Б) $2\text{N}^{-3} - 6e \rightarrow \text{N}_2^0$, $\text{O}_2 + 4e \rightarrow 2\text{O}^{-2}$. Восстановитель — азот, окислитель — кислород.

В) $\text{N}^{+4} + 2e \rightarrow \text{N}^{+2}$, $\text{C}^{+2} - 2e \rightarrow \text{C}^{+4}$. Восстановитель — углерод, окислитель — азот.

ОТВЕТ:

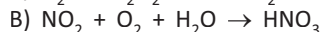
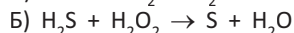
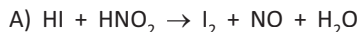
А	Б	В
2	3	4

ПРИМЕР

5

Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и степенью окисления восстановителя.

СХЕМА ОВР



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ
ВОССТАНОВИТЕЛЯ

1) -2

2) -1

3) 0

4) +4

● **РЕШЕНИЕ.** А) $2\text{I}^{-1} - 2e \rightarrow \text{I}_2^0$, $\text{N}^{+3} + e \rightarrow \text{N}^{+2}$. Восстановитель — иод, его степень окисления равна -1.

Б) $\text{S}^{-2} - 2e \rightarrow \text{S}^0$, $2\text{O}^{-1} + 2e \rightarrow 2\text{O}^{-2}$. Восстановитель — сера, её степень окисления равна -2.

В) $\text{N}^{+4} - e \rightarrow \text{N}^{+5}$, $\text{O}_2 + 4e \rightarrow 2\text{O}^{-2}$. Восстановитель — азот, его степень окисления равна +4.

ОТВЕТ:

А	Б	В
2	1	4

ПРИМЕР

6

Установите соответствие между формулой частицы и окислительно-восстановительными свойствами, которые она способна проявлять.

ФОРМУЛА ЧАСТИЦЫ



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЕ СВОЙСТВО

1) может быть только окислителем

2) может быть только восстановителем

3) может быть и окислителем, и восстановителем

4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств



● **РЕШЕНИЕ.** А) Хлор имеет степень окисления 0, он может как повышать её до положительных значений ($\text{Cl}_2^0 - 2e \rightarrow 2\text{Cl}^{+1}$), так и понижать до -1 ($\text{Cl}_2^0 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$). Это означает, что он может быть и окислителем, и восстановителем.

Б) Иод имеет низшую возможную степень окисления, он может быть только восстановителем: $2\text{I}^{-1} - 2e \rightarrow \text{I}_2^0$.

В) Золото имеет высшую степень окисления $+3$ и может быть только окислителем: $\text{Au}^{+3} + 3e \rightarrow \text{Au}^0$.

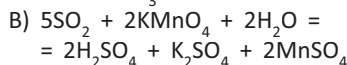
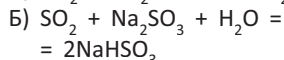
ОТВЕТ:

А	Б	В
3	2	1

ПРИМЕР 7

Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет оксид серы(IV) в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ



СВОЙСТВО ОКСИДА СЕРЫ(IV)

1) является окислителем

2) является восстановителем

3) является и окислителем, и восстановителем

4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

● **РЕШЕНИЕ.** Сера в SO_2 имеет степень окисления $+4$.

А) $\text{S}^{+4} + 4e \rightarrow \text{S}^0$. Сера в SO_2 понижает степень окисления, поэтому SO_2 — окислитель. Он реагирует с сильным восстановителем H_2S .

Б) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+4}$. Это — кислотно-основное превращение (кислотный оксид + средняя соль → кислая соль), сера в SO_2 не изменяет степени окисления. Это — не ОВР.

В) $\text{S}^{+4} - 2e \rightarrow \text{S}^{+6}$. Сера в SO_2 повышает степень окисления, поэтому SO_2 — восстановитель. Он реагирует с сильным окислителем KMnO_4 .

ОТВЕТ:

А	Б	В
1	4	2



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① Окислением является превращение:
- 1) $N_2^0 \rightarrow 2N^{+4}$
 - 2) $N_2 \rightarrow 2N^0$
 - 3) $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$
 - 4) $N^{+5} \rightarrow N^{-3}$
- ② SO_2 является окислителем в реакции с
- 1) $Ca(OH)_2$
 - 2) H_2S
 - 3) O_2
 - 4) $KMnO_4$
- ③ HNO_2 является окислителем в реакции с
- 1) KOH
 - 2) Cl_2
 - 3) HI
 - 4) $NaHCO_3$
- ④ HBr проявляет восстановительные свойства в реакции с
- 1) $NaOH$
 - 2) Na_2CO_3
 - 3) $AgNO_3$
 - 4) Cl_2
- ⑤ Хлор является одновременно и окислителем, и восстановителем в реакции
- 1) $HCl + NH_3 = NH_4Cl$
 - 2) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$
 - 3) $Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$
 - 4) $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$
- ⑥ H_2O проявляет окислительные свойства в реакции с
- 1) Ca
 - 2) CaO
 - 3) NO_2
 - 4) NH_3



7) HCl проявляет окислительные свойства в реакции с

- 1) Mg
- 2) KMnO₄
- 3) Br₂
- 4) KOH

8) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент сера в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО СЕРЫ

- A) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 $= \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- B) $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} =$
 $= \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
- B) $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 +$
 $+ 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$

- 1) является окислителем
- 2) является восстановителем
- 3) является и окислителем,
и восстановителем
- 4) не изменяет степень окисления

9) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент хром в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО ХРОМА

- A) $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 6\text{H}_2\text{O} =$
 $= 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 6\text{NaCl}$
- B) $2\text{CrCl}_3 + \text{Zn} =$
 $= 2\text{CrCl}_2 + \text{ZnCl}_2$
- B) $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{KOH} =$
 $= 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 12\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$

- 1) является окислителем
- 2) является восстановителем
- 3) является и окислителем,
и восстановителем
- 4) не изменяет степень окисления

10) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент марганец в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО МАРГАНЦА

- A) $\text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 4\text{KOH} =$
 $= \text{MnO}_2 + 4\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
- B) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} =$
 $= \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- B) $\text{MnCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} =$
 $= \text{MnS} + 2\text{NH}_4\text{Cl}$

- 1) является окислителем
- 2) является восстановителем
- 3) является и окислителем,
и восстановителем
- 4) не изменяет степень окисления



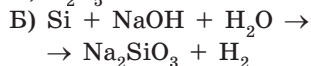
- 11) Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и элементом-окислителем.

СХЕМА ОВР

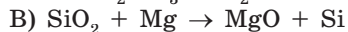
ЭЛЕМЕНТ-ОКИСЛИТЕЛЬ



1) водород



2) кислород



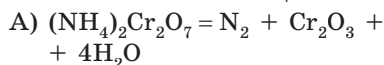
3) фосфор

4) кремний

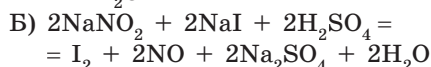
- 12) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент азот в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

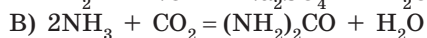
СВОЙСТВО АЗОТА



1) является окислителем



2) является восстановителем



3) является и окислителем, и восстановителем

4) не изменяет степень окисления

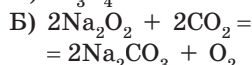
- 13) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент углерод в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

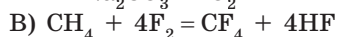
СВОЙСТВО УГЛЕРОДА



1) является окислителем



2) является восстановителем



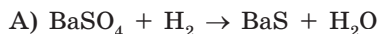
3) является и окислителем, и восстановителем

4) не изменяет степень окисления

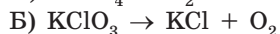
- 14) Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и степенью окисления окислителя.

СХЕМА ОВР

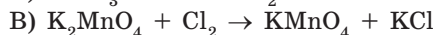
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ
ОКИСЛИТЕЛЯ



1) -2



2) 0



3) +5

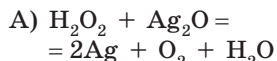
4) +6



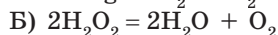
- 15) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет пероксид водорода в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

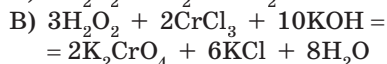
СВОЙСТВО ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА



- 1) является окислителем
 2) является восстановителем



- 3) является и окислителем, и восстановителем

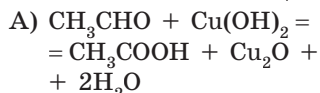


- 4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

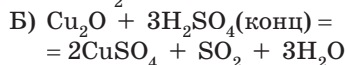
- 16) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент медь в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

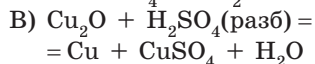
СВОЙСТВО МЕДИ



- 1) является окислителем
 2) является восстановителем



- 3) является и окислителем, и восстановителем



- 4) не изменяет степень окисления

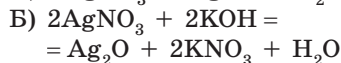
- 17) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент серебро в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

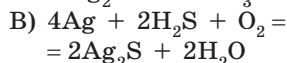
СВОЙСТВО СЕРЕБРА



- 1) является окислителем



- 2) является восстановителем



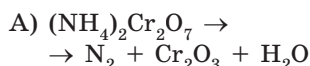
- 3) является и окислителем, и восстановителем

- 4) не изменяет степень окисления

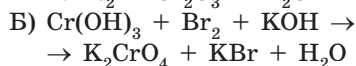
- 18) Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и элементом-восстановителем.

СХЕМА ОВР

ЭЛЕМЕНТ-ВОССТАНОВИТЕЛЬ

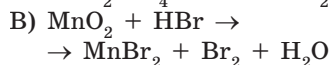


- 1) марганец



- 2) азот

- 3) хром



- 4) бром



- 19) Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и элементом-окислителем.

СХЕМА ОВР

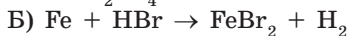
ЭЛЕМЕНТ-ОКИСЛИТЕЛЬ



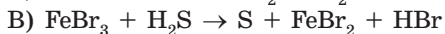
1) водород



2) железо



3) бром

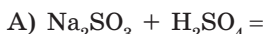


4) сера

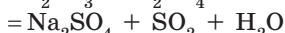
- 20) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент сера в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО СЕРЫ



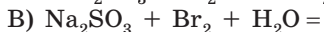
1) является окислителем



2) является восстановителем



3) является и окислителем,



и восстановителем

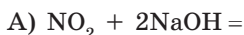


4) не изменяет степень окисления

- 21) Установите соответствие между уравнением реакции и свойством, которое проявляет элемент азот в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО АЗОТА



1) является окислителем



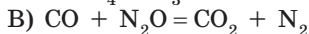
2) является восстановителем



3) является и окислителем,



и восстановителем

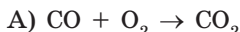


4) не изменяет степень окисления

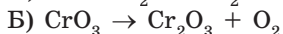
- 22) Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и степенью окисления восстановителя.

СХЕМА ОВР

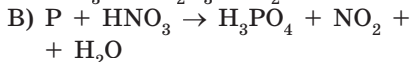
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ
ВОССТАНОВИТЕЛЯ



1) -2



2) 0



3) +2

4) +3



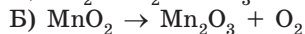
- 23) Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и степенью окисления окислителя.

СХЕМА ОВР

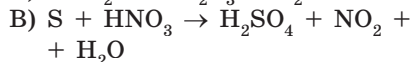
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ
ОКИСЛИТЕЛЯ



1) 0



2) +4



3) +5

4) +6

- 24) Установите соответствие между формулой частицы и окислительно-восстановительными свойствами, которые она способна проявлять.

ФОРМУЛА ЧАСТИЦЫ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЕ СВОЙСТВО



1) может быть только окислителем



2) может быть только восстановителем



3) может быть и окислителем, и восстановителем

4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

§ 6.2. ПРЕДСКАЗАНИЕ ПРОДУКТОВ ОВР И ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОЭФФИЦИЕНТОВ МЕТОДОМ ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

Составление уравнений ОВР — распространённый тип заданий ЕГЭ. Для этого необходимо предсказать продукты, записать схему реакции, а затем найти стехиометрические коэффициенты. Для предсказания продуктов реакции между заданными веществами есть чёткий алгоритм, состоящий из трёх этапов.

1. Определяем, какой элемент является окислителем, а какой — восстановителем. Это не будет вызывать сложности, если пользоваться таблицами 6.1 и 6.2 из предыдущего параграфа.

2. Определяем, какие степени окисления приобретают окислитель и восстановитель после реакции. Для этого надо выучить важнейшие полуреакции окисления и восстановления (см. § 6.1). Если же полуреакция не входит в их число, можно применить правило: чем более сильный окислитель участвует в реакции, тем



больше электронов отдаёт восстановитель и тем выше поднимается его степень окисления. Например, H_2S под действием слабых окислителей превращается в S ($\text{S}^{-2} - 2e \rightarrow \text{S}^0$), а под действием сильных окислителей, находящихся в избытке, — в H_2SO_4 : ($\text{S}^{-2} - 8e \rightarrow \text{S}^{+6}$). Аналогично, чем более сильный восстановитель участвует в реакции, тем больше электронов принимает окислитель и тем сильнее понижается его степень окисления. Например, HNO_3 под действием слабых восстановителей превращается в NO_2 ($\text{N}^{+5} + e \rightarrow \text{N}^{+4}$), а под действием сильных восстановителей — в NH_4NO_3 ($\text{N}^{+5} + 8e \rightarrow \text{N}^{-3}$).

3. Учитываем характер среды. Надо определить, в виде каких соединений существуют окисленные и восстановленные элементы в данной среде — кислой, щелочной или нейтральной. Для ответа на этот вопрос можно пользоваться таблицей 6.5.

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

ТАБЛИЦА 6.5.

Формы существования некоторых элементов в кислой и щелочной среде

Расчёт коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции основан на *электронном балансе*, в котором рассматривают изменение степеней окисления путём отдачи или принятия электронов. Метод электронного баланса включает два этапа:

1) записывают уравнения полуреакций окисления и восстановления и подсчитывают число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем;

В заданиях ЕГЭ практически никогда не встречаются сложные уравнения ОВР, в которых три или более элементов меняют степень окисления. Уравнения ОВР в заданиях ЕГЭ всегда стандартные, как правило, они включают три вещества: окислитель, восстановитель и вещество, определяющее характер среды (кислота, щёлочь или вода).

ВАЖНО ЗНАТЬ!

2) каждое уравнение полуреакции умножают на такие целые числа, чтобы количества отданных и принятых электронов совпали, после чего умноженные уравнения полуреакций складывают и получают суммарное уравнение ОВР.

Существуют и другие способы нахождения коэффициентов в уравнениях ОВР, например электронно-ионный баланс, кислородный баланс, однако мы рекомендуем ограничиться электронным балансом в силу его простоты и универсальности.

Применение электронного баланса для составления уравнений ОВР лучше всего рассматривать на конкретных примерах.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1 Составьте уравнение реакции $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

● **РЕШЕНИЕ.** Сначала определим продукты реакции. Воспользуемся описанным в тексте параграфа алгоритмом определения продуктов.

1) Восстановитель — P^{-3} в составе PH_3 , окислитель — Mn^{+7} в составе KMnO_4 . Характер среды определяется серной кислотой H_2SO_4 .

2) 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+} , который в сернокислой среде существует в виде MnSO_4 .

3) P^{+5} в кислой среде существует в виде кислоты H_3PO_4 , Mn^{2+} и K^+ — в виде солей MnSO_4 и K_2SO_4 (см. табл. 6.5).

Итоговая схема реакции:



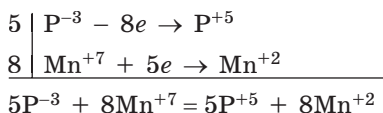
Для расчёта коэффициентов составим электронный баланс между окислителем и восстановителем. Запишем уравнения полуреакций:

Окисление: $\text{P}^{-3} - 8e \rightarrow \text{P}^{+5}$.

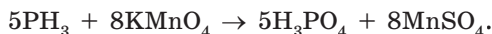
Восстановление: $\text{Mn}^{+7} + 5e \rightarrow \text{Mn}^{+2}$.

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:

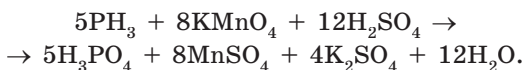




В балансе — по пять атомов P^{-3} и P^{+5} и по восемь атомов Mn^{+7} и Mn^{+2} :



Для того чтобы уравнивать 8 атомов К, в правую часть надо добавить $4\text{K}_2\text{SO}_4$. 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 $12\text{H}_2\text{SO}_4$. Наконец, число атомов кислорода и водорода уравнивается добавлением в правую часть 12 молекул H_2O :



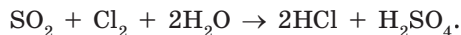
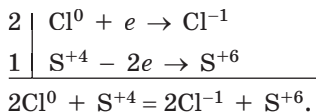
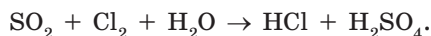
ПРИМЕР

2

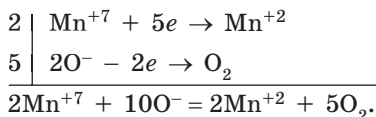
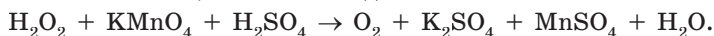
Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих реакций:

- 1) $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

● **РЕШЕНИЕ.** 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 :

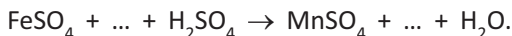


- 2) Mn^{+7} — окислитель, восстанавливается в кислой среде до Mn^{+2} ; O^- — восстановитель, окисляется до O^0 :



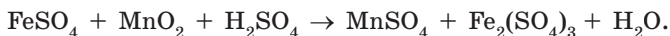
ПРИМЕР 3

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции

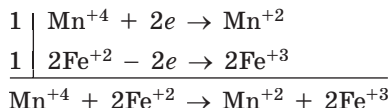


Определите окислитель и восстановитель.

● **РЕШЕНИЕ.** Заполним пропуски в схеме реакции. FeSO_4 — хороший восстановитель, поэтому в левой части должен быть окислитель, содержащий атомы Mn. Это не может быть KMnO_4 или K_2MnO_4 , так как в этом случае пришлось бы в правую часть добавлять K_2SO_4 , а для него нет места, ведь неизвестный продукт должен содержать Fe. В таблице 6.1 находим сильный окислитель, содержащий из металлов только марганец: MnO_2 . Это вещество окисляет FeSO_4 до железа(III), которое в сернокислой среде находится в виде $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Схема реакции:



Составим схему электронного баланса. MnO_2 (Mn^{+4}) — окислитель, превращается в MnSO_4 (Mn^{+2}). FeSO_4 (Fe^{+2}) — восстановитель, окисляется до $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (Fe^{+3}):



Уравнение реакции:



Окислитель — MnO_2 (Mn^{+4}), восстановитель — FeSO_4 (Fe^{+2}).

ПРИМЕР 4

Даны вещества: серная кислота, фторид кальция, сульфид цинка, дигидрофосфат натрия, нитрат аммония, хлорид калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

● **РЕШЕНИЕ.** Окислитель — очевидный, серная кислота H_2SO_4 . Среди оставшихся веществ хорошим восстановителем является сульфид цинка ZnS , содержащий серу в низшей степени окисления +2. Воз-



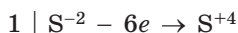
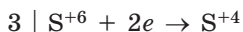
можны два варианта решения, отличающиеся глубиной окисления сульфид-иона.

1) Если серная кислота в избытке, то возможно окисление сульфида цинка до SO_2 :

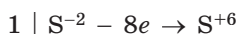
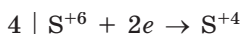
Уравнение реакции:



Электронный баланс:

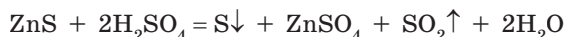


или

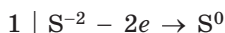
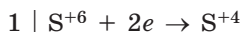


Окислитель — H_2SO_4 (S^{+6}), восстановитель — ZnS (S^{-2}).

2) При меньшем количестве H_2SO_4 окисление может происходить только до серы. Уравнение реакции:



Электронный баланс:



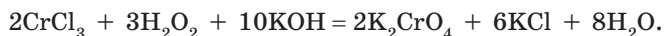
Окислитель — H_2SO_4 (S^{+6}), восстановитель — ZnS (S^{-2}).

ПРИМЕР

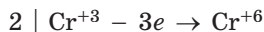
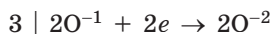
5

Даны вещества: гидроксид калия, хлорид хрома(III), карбонат натрия, пероксид водорода, сульфат магния, оксид меди(II). Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

● **РЕШЕНИЕ.** В перечне есть сильный окислитель — пероксид водорода H_2O_2 . Он может окислять хлорид хрома(III) CrCl_3 до Cr^{+6} , который в щелочной среде находится в виде хромата CrO_4^{2-} . Сам пероксид водорода восстанавливается до воды. Уравнение реакции:



Электронный баланс:



Окислитель — H_2O_2 (O^{-1}), восстановитель — CrCl_3 (Cr^{+3}).

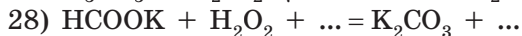
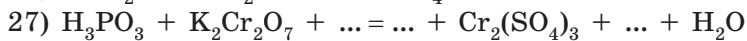
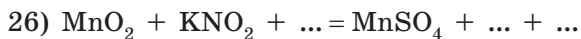


ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих реакций. В каждом случае определите окислитель и восстановитель.

- 1) $\text{NaNO}_2 + \dots + \text{H}_2\text{O} = \dots + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \dots = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{FeO} + \dots = \dots + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Cu}_2\text{O} + \dots = \dots + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{NaNO}_2 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{NO} + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \dots = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \dots = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
- 8) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \dots = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
- 9) $\text{PCl}_3 + \dots + \text{H}_2\text{O} = \dots + \text{HCl} + \text{NO}$
- 10) $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \dots = \text{S} + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$
- 11) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Cl}_2 + \dots = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \dots$
- 12) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots = \text{MnSO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \dots = \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 14) $\text{KClO} + \text{SO}_2 + \dots = \dots + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 15) $\text{CuCl} + \dots = \dots + \text{NO}_2 + \text{HCl} + \dots$
- 16) $\text{CuS} + \dots = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \dots$
- 17) $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots = \dots + \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \dots = \text{I}_2 + \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 19) $\text{CuSO}_4 + \text{KI} = \text{CuI} + \dots + \dots$
- 20) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AgNO}_3 + \text{NH}_3 = \text{Ag} + \dots + \dots$
- 21) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots = \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 22) $\text{NO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \dots + \dots$
- 23) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \dots = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots + \dots$
- 24) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \dots = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \dots + \dots = \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \dots$





2 Из предложенных ниже перечней выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнения этих реакций. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

- 1) Гидрокарбонат натрия, иодид калия, сульфат меди(II), хлороводород, сульфид цинка.
- 2) Хлорат калия, фосфат натрия, иодоводород, углекислый газ, карбонат кальция.
- 3) Серная кислота, оксид марганца(IV), карбонат калия, бромид натрия, нитрат кальция.
- 4) Дихромат калия, серная кислота, сульфат меди(II), сульфид аммония, нитрат алюминия.
- 5) Сероводород, оксид железа(II), нитрат серебра, карбонат бария, хлорид железа(III).
- 6) Оксид меди(I), карбонат кальция, азотная кислота, оксид кремния(IV), сульфат натрия.
- 7) Аммиак, нитрат алюминия, бромоводород, серебро, дихромат калия.
- 8) Хлорид железа(III), карбонат калия, серебро, иодоводородная кислота, сульфат натрия.
- 9) Сульфит натрия, хлорид железа(III), соляная кислота, сульфат алюминия, бромид калия.
- 10) Пероксид водорода, серная кислота, оксид кремния(IV), иодид калия, гидрокарбонат калия.
- 11) Иодид натрия, сульфит бария, сульфат аммония, соляная кислота, нитрит натрия.
- 12) Сульфат железа(II), серная кислота, пероксид водорода, карбонат натрия, хлорид магния.
- 13) Гидроксид марганца(II), гидроксид калия, сульфат железа(III), гипохлорит калия, карбонат кальция.
- 14) Сульфит натрия, гидроксид натрия, дихромат натрия, фосфат кальция, сульфат алюминия.
- 15) Бромат калия, нитрат кальция, сероводород, карбонат аммония, сульфид меди(II).



- 16) Хлорид железа(III), фосфат кальция, гидроксид натрия, медь, оксид серы(IV).
- 17) Сульфид аммония, нитрат алюминия, азотная кислота, карбонат кальция, хлорид серебра.

§ 6.3. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Некоторые окислительно-восстановительные реакции могут протекать только под действием электрического тока. Такие процессы называют *электролизом*. Отличие электролиза от обычных реакций заключается в том, что полуреакции разделены в пространстве.

Катод при электролизе имеет отрицательный заряд, поэтому к нему притягиваются положительные ионы — *катионы*, в полуреакции может также участвовать вода. Частицы на катоде

принимают электроны и тем самым являются окислителями. Анод имеет положительный заряд, на нём реагируют отрицательно заряженные ионы — *анионы*, а также вода. Эти частицы отдают электроны и являются восстановителями.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Восстановление происходит на катоде, окисление происходит на аноде.

Суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при электролизе, составляется из уравнений полуреакций на катоде и аноде.

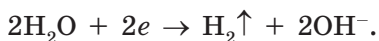
В водном растворе на катоде могут протекать следующие процессы:

1. Если металл стоит в ряду напряжений правее водорода, то на катоде восстанавливаются ионы металла и выделяется металл в свободном виде, например:

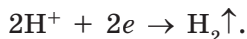


Если в растворе есть несколько таких катионов, то первым выделяется металл, стоящий в ряду напряжений правее всего.

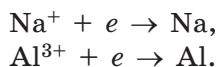
2. Если металл стоит в ряду напряжений левее алюминия (включительно), то на катоде восстанавливается вода с выделением водорода:



Активные металлы в водном растворе выделяться на катоде не могут. Водород выделяется и при электролизе растворов сильных кислот. В этом случае окислителем является не вода, а катионы водорода:



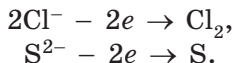
В расплавах солей или оксидов металлов из катионов есть только катионы металлов, поэтому на катоде можно получить любой металл, например:



3. Если металл стоит в ряду напряжений правее алюминия, но левее водорода, то на катоде могут одновременно выделяться и металл, и водород.

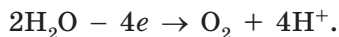
Процессы, протекающие на аноде, определяются материалом анода. На инертном, или нерастворимом, аноде (графит, платина) возможны следующие процессы окисления:

1. Если ионы кислотного остатка не содержат атомов кислорода, то окисляются именно они:

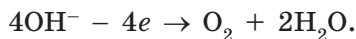


Исключение — ионы F^- , в водном растворе на аноде они не окисляются.

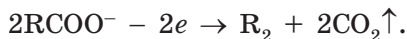
2. Если ионы кислотного остатка содержат атомы кислорода (SO_4^{2-} , NO_3^-), то окисляются не они, а вода с выделением кислорода:



3. При электролизе растворов щелочей также выделяется кислород, но при этом окисляется не вода, а гидроксид-ионы:



4. При электролизе солей карбоновых кислот на аноде окисляются анионы кислотного остатка:



На катоде выделяется или металл, или водород, или металл и водород вместе.

ВАЖНО ЗНАТЬ!



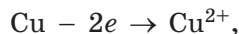
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

На нерастворимом аноде выделяется или кислород, или продукт окисления аниона кислотного остатка.

Окислению подвергаются атомы углерода карбоксильной группы:

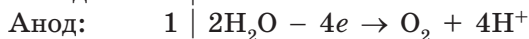


Если анод растворимый (медь, никель), то на нём происходит окисление материала анода, и металл переходит в раствор в виде ионов, например:

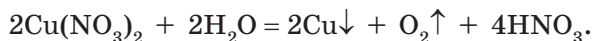


а анионы, содержащиеся в растворе, не изменяются.

Рассмотрим в качестве примера электролиз водного раствора нитрата меди(II) на инертных электродах. В растворе находятся ионы Cu^{2+} и NO_3^- , которые под действием электрического тока направляются к соответствующим электродам:



Суммарное уравнение:



Если для электролиза раствора $Cu(NO_3)_2$ в качестве анода взять медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде вместо воды окисляется материал анода — медь, которая в виде ионов Cu^{2+} переходит в раствор.

Таким образом, электролиз растворов солей с растворимым анодом сводится к окислению материала анода (его растворению) и сопровождается переносом металла с анода на катод. Это свойство широко используется при рафинировании (очистке) металлов от загрязнений.

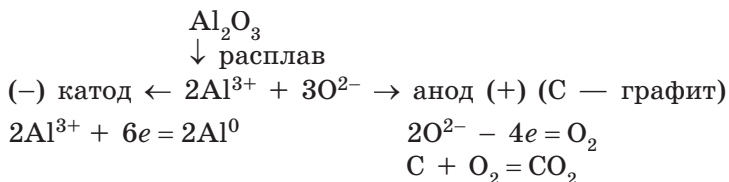
При электролизе водных растворов сильных кислородсодержащих кислот (H_2SO_4 , HNO_3), щелочей и солей активного металла и кислородсодержащей кислоты на катоде выделяется водород, на аноде кислород, и электролиз сводится к разложению воды:



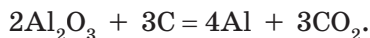
Количество вещества, содержащегося в растворе, при этом не изменяется.



Для получения активных металлов (калия, алюминия и др.), легко вступающих во взаимодействие с водой, применяют электролиз *расплава* солей или оксидов, например:



Мы видим, что на аноде происходит дополнительная реакция — окисление материала анода кислородом. Суммарное уравнение электролиза:



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

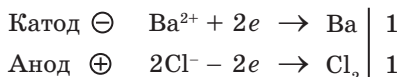
1

Напишите уравнения электролиза хлорида бария:
а) в расплаве; б) в водном растворе.

● **РЕШЕНИЕ.** а) В расплаве хлорид бария диссоциирует:



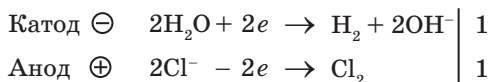
На катоде будет реагировать катион Ba^{2+} , а на аноде — анион Cl^- .
Уравнения электродных процессов:



Суммарное уравнение электролиза расплава хлорида бария:



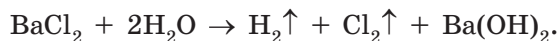
б) В водном растворе, кроме ионов Ba^{2+} и Cl^- , присутствует вода. Барий — активный металл, он находится в ряду напряжений левее алюминия, поэтому на катоде восстанавливается вода и выделяется водород. Хлорид-ион не содержит атомов кислорода, поэтому на аноде, как и в расплаве соли, окисляется хлорид-ион 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:



В заданиях ЕГЭ не требуется писать уравнения полуреакций на катоде и аноде или уравнение суммарной реакции, достаточно уметь определять, какие вещества образуются на катоде и/или аноде. В большинстве заданий требуется установить соответствие.

ПРИМЕР

2

Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимся на катоде.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

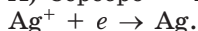
- А) AgNO_3
- Б) NaOH
- В) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$
- Г) H_2SO_4

ПРОДУКТ НА КАТОДЕ

- 1) H_2
- 2) O_2
- 3) Cu
- 4) Ag
- 5) CO_2

● **РЕШЕНИЕ.** На катоде выделяется или водород, или металл. Это зависит от положения металла в ряду напряжений.

А) Серебро — правее водорода, на катоде выделяется именно оно:



Б) Натрий — левее алюминия, на катоде выделяется водород:



В) Медь — правее водорода, на катоде выделяется медь: $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$.

Г) На катоде — только ионы H^+ , они восстанавливаются до газообразного водорода: $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\uparrow$.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
4	1	3	1

ПРИМЕР

3

Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза водного раствора этого вещества с инертными электродами.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) HNO_3
- Б) AgNO_3
- В) KOH
- Г) KBr

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

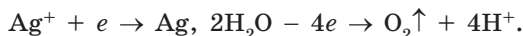
- 1) H_2 , Br_2
- 2) Ag , O_2
- 3) H_2 , O_2
- 4) K , O_2
- 5) Ag , N_2



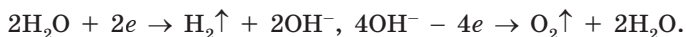
● **РЕШЕНИЕ.** Здесь надо учесть процессы и на катоде, и на аноде.
 А) HNO_3 — сильная кислородсодержащая кислота. На катоде — H_2 ,
 на аноде — O_2 .



Б) На катоде — Ag (серебро правее водорода в ряду напряжений), на
 аноде — O_2 (окисление воды, нитрат-ион не окисляется):



В) На катоде — H_2 (калий левее алюминия), на аноде — O_2 (окис-
 ление ионов OH^-):



Г) На катоде — H_2 (калий левее алюминия), на аноде — Br_2 (окис-
 ление ионов бескислородной кислоты):



ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
3	2	3	1

ПРИМЕР

4

Установите соответствие между формулой вещества и про-
 дуктами электролиза водного раствора или расплава это-
 го вещества, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

А) BaO (расплав)

1) H_2 , I_2

Б) BaI_2 (раствор)

2) K , H_2

В) HI

3) Ba , O_2

Г) KOH (расплав)

4) Ba , I_2

5) K , O_2 , H_2O

● **РЕШЕНИЕ.** Надо учесть различие между процессами в растворах
 и расплавах.

А) Оксид в расплаве диссоциирует: $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{O}^{2-}$.

Катод: $\text{Ba}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ba}$, анод: $2\text{O}^{2-} - 4e \rightarrow \text{O}_2\uparrow$.

Б) В растворе барий на катоде образоваться не может.

Катод: $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$, анод: $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2$.

В) Катод: $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\uparrow$, анод: $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2$.

Г) Щёлочь в расплаве диссоциирует: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$.

Катод: $\text{K}^+ + e \rightarrow \text{K}$, анод: $4\text{OH}^- - 4e \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
3	1	1	5





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- 1) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) HgCl_2
 Б) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
 В) H_2SO_4
 Г) AlCl_3

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) H_2 , Cl_2
 2) H_2 , O_2
 3) Hg , O_2
 4) Hg , Cl_2
 5) Al , Cl_2

- 2) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) KNO_3
 Б) HBr
 В) CuSO_4
 Г) H_2SO_4

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) H_2 , O_2
 2) H_2 , NO_2
 3) Cu , O_2
 4) Cu , SO_2
 5) H_2 , Br_2

- 3) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) CaCl_2
 Б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 В) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 Г) CuF_2

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) Cu , O_2
 2) H_2 , F_2
 3) H_2 , O_2
 4) H_2 , Cl_2
 5) Al , O_2

- 4) Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимся на инертном аноде.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) KOH
 Б) KCl
 В) HNO_3
 Г) KClO_4

ПРОДУКТ НА АНОДЕ

- 1) H_2
 2) O_2
 3) Cl_2
 4) HCl
 5) NO_2



- 5) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) HBr
 Б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 В) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 Г) KBr

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) H_2 , O_2
 2) H_2 , Br_2
 3) Cu , O_2
 4) K , O_2
 5) Al , SO_2

- 6) Установите соответствие между исходным веществом и продуктами его электролиза, образовавшимися на инертных электродах.

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО

- А) раствор CaCl_2
 Б) расплав CaCl_2
 В) раствор KOH
 Г) расплав KOH

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) Ca и Cl_2
 2) Ca и O_2
 3) H_2 и Cl_2
 4) H_2 и O_2
 5) K , H_2O и O_2

- 7) Установите соответствие между исходным веществом и продуктами его электролиза, образовавшимися на катоде и аноде.

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО

- А) раствор CuSO_4
 Б) расплав NaCl
 В) раствор NaCl
 Г) раствор NaOH

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) Cu и O_2
 2) H_2 и Cl_2
 3) Na , H_2O и O_2
 4) Na и Cl_2
 5) H_2 и O_2

- 8) Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимся на инертном аноде.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) NaNO_3
 Б) MgCl_2
 В) ZnSO_4
 Г) KBr

ПРОДУКТ НА АНОДЕ

- 1) HCl
 2) Cl_2
 3) O_2
 4) HBr
 5) Br_2



- 9) Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимся на катоде.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А) H_2SO_4	1) Ag_2O
Б) KCl	2) Ag
В) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	3) H_2
Г) AgNO_3	4) Cu
	5) $\text{Cu}(\text{OH})_2$

- 10) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза водного раствора или расплава этого вещества, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А) Al_2O_3	1) H_2 , Cl_2
Б) AlCl_3 (p-p)	2) Al , O_2
В) HCl	3) Al , Cl_2
Г) NaOH (p-p)	4) H_2 , O_2
	5) Na , O_2

- 11) Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимся на инертном аноде.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А) HNO_3	1) H_2
Б) HI	2) O_2
В) CuSO_4	3) Cl_2
Г) CaCl_2	4) I_2
	5) SO_2

- 12) Установите соответствие между формулой вещества и продуктом электролиза водного раствора этого вещества, образовавшимся на катоде.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А) AgNO_3	1) H_2
Б) CaI_2	2) Ag
В) HCl	3) Ca
Г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	4) O_2
	5) Cu



- 13) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) KCl
 Б) Na_2CO_3
 В) HBr
 Г) $CuCl_2$

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) металл и O_2
 2) металл и Cl_2
 3) H_2 и O_2
 4) H_2 и Cl_2
 5) H_2 и Br_2
 6) металл и CO_2

- 14) Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора, образовавшимися на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) AgF
 Б) K_2SO_4
 В) $AlBr_3$
 Г) $CuBr_2$

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

- 1) металл и O_2
 2) металл и Br_2
 3) H_2 и O_2
 4) H_2 и SO_2
 5) H_2 и Br_2
 6) металл и SO_2

- 15) Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, образовавшимся в растворе после электролиза водного раствора этого вещества с инертными электродами.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) $CuSO_4$
 Б) $NaCl$
 В) $NaBr$
 Г) $HgSO_4$

ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА В РАСТВОРЕ

- 1) $Cu(OH)_2$
 2) H_2SO_4
 3) HBr
 4) HCl
 5) $NaOH$



ГЛАВА ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ
7 НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Кислород — самый распространённый элемент на Земле, более того, кислород — очень реакционноспособный элемент, поэтому он входит в состав самых разнообразных соединений: природных ископаемых, воды, в состав биологически важных веществ. Поэтому классификацию неорганических соединений традиционно начинают с рассмотрения соединений элементов с кислородом, а именно с оксидов.

§ 7.1. ОКСИДЫ



Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2 .

Кислородные соединения химических элементов можно классифицировать по типу химических связей, по способности образовывать соли и по кислотно-основным свойствам.


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

К оксидам не могут быть отнесены такие соединения, как, например, H_2O_2 , Na_2O_2 (пероксид, содержащий ион O_2^{2-}), KO_2 (надпероксид, содержащий ион O_2^-) или KO_3 (озонид, содержащий ион O_3^-).

В зависимости от природы элементов, входящих в состав оксида, связь может изменяться от ионной (оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, например Na_2O , CaO) до ковалентной (оксиды неметаллов и переходных металлов в высших степенях окисления, например CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7).

Оксиды с *ионным* типом связи в твёрдом состоянии образуют ионные кристаллические решётки. Для них, как правило, характерны высокие температуры плавления, они не электропроводны в твёрдом состоянии, но проводят электрический ток в расплавах и в растворах.



Оксиды с *ковалентным* типом связи в твёрдом состоянии образуют молекулярные кристаллические решётки. Это вещества с низкими или невысокими температурами плавления и кипения, не способные проводить электрический ток ни в твёрдом, ни в жидком состоянии. Они могут представлять собой газы (SO_2 , NO_2), жидкости (H_2O , SO_3 , Mn_2O_7) или легколетучие твёрдые вещества (P_2O_5).

По способности оксидов образовывать соли их делят на *солеобразующие* и *несолеобразующие* (например, NO , N_2O и CO). Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, амфотерные и кислотные (схема 7.1).

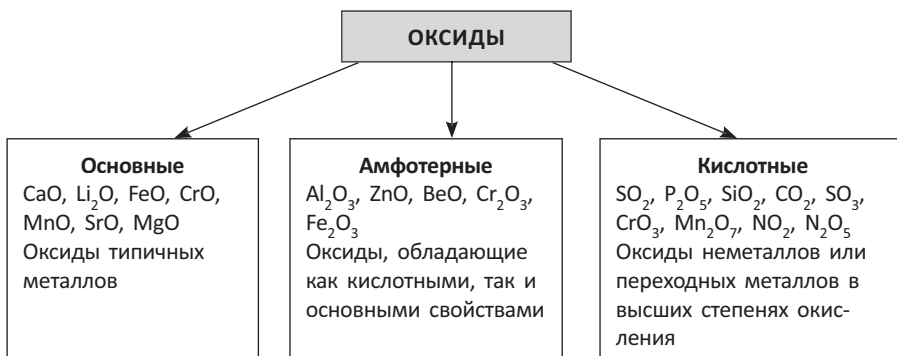


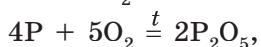
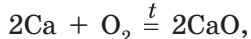
СХЕМА 7.1.

Классификация солеобразующих оксидов

Увеличение степени окисления элемента в оксиде приводит к ослаблению проявляемых им основных свойств и усилению кислотных. Так, оксид хрома(II) CrO является основным оксидом, оксид хрома(III) Cr_2O_3 амфотерен, а оксид хрома в высшей степени окисления +6 CrO_3 — кислотный оксид.

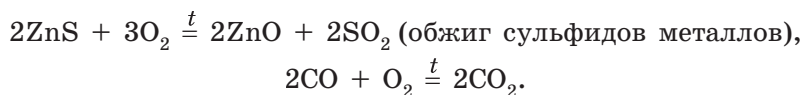
Общие методы получения оксидов

1. Окисление простых и сложных веществ кислородом:

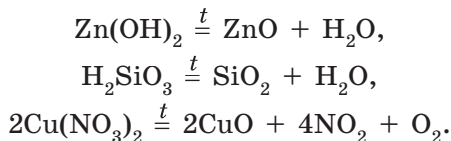


ВАЖНО ЗНАТЬ!
 Диоксид кремния SiO_2 (кварц) — вещество с ковалентными связями, образует *атомную* кристаллическую решётку с высокой температурой плавления. Высший оксид азота N_2O_5 образует *ионную* кристаллическую решётку.

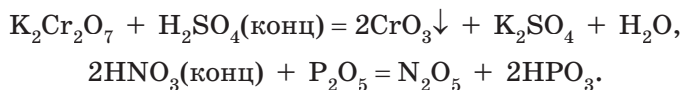
ВАЖНО ЗНАТЬ!
 Метод окисления простых и сложных веществ кислородом практически неприменим для щелочных металлов (за исключением лития), которые при окислении обычно дают пероксиды и надпероксиды (см. главу 9).



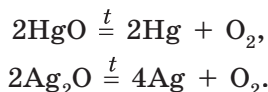
2. Разложение оснований, кислородсодержащих кислот и солей при нагревании:



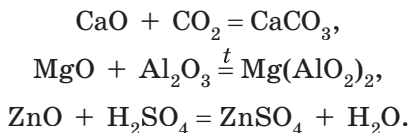
3. Кроме общих методов получения оксидов, для *кислотных* оксидов существует способ, основанный на получении кислоты, соответствующей этому оксиду, и дальнейшем её обезвоживании. В качестве водоотнимающего средства наиболее часто используются концентрированная серная кислота и оксид фосфора(V):



Основные оксиды. Поскольку большинство основных оксидов представляет собой твёрдые кристаллические вещества с ионным типом связи, они обладают высокими температурами плавления и кипения и не разлагаются при нагревании. Исключение составляют оксиды ртути и серебра, легко разлагающиеся на простые вещества:

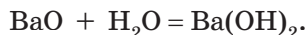


Основные оксиды при нагревании могут вступать в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, а также с кислотами с образованием солей:



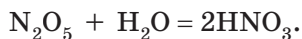
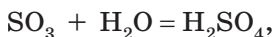
Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой с образованием соответствующих оснований:



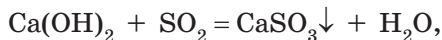


Остальные оксиды из-за нерастворимости соответствующих оснований не реагируют с водой.

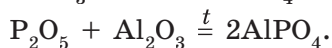
Кислотные оксиды. Большинство кислотных оксидов могут взаимодействовать с водой с образованием кислот (именно поэтому они называются *ангидридами* соответствующих кислот):



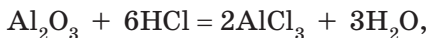
Кислотные оксиды реагируют с сильными основаниями (щелочами):



и взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:



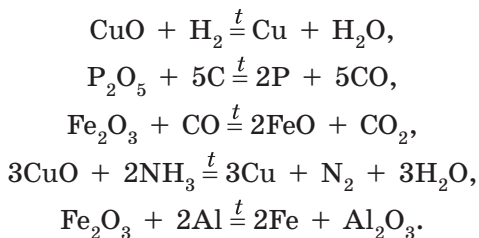
Амфотерные оксиды могут вступать в реакции, характерные как для основных, так и для кислотных оксидов. Амфотерные оксиды не растворяются в воде. К амфотерным оксидам относят оксид алюминия Al_2O_3 , оксид хрома(III) Cr_2O_3 , оксид бериллия BeO , оксид цинка ZnO , оксид железа(III) Fe_2O_3 и некоторые другие.



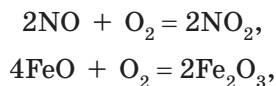
Почти все оксиды участвуют в реакциях *восстановления* до простых веществ или до оксида, в котором элемент проявляет меньшую степень окисления. Типичными восстановителями в подобных реакциях могут выступать водород, углерод, оксид углерода(II), аммиак, алюминий. Эти реакции протекают при нагревании:

Важно знать!
Амфотерный оксид железа(III) не растворяется в разбавленных щелочах (соответствующий гидроксокомплекс не образуется).

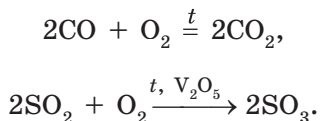




Оксиды, образованные элементами в промежуточных степенях окисления, могут участвовать в реакциях *окисления*, повышая степень окисления элемента. Иногда для этого достаточно кислорода воздуха:



в других случаях требуются специальные условия (нагревание, катализатор):



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1

Среди перечисленных ниже веществ выберите два, относящихся к кислотным оксидам.

- 1) CaO
- 2) SiO₂
- 3) ZnO
- 4) P₂O₃
- 5) H₂O₂
- 6) NO

● **РЕШЕНИЕ.** Среди перечисленных веществ к кислотным оксидам относятся SiO₂ и P₂O₃. Пероксид водорода не может считаться оксидом, он относится к пероксидам (содержит кислород в степени окисления –1).

ОТВЕТ: 24.



ПРИМЕР

2

Среди перечисленных ниже веществ выберите два, относящихся к несолеобразующим оксидам.

- 1) CaO
- 2) N₂O
- 3) ZnO
- 4) P₂O₅
- 5) SO₂
- 6) NO

● **РЕШЕНИЕ.** Среди перечисленных веществ к несолеобразующим оксидам относятся оксиды азота N₂O и NO.

ОТВЕТ: 26.

ПРИМЕР

3

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

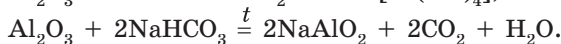
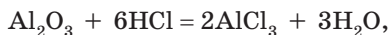
ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) Al₂O₃
- Б) P₂O₅
- В) CaO
- Г) NO

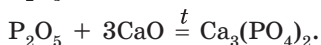
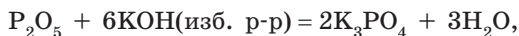
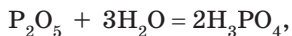
РЕАГЕНТЫ

- 1) H₂O, KOH, CaO
- 2) HCl, NaOH, NaHCO₃
- 3) H₂O, H₂SO₄, SiO₂
- 4) H₂O, CuO, Cl₂
- 5) O₂, H₂S, Cl₂

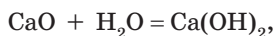
● **РЕШЕНИЕ.** А) Амфотерный оксид алюминия взаимодействует со всеми веществами из набора 2):

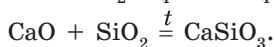
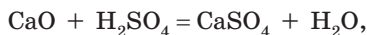


Б) Оксид фосфора(V) — кислотный, он взаимодействует со всеми веществами из набора 1):

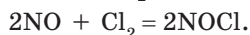
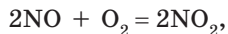


В) Оксид кальция — основной, он реагирует со всеми веществами из набора 3):





Г) Оксид азота(II) — несолеобразующий, он вступает только в окислительно-восстановительные реакции с веществами набора 5:



ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
2	1	3	5

ПРИМЕР

4

Сколько граммов красного осадка можно получить при осторожном приливании избытка концентрированной серной кислоты к 29,4 г кристаллического дихромата калия?

● **РЕШЕНИЕ.** Красный осадок — это оксид хрома(VI), кислотный оксид:



$$\nu(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 29,4 / 294 = 0,1 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{CrO}_3) = 2\nu(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,2 \text{ моль}.$$

$$m(\text{CrO}_3) = 0,2 \cdot 100 = 20 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 20 г.

ПРИМЕР

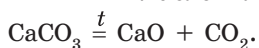
5

В результате нагревания твёрдого вещества X были получены два оксида — основной Y и кислотный Z. Определите, какие из указанных веществ являются веществами X, Y и Z.

- 1) CaSiO_3
- 2) CO_2
- 3) CaCO_3
- 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 5) CaO
- 6) SiO_2



- **РЕШЕНИЕ.** Условиям задачи соответствует реакция:



ОТВЕТ:

X	Y	Z
3	5	2

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① Среди перечисленных ниже веществ выберите два основных оксида.

- 1) BaO
- 2) SiO₂
- 3) Li₂O
- 4) N₂O
- 5) Al₂O₃
- 6) OF₂

- ② Среди перечисленных ниже соединений выберите два, относящиеся к амфотерным оксидам.

- 1) BeO
- 2) Ag₂O
- 3) MgO
- 4) Cr₂O₃
- 5) K₂O

- ③ Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений.

ВЕЩЕСТВО

- A) BeO
- B) N₂O₅
- B) CO

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) основной оксид
- 2) амфотерный оксид
- 3) кислотный оксид
- 4) несолетобразующий оксид

- ④ Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений.

ВЕЩЕСТВО

- A) SiO₂
- B) NO
- B) Al₂O₃

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) основной оксид
- 2) амфотерный оксид
- 3) кислотный оксид
- 4) несолетобразующий оксид



5 Среди перечисленных ниже соединений выберите два вещества с ионным типом связи.

- 1) Al_2O_3
- 2) CO_2
- 3) H_2O
- 4) P_2O_3
- 5) CaO
- 6) NO_2

6 Установите соответствие между названием оксида и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ФОРМУЛА
А) угарный газ	1) CO_2
Б) веселящий газ	2) SiO_2
В) кварц	3) NO
Г) негашёная известь	4) N_2O
	5) CaO
	6) CO

7 Установите соответствие между названием оксида и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ФОРМУЛА
А) железная окалина	1) CO_2
Б) кремнезём	2) SiO_2
В) углекислый газ	3) SO_2
Г) сернистый газ	4) Fe_3O_4
	5) SO_3
	6) Fe_2O_3

8 Раствор гидрокарбоната магния прокипятили, осадок отделили и подвергли термическому разложению, выделившийся газ поглотили избытком известковой воды. Выпавший осадок сплавляли с оксидом кремния. Запишите уравнения четырёх описанных реакций.

9 Сколько граммов углерода потребуется для восстановления 6,2 г фосфора из оксида фосфора(V) при нагревании?

10 Сколько граммов измельчённого алюминия потребуется для полного восстановления 6,96 г железной окалины Fe_3O_4 ? Ответ округлите до десятых.



§ 7.2. ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды (или гидратированные оксиды) — сложные вещества, которые можно формально рассматривать как продукты взаимодействия оксидов соответствующих элементов с водой.



По аналогии с оксидами гидроксиды делятся на *основные*, *амфотерные* и *кислотные* (схема 7.2). Последние принято называть *кислотами*, их свойства будут рассмотрены далее в специальном § 7.3. На схеме ниже каждому типу гидроксидов сопоставлены соответствующие им оксиды (основные, амфотерные и кислотные). Не все оксиды способны непосредственно реагировать с водой, образуя гидроксиды, и не все гидроксиды разлагаются при нагревании до оксида элемента и воды, однако степени окисления элемента в гидроксиде и соответствующем ему оксиде совпадают.



ВАЖНО ЗНАТЬ!

Исключением является кислотный оксид NO_2 (содержит азот в степени окисления +4), который при взаимодействии с водой диспропорционирует, давая две кислоты со степенями окисления азота +3 и +5 (HNO_2 и HNO_3).

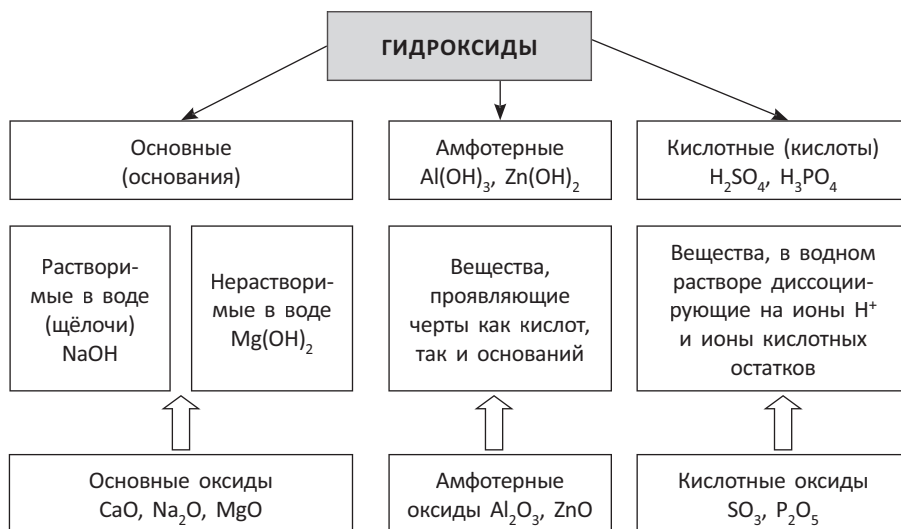


СХЕМА 7.2.

Классификация гидроксидов и сопоставление с оксидами



Основные гидроксиды (основания) — это сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы металла и гидроксид-ионы OH^- :

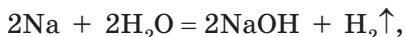


Основные гидроксиды бывают растворимыми в воде (в случае щелочных и щелочноземельных металлов их называют *щелочами*) и нерастворимыми. Важнейшее различие между ними заключается в том, что из-за полного растворения гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов концентрация ионов OH^- в растворах щелочей достаточно высока, а для нерастворимых оснований из-за низкой растворимости вещества концентрация OH^- очень мала.

Амфотерные гидроксиды — сложные вещества, в зависимости от условий способные проявлять свойства кислотных или основных гидроксидов. Это твёрдые, плохо растворимые в воде вещества.

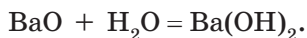
Способы получения гидроксидов

1. *Взаимодействие активных металлов с водой.* Этот способ подходит для щелочных и щелочноземельных металлов:

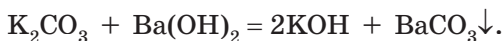


С остальными металлами подобные реакции или не происходят, или же в результате взаимодействия металла с водой (с парами воды) образуется не гидроксид, а оксид.

2. *Взаимодействие оксидов металлов с водой.* Этот способ подходит для металлов, гидроксиды которых растворимы:

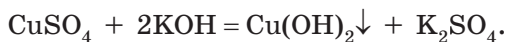


3. *Реакции обмена.* Растворимые основания можно получить по реакции обмена, в этом случае, кроме основания, получается плохо растворимая соль:



Плохорастворимые гидроксиды можно осадить, действуя хорошо растворимыми основаниями на соли металлов:

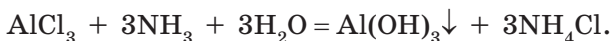




Этот метод синтеза неудобен для получения гидроксидов, обладающих амфотерными свойствами, так как при несоблюдении количества добавленного реагента может произойти растворение амфотерного основания в избытке щёлочи и образование комплексной соли:



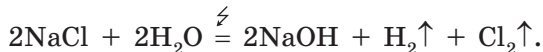
Поэтому для получения *амфотерных гидроксидов* в реакциях обмена часто используют раствор аммиака, в котором они не растворяются:



Гидроксиды серебра, ртути и одновалентной меди настолько легко разлагаются, что при попытке получить их обменной реакцией вместо гидроксидов выпадают в осадок оксиды соответствующих элементов:

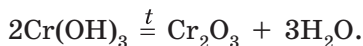
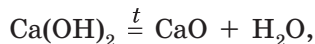


В *промышленности* щёлочи получают электролизом водных растворов хлоридов щелочных металлов с разделением катодного и анодного пространства диафрагмой (в качестве побочного продукта получается хлор, широко используемый в химическом синтезе):



Химические свойства основных и амфотерных гидроксидов

- Почти все основания (за исключением гидроксидов щелочных металлов) разлагаются при нагревании с образованием соответствующих оксидов и воды:

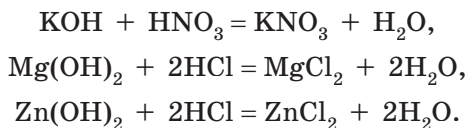


Из гидроксидов щелочных металлов аналогично протекает только разложение LiOH :

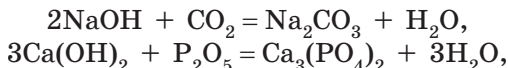


- Наиболее характерной реакцией оснований является их взаимодействие с кислотами — реакция *нейтрализации*, в неё вступают щёлочи, нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды:

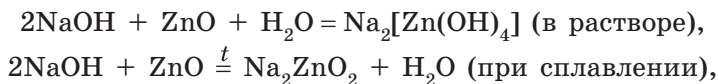




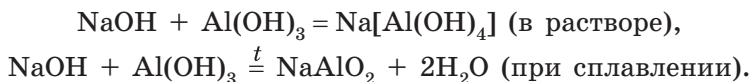
Основные гидроксиды (только щёлочи) реагируют с кислотными оксидами:



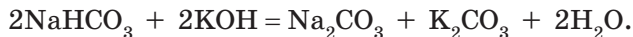
с амфотерными оксидами:



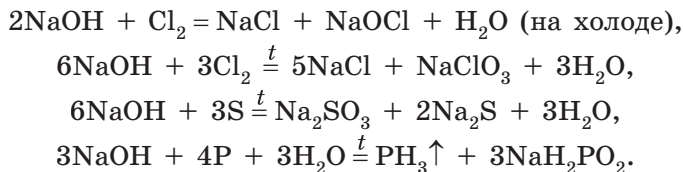
с амфотерными гидроксидами:



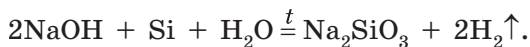
• Основания реагируют с кислыми солями с образованием соответствующих средних солей:



• Растворы щелочей способны реагировать с некоторыми неметаллами (галогены, сера, белый фосфор, кремний). При этом в случае галогенов, серы и белого фосфора происходят реакции *диспропорционирования*, когда неметалл одновременно понижает и повышает свою степень окисления. Степень диспропорционирования неметалла зависит от температуры, при которой проводится реакция:



Кремний в растворе щёлочи окисляется и происходит выделение водорода из-за неустойчивости соединения кремния в низшей степени окисления в указанных условиях:



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

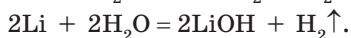


ПРИМЕР 1

Из списка веществ выберите два основания, которые можно получить взаимодействием металла с водой.

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 5) LiOH

● **РЕШЕНИЕ.** Непосредственной реакцией металла с водой можно получить гидроксиды кальция и лития:



ОТВЕТ: 25.

ПРИМЕР 2

Металлический литий прореагировал с водой. К полученному раствору добавили раствор хлорида алюминия, затем в прозрачный раствор пропустили углекислый газ. Осадок отфильтровали и прокалили. Запишите уравнения четырёх реакций.

- **РЕШЕНИЕ.**
- 1) $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow,$
 - 2) $4\text{LiOH} + \text{AlCl}_3 = \text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{LiCl},$
 - 3) $2\text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 = \text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{H}_2\text{O},$
 - 4) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$

ПРИМЕР 3

Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений.

ВЕЩЕСТВО

- А) NaOH
- Б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- В) $\text{Be}(\text{OH})_2$
- Г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) амфотерный гидроксид
- 2) основная соль
- 3) нерастворимое в воде основание
- 4) щёлочь
- 5) основной оксид

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
4	1	1	3



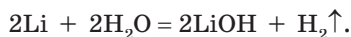
ПРИМЕР**4**

Рассчитайте массовую долю (в %) вещества в растворе, полученном прибавлением 3,5 г металлического лития к 250 г 5%-го раствора гидроксида лития. Ответ округлите до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** В растворе находилось гидроксида лития:

$$m(\text{LiOH}) = 250 \cdot 0,05 = 12,5 \text{ г.}$$

Произошла реакция:



$$\nu(\text{Li}) = 3,5 / 7 = 0,5 \text{ моль.}$$

$$\nu(\text{LiOH}) = \nu(\text{Li}) = 0,5 \text{ моль,}$$

$$m(\text{LiOH}) = 24 \cdot 0,5 = 12 \text{ г,}$$

$$m(\text{H}_2) = 0,25 \cdot 2 = 0,5 \text{ г.}$$

Всего гидроксида лития в растворе содержится

$$m(\text{LiOH}) = 12,5 + 12 = 24,5 \text{ г.}$$

Масса раствора составляет:

$$m(\text{р-ра}) = 250 + 3,5 - 0,5 = 253 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{LiOH}) = 24,5 / 253 = 0,097 \text{ (или } 9,7\%).$$

ОТВЕТ: 9,7%.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Из списка веществ выберите два основания, нагреванием которых нельзя получить соответствующий оксид металла.

- 1) КОН
- 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 5) NaOH

② Из списка веществ выберите два амфотерных основания.

- 1) LiOH
- 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 5) $\text{Cr}(\text{OH})_3$



3) Из списка веществ выберите два основания, реагирующих с разбавленным раствором гидроксида натрия.

- 1) KOH
- 2) Be(OH)₂
- 3) Cu(OH)₂
- 4) Zn(OH)₂
- 5) Ca(OH)₂

4) Из списка веществ выберите два оксида, реагирующих с водой с образованием сильного основания.

- 1) Cr₂O₃
- 2) CaO
- 3) ZnO
- 4) P₂O₅
- 5) Li₂O

5) Через раствор, полученный растворением кальция в воде, пропускали углекислый газ. Выпавший белый осадок растворился при пропускании избытка углекислого газа. Если к полученному раствору добавить щёлочь, выпадет белый осадок. Запишите уравнения четырёх описанных реакций.

6) К раствору сульфата алюминия добавили раствор аммиака. Выпавший осадок отделили, к нему добавили раствор гидроксида калия. Через полученный раствор пропустили углекислый газ. Образовавшийся осадок растворили, добавив соляную кислоту. Запишите уравнения четырёх описанных реакций.

7) Твёрдый гидроксид цинка сплавляли с карбонатом натрия. Выделившийся при этом газ пропустили в раствор, полученный взаимодействием хлорида хрома(III) с избытком раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок отделили и прокалили. Запишите уравнения четырёх описанных реакций.

8) Сколько граммов твёрдого вещества можно получить прокаливанием осадка, выпавшего при приливании избытка раствора аммиака к 200 мл 10%-го раствора нитрата алюминия (плотность раствора 1,07 г/мл)?



9 Сколько граммов оксида бария нужно добавить к 200 г 5%-го раствора гидроксида бария, чтобы утроить массовую долю вещества в растворе? Ответ округлите до десятых.

10 Сколько граммов 10%-го раствора гидроксида натрия нужно добавить к 300 г 13%-го раствора сульфата хрома(III) для того, чтобы первоначально выпавший осадок полностью растворился?

§ 7.3. КИСЛОТЫ



Кислоты, или кислотные гидроксиды, — сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются ионы водорода и кислотного остатка.

Например:



При взаимодействии кислоты с основанием ионы водорода кислоты заменяются катионами металла и образуются соли.

По числу ионов водорода, которые могут образовываться при диссоциации кислоты, кислоты делят на *одноосновные* (например, HF), *двухосновные* (H_2SO_4) и *трёхосновные* (H_3PO_4). Однако не всегда основность кислоты совпадает с числом атомов водорода в молекуле (см. § 8.4 о кислородсодержащих кислотах фосфора).

Если анион кислоты не содержит кислород, то такие кислоты называют *бескислородными* (HCl, H_2S). Очевидно, что HClO_4 и HNO_3 являются *кислородсодержащими* кислотами.

Названия кислот. Если кислородсодержащая кислота содержит неметалл в максимальной степени окисления, совпадающей с номером группы Периодической системы, то её название производится от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная, -вая*. По мере понижения степени окисления неметалла суффиксы в названиях кислот изменяются в следующем порядке: *-оватая, -истая, -оватистая*:

HClO_4 — хлорная кислота

H_3PO_4 — ортофосфорная кислота

HClO_3 — хлорноватая кислота

HClO_2 — хлористая кислота

H_3PO_3 — фосфористая кислота

HClO — хлорноватистая кислота

H_3PO_2 — фосфорноватистая кислота

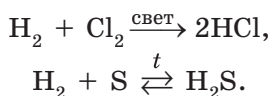


Если кислота не содержит кислород, то к названию неметалла добавляют суффикс *о* и окончание *-водородная*:

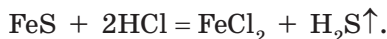
HI — иодоводородная кислота,
H₂S — сероводородная кислота.

Получение кислот

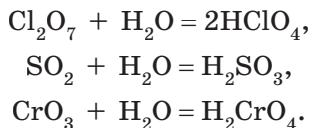
• Некоторые бескислородные кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием неметаллов с водородом:



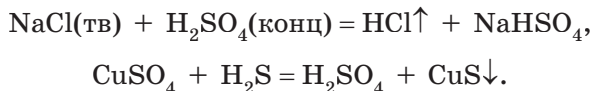
Более общим приёмом получения бескислородных кислот являются обменные реакции их солей с более сильными кислотами:



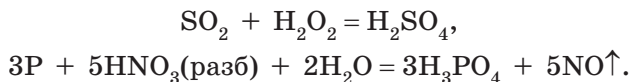
• Кислородсодержащие кислоты могут быть получены при взаимодействии кислотных оксидов с водой:



• И бескислородные, и кислородсодержащие кислоты можно получить при помощи обменных реакций между соответствующими солями и другими кислотами, если в ходе реакции образуется газ или плохо растворимое соединение:



• Иногда для получения кислот используют окислительно-восстановительные процессы:



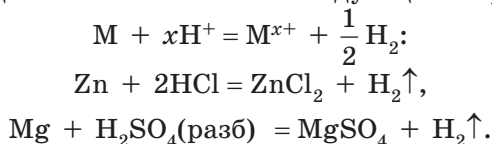
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Для бескислородных кислот элементов главных подгрупп сила кислот увеличивается при движении по группе вниз. Связано это с тем, что ионный разрыв связи Э–Н протекает тем легче, чем больше размер атома Э и, соответственно, длиннее связь. В ряду галогеноводородных кислот сила кислот возрастает от HF к HI, а в VI группе — H₂S более сильная кислота, чем H₂O.

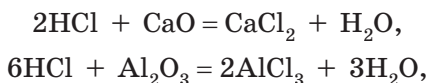


Химические свойства кислот

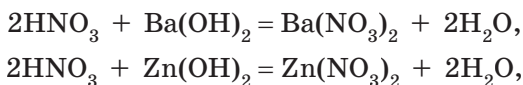
• Общим свойством всех кислот-неокислителей является взаимодействие с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода. Реакции сопровождаются выделением водорода, в общем виде этот процесс можно записать следующим образом:



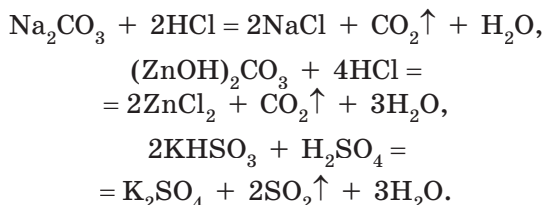
• Важный тип реакций кислот — кислотно-основные взаимодействия с основными и амфотерными оксидами:



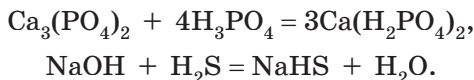
основными и амфотерными гидроксидами:



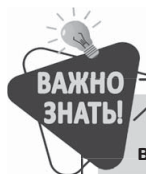
а также со средними, основными, а иногда и кислыми солями:



• Образование кислых солей характерно для многоосновных кислот и плавиковой кислоты. Причина заключается в уменьшении значений ступенчатых констант диссоциации многоосновных кислот, что затрудняет образование средних солей (оно требует очень высокой концентрации гидроксид-ионов) и облегчает образование кислых в избытке кислоты:



Процесс образования кислых солей плавиковой кислоты связан с образованием прочных межмолекулярных водородных связей в жидком фтороводороде или в его водных растворах:

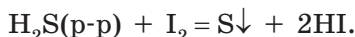


Более сильные кислоты вытесняют слабые из их солей.

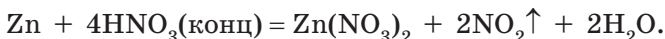
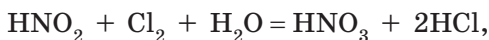




• Многие кислоты способны вступать в окислительно-восстановительные реакции. Очевидно, что анионы бескислородных кислот в водном растворе могут проявлять только свойства восстановителя, поскольку содержат неметалл в отрицательной степени окисления:



Кислородсодержащие кислоты, включающие центральный атом в промежуточной степени окисления, могут проявлять свойства как восстановителя, так и окислителя, в зависимости от свойств остальных участников окислительно-восстановительного процесса. Если центральный атом имеет максимальную степень окисления (S^{+6} , N^{+5} , Cr^{+6}), то кислота проявляет только окислительные свойства (H_2SO_4 является сильным окислителем лишь при высокой концентрации):



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



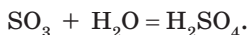
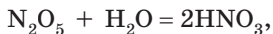
ПРИМЕР

1

Из списка веществ выберите два, взаимодействием которых с водой можно получить сильные кислоты.

- 1) SiO_2
- 2) N_2O_5
- 3) SO_2
- 4) CaO
- 5) SO_3
- 6) H_2S

● **РЕШЕНИЕ.** Сильные кислоты — азотную и серную — даёт взаимодействие их ангидридов с водой:



Оксид кремния, являющийся кислотным оксидом, не взаимодействует с водой. Оксид кальция при реакции с водой даёт основание. Оксид серы(IV) даёт слабую сернистую кислоту. Сероводород, растворяясь в воде, даёт слабую сероводородную кислоту.

ОТВЕТ: 25.

ПРИМЕР

2

Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ

- А) азотистая кислота
- Б) плавиковая кислота
- В) азотная кислота
- Г) соляная кислота

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) HN_3
- 2) HNO_2
- 3) HCl
- 4) HF
- 5) HNO_3

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
2	4	5	3

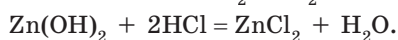
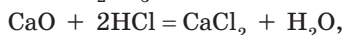
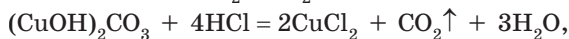
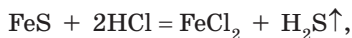
ПРИМЕР

3

С какими веществами из списка будет реагировать соляная кислота?

- 1) FeS
- 2) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
- 3) CaO
- 4) H_2SO_4 (конц)
- 5) FeCl_2
- 6) $\text{Zn}(\text{OH})_2$

● **РЕШЕНИЕ.** Соляная кислота вытесняет более слабую кислоту из её соли, реагирует с основной солью, основным оксидом и амфотерным гидроксидом:



ОТВЕТ: 1236.



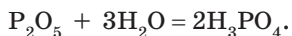
ПРИМЕР 4 Задана следующая схема превращения веществ:



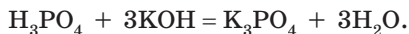
Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) H_2O
- 2) P_2O_5
- 3) K_2SO_4
- 4) KOH
- 5) SiO_2
- 6) CO

● **РЕШЕНИЕ.** Вещество X — кислотный оксид P_2O_5 :



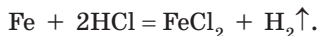
Вещество Y — щёлочь KOH:



ОТВЕТ: 24.

ПРИМЕР 5 Сколько литров газа (н.у.) можно получить при взаимодействии 47,6 г железа с соляной кислотой? Ответ округлите до целых.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции взаимодействия железа с HCl, кислотой-неокислителем:



Количество вещества железа:

$$\nu(Fe) = 47,6 / 56 = 0,85 \text{ моль},$$

$$\nu(H_2) = \nu(Fe) = 0,85 \text{ моль}.$$

Объём выделившегося газа (водорода):

$$V(H_2) = 0,85 \cdot 22,4 = 19,04 \text{ л}.$$

ОТВЕТ: 19 л.





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1) Из списка соединений выберите три кислотных гидроксида.

- 1) H_2ZnO_2
- 2) H_3AlO_3
- 3) H_3PO_4
- 4) H_2BeO_2
- 5) H_2SO_3
- 6) H_2SiO_3

2) Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которой оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

КЛАСС/ГРУППА

- А) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- Б) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- В) H_2SiO_3
- Г) KOH

- 1) кислотный гидроксид
- 2) щёлочь
- 3) нерастворимое основание
- 4) амфотерный гидроксид
- 5) средняя соль

3) Из списка соединений выберите три кислоты, способные образовывать в водном растворе кислые соли.

- 1) HNO_3
- 2) H_2SO_3
- 3) HCl
- 4) H_3PO_2
- 5) H_3PO_4
- 6) H_2S

4) Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которой оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

КЛАСС/ГРУППА

- А) HCl
- Б) HNO_3
- В) H_2SiO_3
- Г) H_2SO_4

- 1) амфотерный гидроксид
- 2) слабая кислота
- 3) сильная кислота-неокислитель
- 4) сильная кислота, являющаяся окислителем в любой концентрации
- 5) сильная кислота, проявляющая окислительные свойства только в концентрированных растворах



5) Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции взаимодействия эквимольных количеств карбоната натрия и соляной кислоты.

6) Дана схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) H_2O
- 2) NaCl
- 3) Na_2SO_4
- 4) NaOH
- 5) CO_2
- 6) H_3PO_4

7) Из списка выберите три вещества, реагирующих с концентрированной серной кислотой, но не взаимодействующих с соляной.

- 1) CuO
- 2) Cu
- 3) $\text{P}_{\text{красн}}$
- 4) HF
- 5) SiO_2
- 6) BaCl_2

8) При действии избытка соляной кислоты на 25 г известняка выделилось 4,48 л углекислого газа (н.у.). Определите массовую долю примесей (в %) в известняке.

9) К 196 г 10%-го раствора серной кислоты добавили 318 г 5%-го раствора хлорида стронция. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в полученном растворе. Ответы округлите до десятых.

10) Рассчитайте массовую долю (в %) серной кислоты в растворе, если при прибавлении к 10 мл раствора с плотностью 1,2 г/мл избытка хлорида бария выпало 4,66 г осадка. Ответ округлите до десятых.



§ 7.4. СОЛИ

Соли являются продуктами реакции нейтрализации — взаимодействия основания и кислоты.

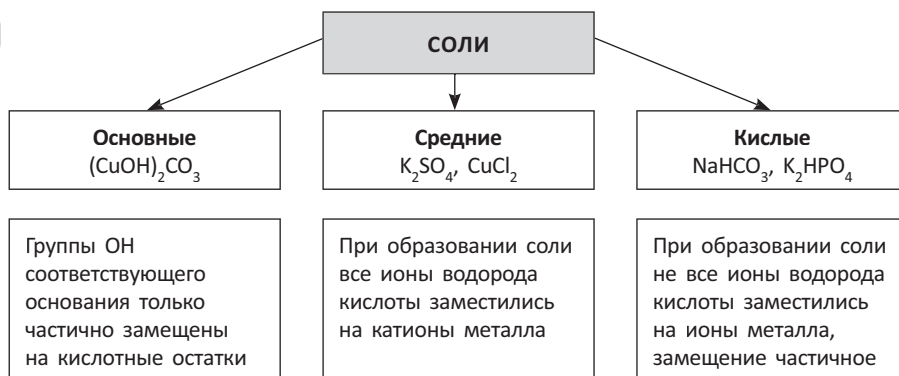


Соли — сложные вещества, диссоциирующие в растворе на катионы металлов или аммония и анионы кислот.

Известны средние, кислые и основные соли, а также двойные, смешанные, комплексные соли и кристаллогидраты.

СХЕМА 7.3

Классификация солей по составу



Другие типы солей:

- если соли разных металлов имеют одинаковый анион и похожую кристаллическую решётку, то возможно образование *двойных* солей, содержащих два разных катиона и один анион: $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит), $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (алюмокалиевые квасцы), $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соль Мора);
- *смешанные соли*, в которых содержатся один катион и два разных аниона: $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ (апатит);
- *комплексные соли*, в состав которых входит *комплексный ион*, состоящий из центрального атома, связанного с несколькими *лигандами*: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жёлтая кровяная соль, или гексацианоферрат(II) калия), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль, или гексацианоферрат(III) калия), $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (тетрагидроксоалюминат натрия);
- *кристаллогидраты* — соли, содержащие молекулы *кристаллизационной воды*: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос).



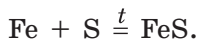
Названия солей. В названиях солей вначале упоминается название аниона, а затем катиона: карбонат натрия Na_2CO_3 .

Если соль образована бескислородной кислотой, то к названию неметалла добавляется суффикс *-ид*, например: хлорид натрия NaCl , сульфид меди(II) CuS .

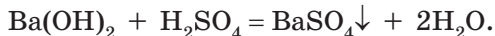
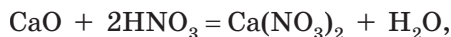
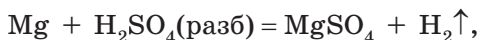
При наименовании солей кислородсодержащих кислот к названию неметалла добавляется окончание *-ат* для высших степеней окисления, *-ит* для более низких. В случае солей, образованных кислотами с самыми низкими положительными степенями окисления неметалла, используется приставка *гипо-*. Для солей хлорной и марганцовой кислот с максимальной степенью окисления хлора и марганца используется приставка *пер-*. Ниже приведены названия некоторых солей: нитрат хрома(III) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, сульфат железа(II) FeSO_4 , гипохлорит калия KClO , хлорит калия KClO_2 , хлорат калия KClO_3 , перхлорат калия KClO_4 , манганат(VI) калия K_2MnO_4 , перманганат калия KMnO_4 . В названии кислой соли атом водорода обозначается приставкой *гидро-*, а группа OH в основных солях — приставкой *гидрокси-*: NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксикарбонат меди.

Получение солей

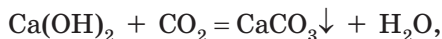
- Соли бескислородных кислот могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов при нагревании:



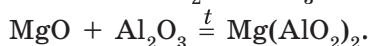
- Взаимодействие кислот с металлами, оксидами и основаниями:



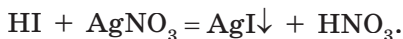
- Реакции оснований с кислотными и амфотерными оксидами:



- Средние соли получают реакцией между основными и кислотными или амфотерными оксидами:



- Для получения малорастворимых солей часто применяют обменные реакции:

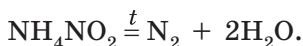


Химические свойства солей. 1. Одной из наиболее важных характеристик солей является термическая устойчивость. На реакцию термического разложения оказывает влияние природа как катиона, так и аниона. Учитывая разнообразие солей, выделим наиболее общие черты.

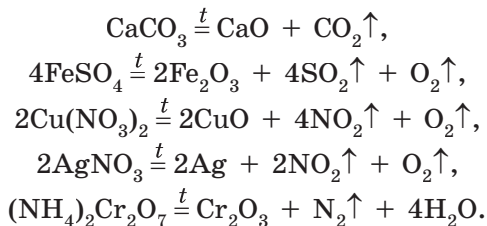
Крайне неустойчивыми являются соли аммония, не содержащие анион кислоты-окислителя. Уже при незначительном нагревании происходит разложение на исходные вещества:



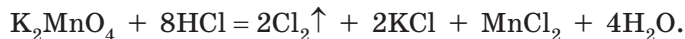
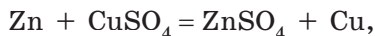
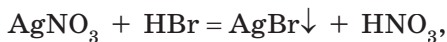
Если соль аммония содержит анион кислоты-окислителя, то при термическом разложении происходит окислительно-восстановительная реакция:



Термически нестабильными являются некоторые соли слабых кислот (карбонаты), а также соли кислот, содержащих элементы в высшей степени окисления (нитраты, сульфаты, дихроматы):

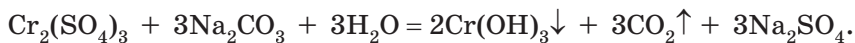


2. Соли могут вступать в разнообразные обменные и окислительно-восстановительные реакции, обусловленные химической природой катиона или аниона:



3. В водном растворе невозможно получить соли алюминия, трёхвалентных хрома и железа, образованные слабыми кислотами (угольной, сероводородной, сернистой и др.), так как происходит их необратимый гидролиз:

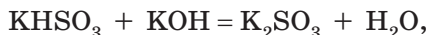




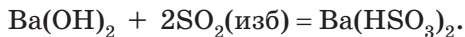
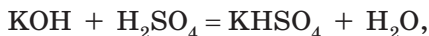
Свойства кислых солей и способы их получения. Кислые соли диссоциируют на катион металла или аммония и анион кислотного остатка, содержащий атом водорода:



Полученный анион способен к дальнейшей обратимой диссоциации с отщеплением иона H^+ . Как и кислоты, кислые соли участвуют в реакциях нейтрализации со щелочами с образованием соответствующих средних солей:



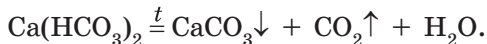
1. Основной способ получения кислых солей — взаимодействие основания с избытком кислоты или кислотного оксида:



2. Взаимодействие средней соли с кислотой, содержащей тот же анион:



3. При термическом разложении кислых солей получается соответствующая средняя соль:



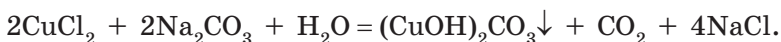
Свойства и способы получения основных солей. Основные соли диссоциируют на катион металла, связанный с одной или несколькими OH -группами, и анион кислотного остатка.



Как и основания, основные соли участвуют в реакциях нейтрализации с кислотами:



Основной способ получения основных солей — взаимодействие средних солей с недостатком щёлочи или с солями слабых кислот:



При термическом разложении основных солей образуются оксиды металла, неметалла и вода:



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1

Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ

- А) поваренная соль
- Б) мрамор
- В) калийная селитра
- Г) поташ

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) KNO_3
- 2) K_2CO_3
- 3) NaCl
- 4) CaCO_3
- 5) KClO_3

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
3	4	1	2

ПРИМЕР 2

Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений, к которому оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

- А) Ag_3PO_4
- Б) NaHCO_3
- В) CaOCl_2
- Г) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) основная соль
- 2) кислая соль
- 3) смешанная соль
- 4) двойная соль
- 5) средняя соль

● **РЕШЕНИЕ.** Ag_3PO_4 состоит из ионов Ag^+ и PO_4^{3-} — средняя соль. NaHCO_3 состоит из ионов Na^+ и HCO_3^- — кислая соль. CaOCl_2 состоит из одного катиона Ca^{2+} и двух анионов — Cl^- и OCl^- , это смешанная соль. $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ состоит из одного катиона Mg^{2+} и двух анионов — Cl^- и OH^- , это основная соль.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
5	2	3	1



ПРИМЕР 3

Из списка веществ выберите две соли, которые невозможно получить взаимодействием кислотного и основного оксидов.

- 1) FeS
- 2) CaSO₃
- 3) Ca₃(PO₄)₂
- 4) KCl
- 5) Li₃PO₄
- 6) BaCO₃

● **РЕШЕНИЕ.** Это соли бескислородных кислот: FeS и KCl.

ОТВЕТ: 14.

ПРИМЕР 4

Из списка выберите три соли, разлагающиеся при нагревании.

- 1) NH₄Cl
- 2) CaCl₂
- 3) BaCO₃
- 4) KCl
- 5) Cu(NO₃)₂
- 6) Na₂CO₃

● **РЕШЕНИЕ.** При нагревании разлагается хлорид аммония:



карбонат бария:



нитрат меди:



ОТВЕТ: 135.

ПРИМЕР 5

Сколько граммов осадка можно получить при добавлении 400 г 5%-го раствора нитрата серебра к 250 г 10%-го раствора хлорида калия? Ответ округлите до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Рассчитаем массы и количества вещества обеих солей:

$$m(\text{AgNO}_3) = 400 \cdot 0,05 = 20 \text{ г},$$

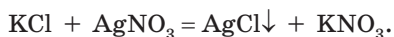
$$\nu(\text{AgNO}_3) = 20 / 170 = 0,12 \text{ моль},$$



$$m(\text{KCl}) = 250 \cdot 0,1 = 25 \text{ г},$$

$$\nu(\text{KCl}) = 25 / 74,5 = 0,34 \text{ моль}.$$

Протекает реакция:



В соответствии с уравнением реакции хлорид калия находится в избытке, поэтому расчёт ведём по нитрату серебра:

$$\nu(\text{AgCl}) = 0,12 \text{ моль},$$

$$m(\text{AgCl}) = 0,12 \cdot 143,5 = 17,2 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 17,2 г.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ

- А) пирит
- Б) кальцинированная сода
- В) аммиачная селитра
- Г) бертолетова соль

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) NH_4NO_3
- 2) KClO_3
- 3) KCl
- 4) FeS_2
- 5) Na_2CO_3

- ② Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений, к которому оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

- А) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$
- Б) NaH_2PO_4
- В) $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$
- Г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) кислая соль
- 2) основная соль
- 3) смешанная соль
- 4) двойная соль
- 5) средняя соль

- ③ Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений, к которому оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

- А) KHF_2
- Б) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$
- В) CaOCl_2
- Г) BaSO_4

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) основная соль
- 2) кислая соль
- 3) смешанная соль
- 4) двойная соль
- 5) средняя соль



4) Из списка выберите три соли, не разлагающиеся при нагревании.

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- 2) CaCl_2
- 3) Li_2CO_3
- 4) Na_2CO_3
- 5) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- 6) Na_2SO_4

5) Из списка выберите три соли, разлагающиеся при нагревании.

- 1) NaHCO_3
- 2) NaCl
- 3) KHF_2
- 4) K_2CO_3
- 5) KClO_3
- 6) FeS

6) К раствору соли X прилили избыток раствора гидроксида натрия, при этом выпал осадок. При добавлении к осадку соляной кислоты происходит выделение газа Y. Из приведённого списка веществ выберите вещества X и Y.

- 1) H_2S
- 2) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$
- 3) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 4) Cl_2
- 5) CO_2
- 6) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

7) В раствор вещества X пропустили избыток сернистого газа. Прозрачный раствор нагрели, и выпал осадок Y. Из приведённого списка веществ выберите вещества X и Y.

- 1) NaNO_2
- 2) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$
- 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 4) NaOH
- 5) BaSO_4
- 6) BaSO_3



8) Сколько литров газовой смеси (н.у.) будет получено при прокаливании 34 г нитрата серебра?

9) Установите соответствие между веществом и газообразными продуктами его термического разложения.

ВЕЩЕСТВО	ГАЗООБРАЗНЫЙ ПРОДУКТ
А) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	1) $\text{NO}_2 + \text{O}_2$
Б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	2) NO_2
В) KClO_3	3) $\text{Cl}_2 + \text{O}_2$
Г) MgCO_3	4) CO_2
	5) O_2
	6) $\text{CO} + \text{Cl}_2$

10) Сколько граммов осадка можно получить при добавлении 210 г 10%-го раствора фторида натрия к 250 г 20%-го раствора хлорида кальция? Ответ округлите до десятых.

§ 7.5. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ



Комплексные, или координационные, соединения — сложные вещества, состоящие из комплексного иона и противоиона.

Комплексный ион состоит из *центрального атома* (комплексобразователя) и связанных с ним по донорно-акцепторному механизму молекул или ионов (*лигандов*). Лиганды образуют внутреннюю сферу комплекса, число донорных атомов лигандов, соединённых с центральным атомом, называют его *координационным числом*. Противоионы, окружающие комплекс, образуют внешнюю сферу комплекса. Связи во внутренней сфере комплекса образованы по донорно-акцепторному механизму (центральный атом — акцептор, лиганды — доноры пар электронов), связь между внутренней и внешней сферами комплекса — ионная. При записи формулы комплексную частицу заключают в квадратные скобки.

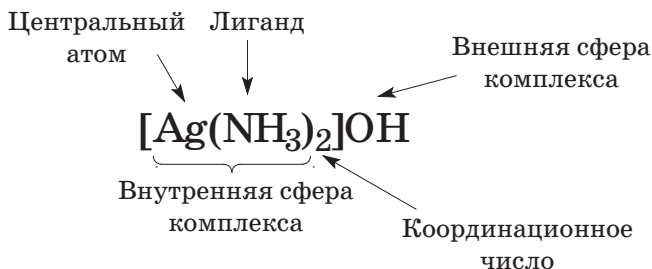
Ниже приведён пример соли, анион которой является комплексным ионом. В этом соединении лигандом является ион CN^- , координационное число центрального атома — иона Fe^{3+} — равно шести. Ионы K^+ составляют внешнюю сферу комплекса, а сам



комплекс имеет заряд -3 . Называется данное соединение гексацианоферрат(III) калия.



Комплексным может быть и катион, а лиганд — нейтральной молекулой, как в следующем примере:



Здесь центральный атом — ион Ag^+ , лиганд — молекула аммиака. Координационное число серебра равно двум. Называется это соединение гидроксид диамминсеребра(I).

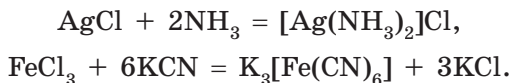
Названия комплексных ионов строятся на основании следующих правил:

1. В названии комплексного соединения сначала указывают анион, потом — катион, независимо от того, какой из ионов является комплексным.
2. Число лигандов одного типа, расположенных вокруг центрального атома, указывают, используя греческие префиксы *моно-, ди-, три-, тетра-, пента-* и т. д.
3. Если лиганд — анион, его название имеет окончание *-о* (F^- — фторо-, Cl^- — хлоро-, OH^- — гидроксо-). Наименования нейтральных частиц сохраняются без изменений, кроме H_2O — аква-, NH_3 — аммин-, CO — карбонил-.
4. Степень окисления центрального атома указывают в скобках римской цифрой.

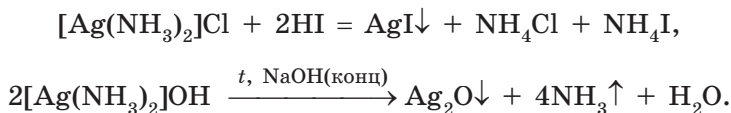


Примеры комплексных соединений: $K[Al(OH)_4]$ — тетрагидроксоалюминат калия; $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ — хлорид тетраамминмеди(II); $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ — хлорид гексааквахрома(III); $Na_3[AlF_6]$ — гексафтороалюминат натрия.

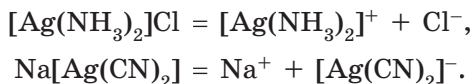
Получение. Для получения комплексных соединений используют прямое взаимодействие соли с лигандом:



Для разрушения комплексных соединений используют вещества, взаимодействие с которыми приводит к образованию малорастворимых соединений, содержащих центральный атом, или к удалению (связыванию) лиганда:



При диссоциации комплекса в растворе комплексный ион сохраняется:



Кристаллогидраты. При растворении солей всех металлов в воде происходит образование комплексов катиона металла с молекулами воды — аквакомплексов, например $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ и $[Co(H_2O)_6]^{2+}$. Часто аквакомплексы оказываются настолько прочными, что сохраняются в составе солей, выделяющихся из растворов, например $AlCl_3 \cdot 6H_2O$. Вещества, включающие в себя воду, связанную координационными связями, называют *кристаллогидратами*. Свойства кристаллогидратов отличаются от свойств безводных солей, входящих в их состав. Например, кристаллогидрат состава $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (медный купорос) имеет голубую окраску, а кристаллический безводный сульфат меди(II) — белый.

Названия кристаллогидратов строят с указанием степени гидратации численной приставкой к слову «гидрат», например: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — пентагидрат сульфата меди(II) (медный купо-



рос), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — декагидрат сульфата натрия (глауберова соль, мирабилит), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат сульфата кальция (гипс).

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Среди перечисленных ниже веществ выберите три, включающих комплексные анионы.

- 1) $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- 2) $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 3) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
- 4) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- 5) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
- 6) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$

ОТВЕТ: 146.

ПРИМЕР

2

Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений, к которому оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

- А) CuSO_4
- Б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- В) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Г) KHF_2

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

- 1) кристаллогидрат
- 2) комплексная соль
- 3) кислая соль
- 4) двойная соль
- 5) средняя соль

ОТВЕТ:

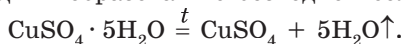
А	Б	В	Г
5	2	1	3



ПРИМЕР 3

Сколько граммов безводного сульфата меди можно получить нагреванием 75 г медного купороса?

● **РЕШЕНИЕ.** Аккуратное нагревание медного купороса (пентагидрата сульфата меди(II)) приводит к полной потере им кристаллизационной воды и образованию безводной соли:



Проведём расчёт по этому уравнению:

$$v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 75 / 250 = 0,3 \text{ моль},$$

$$v(\text{CuSO}_4) = v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,3 \text{ моль},$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 0,3 \cdot 160 = 48 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 48 г.

ПРИМЕР 4

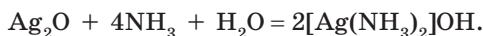
Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y:

- 1) HI
- 2) CH_3COOH
- 3) CH_3CHO
- 4) $\text{NH}_3(\text{p-p})$
- 5) NH_4Cl

● **РЕШЕНИЕ.** X — это раствор аммиака:



Y — ацетальдегид:



ОТВЕТ: 43.

ПРИМЕР 5

Сколько граммов декагидрата сульфата натрия нужно растворить в 250 г 10%-го раствора сульфата натрия, чтобы концентрация раствора достигла 15%? Ответ округлите до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** В исходном растворе сульфата натрия содержалось

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 250 \cdot 0,1 = 25 \text{ г}.$$

Молярные массы сульфата натрия и кристаллогидрата равны 142 и 322 г/моль соответственно.



После прибавления x г кристаллогидрата масса раствора станет равна

$$m(\text{р-ра}) = 250 + x,$$

а масса сульфата натрия в растворе составит

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 25 + x \cdot 142 / 322 = 25 + 0,44x.$$

Запишем выражение для массовой доли соли в полученном растворе:

$$0,15 = \frac{25 + 0,44x}{250 + x}.$$

Отсюда $x = 43,1$ г.

ОТВЕТ: 43,1 г.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① Установите соответствие между веществом и классом (группой) соединений, к которому оно принадлежит.

ВЕЩЕСТВО

КЛАСС (ГРУППА) СОЕДИНЕНИЙ

А) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$

1) кристаллогидрат

Б) $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$

2) комплексная соль

В) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

3) смешанная соль

Г) $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$

4) двойная соль

5) основная соль

- ② Среди перечисленных ниже веществ выберите три, включающих комплексные катионы.

1) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

2) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

3) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

4) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

5) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$

6) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$

- ③ Установите соответствие между формулой вещества и его названием.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

НАЗВАНИЕ

А) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

1) квасцы

Б) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

2) медный купорос

В) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

3) гипс

Г) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

4) пирит

5) малахит



4) Среди перечисленных веществ выберите два комплексных соединения.

- 1) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$
- 2) CH_3COOK
- 3) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- 4) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
- 5) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
- 6) $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$

5) На сколько граммов станет легче стограммовая навеска алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ после полного обезвоживания? Ответ округлите до десятых.

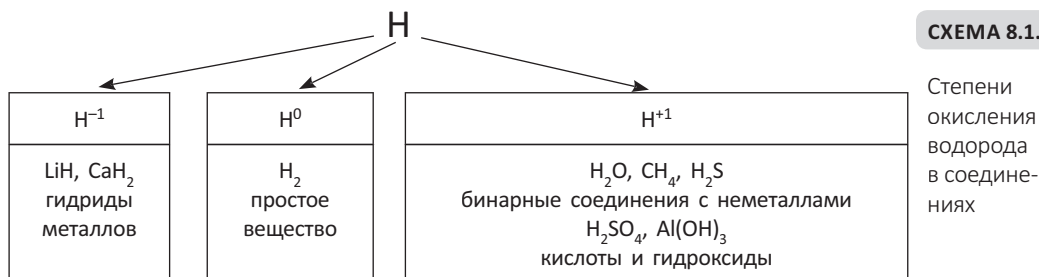


ГЛАВА ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

8

§ 8.1. ВОДОРОД. ВОДА. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

Водород — первый элемент в Периодической системе Д.И. Менделеева. Он находится в первом периоде, который содержит, кроме водорода, всего один элемент — гелий. Электронная конфигурация атома водорода — $1s^1$, и она определяет возможные степени окисления: -1 и $+1$. Химические свойства водорода обусловлены наличием на внешнем уровне, как и у других элементов IА подгруппы, единственного электрона, поэтому водород, подобно щелочным металлам, способен превращаться в положительно заряженный ион H^+ , отдавая электрон. Однако атом водорода в реакциях способен не только отдавать, но и присоединять электрон, подобно атомам галогенов, приобретая при этом электронную конфигурацию инертного газа гелия и образуя гидрид-ион H^- . В таком виде водород находится в соединениях с активными металлами (гидридах).



При обычных условиях молекулярный водород H_2 — бесцветный газ, без вкуса и запаха. Он плохо растворяется в воде.

У водорода есть три изотопа. Самый лёгкий из них, протий 1_1H , является наиболее распространённым. Изотоп 2_1H называется дейтерий, его обозначают D. Третий изотоп, радиоактивный тритий 3_1H , обозначают T.

Распространённость в природе. Водород — самый распространённый элемент во Вселенной, он составляет до 90% Солнца и многих звёзд; гигантские планеты Солнечной системы Юпитер



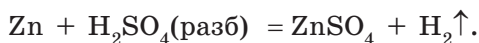
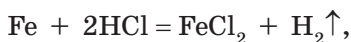
и Сатурн состоят в основном из водорода. Среди элементов, существующих на Земле, водород — девятый по распространённости. Он входит в состав воды, природного газа, нефти, а также во все животные и растительные организмы. В свободном состоянии водород на Земле встречается очень редко.

Для *получения* водорода в лаборатории используют следующие способы:

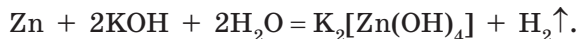
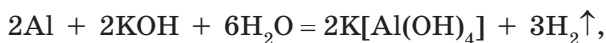
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Для получения водорода нельзя использовать азотную кислоту, в большинстве случаев она реагирует с металлами без выделения водорода.

1. Взаимодействие металлов, стоящих в ряду напряжений до водорода, с разбавленной серной или соляной кислотами:



2. Взаимодействие алюминия или цинка с водными растворами щелочей:



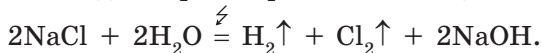
3. Взаимодействие кальция с водой:



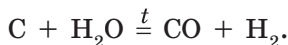
4. Гидролиз гидридов металлов (см. ниже).

В *промышленности* водород получают одним из следующих способов.

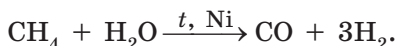
1. Электролиз водных растворов солей и щелочей:



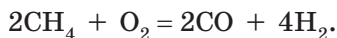
2. Пропускание паров воды над раскалённым углём (коксом) при 1000 °С:



3. Конверсия метана при 900 °С:

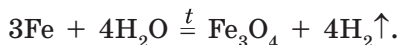


4. Водород получают также из природного газа путём каталитического окисления метана кислородом:



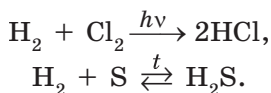
Получающаяся смесь водорода и угарного газа носит название «синтез-газ».

5. Железо-паровой метод, заключающийся в пропускании пара над раскалённым железом:

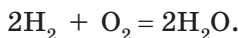


6. Крекинг и риформинг углеводородов нефти (глава 14). Водород получают в процессах крекинга и риформинга в качестве побочного продукта.

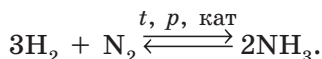
Водород — **восстановитель**. Наиболее активно водород взаимодействует со фтором, эта реакция происходит даже при очень низких температурах с сильным взрывом. Для начала взаимодействия водорода с хлором необходимо освещение или нагревание реакционной смеси, а при нагревании водород обратимо реагирует также с другими неметаллами — бромом, иодом, серой:



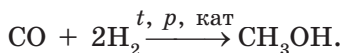
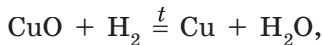
Реакция водорода с кислородом, инициируемая небольшим нагреванием или искрой, протекает со взрывом (поэтому смесь водорода с кислородом называется «гремучая смесь»):



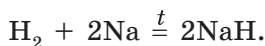
Для реакции с азотом необходимо наличие катализатора и повышенное давление:



Водород нашёл широкое применение в качестве восстановителя, например в реакциях с оксидами металлов и непредельными углеводородами:



В реакциях с активными металлами водород проявляет **окислительные** свойства:

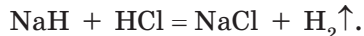
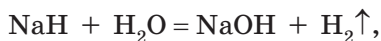


Благодаря своему электронному строению водород может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

ВАЖНО ЗНАТЬ!



Гидриды активных металлов — твёрдые белые вещества ионного строения. Под действием воды или кислот гидриды разлагаются с выделением водорода:



Все гидриды щелочных металлов, за исключением гидрида лития, при нагревании разлагаются на металл и водород ещё до достижения температуры плавления.

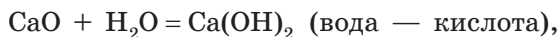
Применение водорода. Водород применяют для промышленного синтеза аммиака и других неорганических соединений, получения чистых металлов, твёрдых жиров (маргарин), в процессах сварки и резки металлов водородно-кислородным пламенем, в переработке нефти и получении различных органических соединений.

Вода H_2O — самое распространённое водородное соединение на Земле. Вода — бесцветная жидкость, без вкуса и запаха, хороший растворитель. Многие физические свойства воды обусловлены межмолекулярными водородными связями. Вода — ковалентное соединение, связи O—H в её молекуле полярны.

Роль воды в жизни человека очень велика. Примерно две трети человеческого тела приходится на долю воды, и во многих пищевых продуктах высоко её содержание.

Реакции, в которых участвует вода, разнообразны.

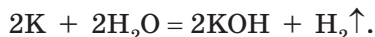
Вода обладает амфотерными свойствами, т.е. может проявлять как кислотные, так и основные свойства:



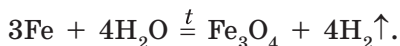
Некоторые соли могут необратимо разлагаться под действием воды (гидролиз):



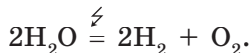
Вода вступает в окислительно-восстановительные реакции со щелочными, щелочноземельными металлами и алюминием, очищенным от оксидной плёнки:



Вода реагирует в виде пара с раскалённым железом (получение водорода) с образованием железной окалины:



Вода разлагается под действием электрического тока:

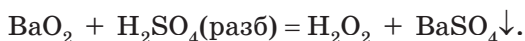


Чистая вода практически не проводит электрический ток, поэтому для получения водорода электролизу подвергают водный раствор какого-либо электролита, ионы которого не разряжаются на электродах.

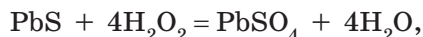
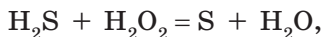
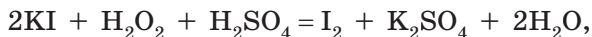
Основное применение вода находит в качестве растворителя и реагента в разнообразных промышленных и научных целях.

Пероксид водорода (перекись водорода) H_2O_2 — бесцветная, очень неустойчивая при комнатной температуре жидкость, концентрированные растворы H_2O_2 взрывоопасны (взрываются на свету). 30%-й раствор пероксида водорода в воде имеет техническое название «пергидроль».

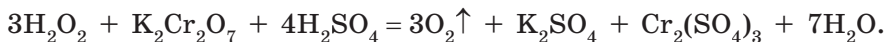
Основным способом *получения* пероксида водорода в лаборатории является обменная реакция между пероксидом бария и разбавленной серной кислотой:



Пероксид водорода может проявлять свойства как *окислителя* в реакциях с сильными восстановителями:



так и *восстановителя* при взаимодействии с сильными окислителями, при этом выделяется кислород:



Пероксид водорода смешивается с водой во всех отношениях, чистый H_2O_2 и концентрированные растворы взрываются на свету. Для предотвращения распада перекиси её растворы обычно хранят в тёмной посуде и на холоде.

Водные растворы пероксида водорода каталитически разлагаются при комнатной температуре с выделением кислорода:



На этом основано использование раствора H_2O_2 в медицине для обработки загрязнённых ссадин и небольших ран, для остановки капиллярных кровотечений. В домашних и автомобильных аптечках обязательно имеется пузырёк с 3%-м раствором перекиси. В пищевой промышленности H_2O_2 используют для дезинфекции оборудования. С помощью пероксида водорода обесцвечивают волосы перед окрашиванием.



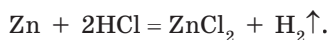
ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Сколько граммов цинка прореагировало с избытком соляной кислоты, если при этом образовалось 10,08 л водорода (н.у.)? Ответ округлите до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Реакция



Количество водорода:

$$v(\text{H}_2) = 10,08 / 22,4 = 0,45 \text{ моль},$$

$$v(\text{Zn}) = 0,45 \text{ моль},$$

$$m(\text{Zn}) = 0,45 \cdot 65 = 29,25 = 29,3 \text{ г}.$$

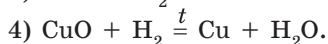
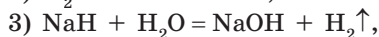
ОТВЕТ: 29,3 г.

ПРИМЕР

2

Алюминий растворили в водном растворе щёлочи, выделившийся при этом газ собрали и ввели в реакцию с металлическим натрием при нагревании. Натрий прореагировал полностью. Полученный продукт, твёрдое вещество белого цвета, обработали водой. Выделился газ, который при нагревании полностью восстановил оксид меди(II).

● **РЕШЕНИЕ.** 1) $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow,$



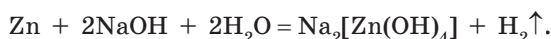
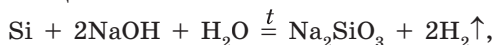
ПРИМЕР

3

Из перечисленных веществ выберите два, в результате взаимодействия которых с раствором щёлочи может быть получен водород.

- 1) Cu
- 2) Si
- 3) C
- 4) Zn
- 5) P

● **РЕШЕНИЕ.** Получить водород можно по реакции со щёлочью кремния и цинка:



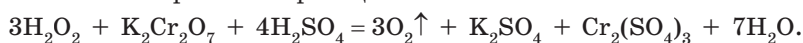
ОТВЕТ: 24.

ПРИМЕР

4

Сколько литров кислорода (н.у.) можно получить по реакции 176,4 г дихромата калия с избытком подкисленного раствора пероксида водорода? Ответ округлите до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции:



Количество вещества дихромата:

$$\nu(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 176,4 / 294 = 0,6 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{O}_2) = 3 \cdot \nu(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 3 \cdot 0,6 = 1,8 \text{ моль},$$

$$V(\text{O}_2) = 1,8 \cdot 22,4 = 40,32 \text{ л}.$$

ОТВЕТ: 40,3 л.

ПРИМЕР

5

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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

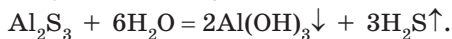
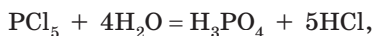
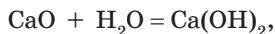
- А) H_2O
- Б) H_2O_2
- В) H_2
- Г) O_2

РЕАГЕНТЫ

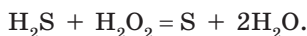
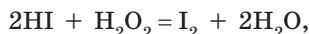
- 1) H_2 , Cu, S
- 2) CuO, Cl_2 , O_2
- 3) HI, KMnO_4 , H_2S
- 4) H_2O , CuO, Cl_2
- 5) CaO, PCl_5 , Al_2S_3



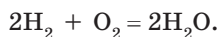
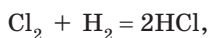
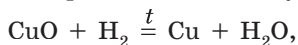
● **РЕШЕНИЕ.** А) Вода взаимодействует с каждым веществом из набора 5):



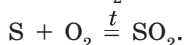
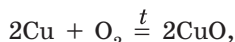
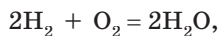
Б) Пероксид водорода взаимодействует с каждым веществом из набора 3):



В) Водород взаимодействует с каждым веществом из набора 2):



Г) Кислород взаимодействует с каждым веществом из набора 1):



ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
5	3	2	1



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Сколько литров водорода (н.у.) можно получить при взаимодействии 26 г цинка с разбавленной серной кислотой? Ответ округлите до целых.

② Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для полного гидрирования 25,2 г смеси бутена-1 и бутена-2? Ответ округлите до десятых.



3) Сколько литров водорода (н.у.) можно получить по реакции 16,2 г алюминия с избытком раствора гидроксида калия? Ответ округлите до десятых.

4) Водяной пар пропустили над раскалённым железом и получили 89,6 л водорода (н.у.). Сколько граммов железной окалины (Fe_3O_4) при этом образовалось?

5) Сколько граммов метанола можно получить со 100%-м выходом из синтез-газа, содержащего 11,2 л водорода (н.у.)?

6) Из перечисленных веществ выберите два, способных взаимодействовать с водородом, но не реагирующих с раствором щёлочи.

- 1) Cl_2
- 2) O_2
- 3) P
- 4) S
- 5) CuO

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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- A) CaH_2
- Б) CaO
- В) H_2O_2
- Г) CuO

РЕАГЕНТЫ

- 1) H_2 , HCl, Cu
- 2) H_2 , CH_4 , O_2
- 3) PbS, HI, K_2S
- 4) H_2O , HCl, H_2SO_4
- 5) N_2 , H_2 , O_2

8) Установите соответствие между формулой вещества и возможной областью применения.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- A) H_2
- Б) H_2O
- В) H_2O_2

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) дезинфекция оборудования
- 2) производство аммиака
- 3) производство минеральных удобрений
- 4) растворитель



9) Металлический барий прореагировал с избытком кислорода при 600 °С. Продукт реакции обработали избытком разбавленной серной кислоты. После отделения осадка к полученному раствору прибавили навеску дихромата натрия. Выделился газ, дающий продукт чёрного цвета при пропускании над нагретой медью. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.

10) Навеску металлического кальция разделили пополам. Первую порцию растворили в воде и собрали выделившийся газ, который затем прореагировал со второй порцией металлического кальция. Твёрдый продукт реакции обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся газ при нагревании в присутствии железного катализатора способен реагировать с азотом. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.

§ 8.2. ГАЛОГЕНЫ

Элементы VIIA группы периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева называют **галогенами**. Мы будем рассматривать элементы, у которых есть стабильные изотопы — фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I. Астат At и теннессин Ts стабильных изотопов не имеют.

Галогены являются *p*-элементами, неметаллами, в их атомах все 7 валентных электронов находятся на *s*- и *p*-подуровнях внешнего уровня. Электронная конфигурация валентных электронов в общем виде может быть представлена как ns^2np^5 , где *n* — номер внешнего уровня. Близость электронной конфигурации атомов галогенов к конфигурации благородного газа приводит к проявлению галогенами сильных окислительных свойств и достаточно высокой устойчивости к окислению галогенид-ионов Hal^- . Как и в других группах периодической таблицы, окислительная способность простых веществ уменьшается сверху вниз по группе — от фтора к иоду, а восстановительные свойства как простых веществ Hal_2 , так и галогенид-ионов Hal^- увеличиваются от фтора к иоду (молекулярный фтор вообще не проявляет восстановительных свойств).



ТАБЛИЦА 8.1.

Сравнительная характеристика галогенов

Галоген, обозначение	Электронная конфигурация	ЭО по Полингу	Простые вещества	Цвет	Е связи Hal-Hal, кДж/моль	$T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$
F	$[\text{He}]2s^22p^5$	3,98	F_2	жёлтый	159	-219,6	-188
Cl	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	3,16	Cl_2	жёлто-зелёный	242	-101	-34,4
Br	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	2,96	Br_2	красно-бурый	193	-7,3	58,8
I	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$	2,66	I_2	чёрный, пары фиолетовые	151	113,6	184,4

Простые вещества состоят из двухатомных молекул Hal_2 , кристаллические решётки галогенов имеют молекулярное строение, что приводит к низким температурам плавления и кипения. При нормальных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод — кристаллическое вещество.

Между атомами галогенов в молекуле реализуется ковалентная неполярная связь, поэтому они хорошо растворяются в неполярных растворителях, которыми часто являются

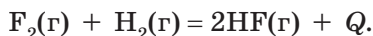
Галогены реагируют с большинством неметаллов за исключением кислорода и азота.



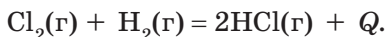
органические вещества — четырёххлористый углерод CCl_4 , гексан C_6H_{14} и др. В случае фтора из-за его высокой реакционной способности может протекать реакция с растворителем с разрывом связей C—C и C—H и образованием CF_4 и HF .

Благодаря тому, что для завершения электронной конфигурации атомов галогенов до конфигурации ближайшего благородного газа не хватает всего лишь одного электрона, галогены проявляют, в первую очередь, свойства окислителей.

Реакция с водородом. Фтор реагирует с водородом со взрывом даже в темноте:



Для реакции водорода с хлором уже необходимы условия для начала цепной реакции. Это или освещение жёстким излучением, или нагревание — ток водорода можно поджечь в атмосфере хлора:



Взаимодействие водорода с бромом — ещё экзотермический, но уже обратимый процесс, для его протекания необходимо нагревание:



Взаимодействие водорода с иодом является обратимым процессом, образование иодоводорода — эндотермический процесс, в отличие от реакций образования остальных галогеноводородов. Для протекания реакции между иодом и водородом также необходимо нагревание:



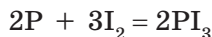
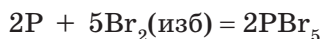
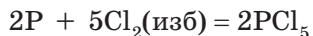
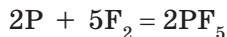
Реакции галогенов с серой приводят к образованию различных продуктов. В зависимости от условий можно получить фториды серы различного состава, но при прямом взаимодействии образуется высший фторид — бесцветный газ SF_6 :



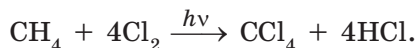
Реакция с фосфором также демонстрирует изменение окислительных свойств галогенов по группе: со фтором образуется высший фторид, трифторид можно получить косвенным путём;



хлор и бром дают при прямом взаимодействии пентагалогениды при достаточном количестве галогена и тригалогениды при недостатке; с иодом образуется трийодид, высшего иодида не существует.



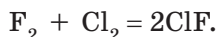
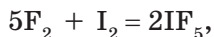
Реакции взаимодействия галогенов с элементами IVA группы — углеродом и кремнием — протекают по-разному. Углерод не реагирует с галогенами, со фтором в незначительном количестве может быть получен CF_4 . Обычно галогениды углерода получают косвенными реакциями, например в результате реакций галогенирования органических соединений:



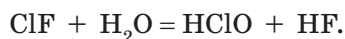
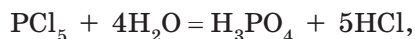
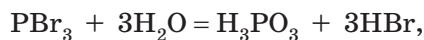
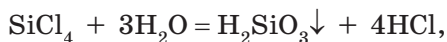
Кремний, как более реакционноспособный элемент, образует в результате прямого взаимодействия при нагревании тетрагалогениды:



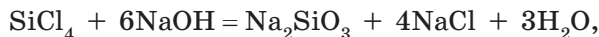
Кроме взаимодействия с *p*-элементами других групп, возможно и взаимодействие галогенов между собой. В зависимости от условий — температуры, концентрации реагентов, давления и др., возможно образование межгалогидных соединений, например:



Все описанные выше бинарные соединения неустойчивы по отношению к воде — в результате их гидролиза образуются галогеноводороды и кислотные гидроксиды (кислоты) соответствующих элементов:



При взаимодействии бинарных соединений галогенов с растворами щелочей образуются соответствующие соли:



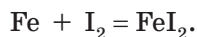
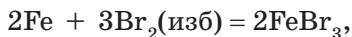
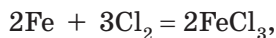
Исключением являются галогениды углерода CHal_4 ($\text{Hal} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) и высший фторид серы SF_6 , устойчивые к гидролизу в водных растворах при обычных условиях.

Реакции металлов со фтором приводят к образованию фторидов металлов в высоких степенях окисления. При переходе от фтора к иоду степень окисления металла в соединениях уменьшается.

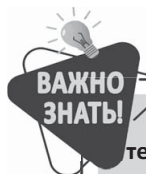
Активные металлы при реакции с газообразными и жидкими галогенами часто воспламеняются, а для реакции менее активных металлов с галогенами необходимо нагревание.

$\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ (сгорает в атмосфере хлора).

Взаимодействие алюминия с бромом сопровождается выделением энергии в виде тепла и света:



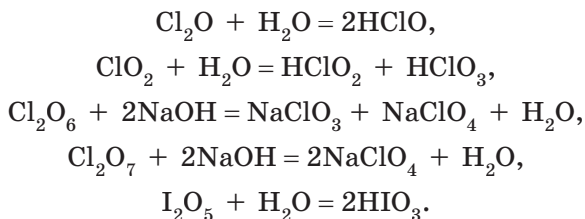
Соединения галогенов с кислородом. Несмотря на то, что галогены не реагируют напрямую с кислородом, известно большое число бинарных кислородных соединений галогенов. Соединения фтора с кислородом (OF_2 , O_2F_2) следует рассматривать как фториды кислорода, а бинарные соединения с кислородом остальных галогенов являются оксидами. Наиболее устойчивы при нормальных условиях: Cl_2O (жёлто-оранжевый газ), ClO_2 (жёлто-бурый газ), Cl_2O_6 (красная жидкость), Cl_2O_7 (бесцветная маслообразная жидкость), I_2O_5 (бесцветные кристаллы).



Являясь сильными окислителями, галогены реагируют практически со всеми металлами.



Все эти соединения являются кислотными оксидами, при их взаимодействии с водой образуются соответствующие кислотные гидроксиды (кислоты), а при взаимодействии с растворами щелочей — соли:

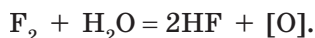


Элемент	Степень окисления			
	+1	+3	+5	+7
Cl	НClО хлорноватистая гипохлориты	НClО ₂ хлористая хлориты	НClО ₃ хлорноватая хлораты	НClО ₄ хлорная перхлораты
Br	НBrО бромноватистая гипобромиты		НBrО ₃ бромноватая броматы	НBrО ₄ бромная перброматы
I	НIО иодноватистая гипоiodиты		НIО ₃ иодноватая иодаты	НIО ₄ , Н ₅ IО ₆ мета- и орто- иодная мета- и орто- периодаты

ТАБЛИЦА 8.2.

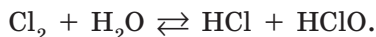
Названия кислородсодержащих кислот галогенов и соответствующих солей

Реакции галогенов со сложными веществами. *Взаимодействие с водой.* Фтор является более сильным окислителем, чем все остальные галогены, и этим объясняется различие в реакциях с водой. При растворении фтора происходит окислительно-восстановительная реакция, в результате которой фтор понижает свою степень окисления, образуя фторид-ион, а восстановителем служит кислород из молекул воды. Продуктами реакции являются различные частицы, содержащие кислород в более высокой степени окисления: H_2O_2 , O_2 , O_3 , HOF , O_2F_2 , OF_2 .



То, какой образуется продукт окисления кислорода, зависит от температуры, агрегатного состояния реагентов, кислотности среды.

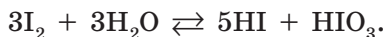
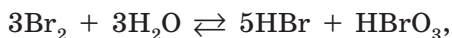
Взаимодействие остальных галогенов с водой протекает иначе, так как из-за меньшей окислительной способности хлор, бром и йод не могут окислить кислород, входящий в состав молекул воды. Как было отмечено, галогены, молекулы которых неполярны, плохо растворяются в полярном растворителе — воде. Растворимость меняется немонотонно и составляет в массовых %: 0,68 для хлора, 3,5 для брома, 0,03 для йода. Кроме растворения, протекает реакция диспропорционирования:



При нагревании хлорноватистая кислота разлагается, диспропорционируя:



Устойчивость HNaO уменьшается по группе сверху вниз, поэтому при взаимодействии с водой брома и йода образуются бромоватая HBrO_3 и иодоватая кислоты HIO_3 :

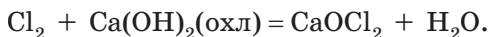


Равновесие реакций взаимодействия галогенов с водой смещено в сторону реагентов. Увеличить растворимость галогенов можно, если добавить в раствор щёлочи — в результате взаимодействия образуются соли соответствующих кислот и равновесие смещается в сторону продуктов реакции:

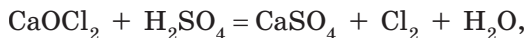
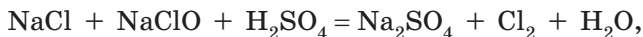


Интересной является реакция хлора с суспензией гидроксида кальция при охлаждении. В результате этой реакции образуется смесь хлорида и гипохлорита кальция, которую иногда записывают как смешанную соль — хлорид-гипохлорит кальция CaOCl_2 . Это соединение также называют *хлорной* или *белильной известью*, оно используется для дезинфекции и отбеливания.





Добавление кислоты, например серной, в раствор хлорида и гипохлорита способствует протеканию реакции сопропорционирования и приводит к смещению равновесия в сторону галогена:

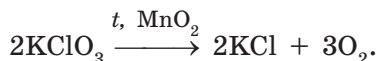


Из солей представляет интерес KClO_3 — хлорат калия, *бертолетова соль*. Разложение соли протекает по двум направлениям в зависимости от условий.

При разложении чистого хлората калия образуются две соли:

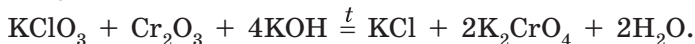
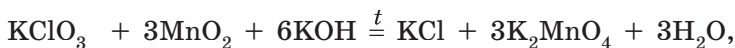


Добавление катализатора (MnO_2) приводит к понижению температуры разложения и образованию других продуктов:

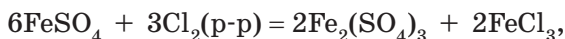
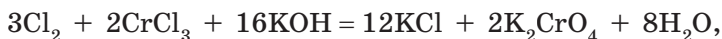


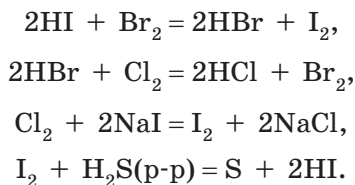
Ярко выраженные окислительные свойства солей обусловлены положительными степенями окисления хлора. Гипохлорит и хлорит натрия часто используют в качестве окислителей в растворах.

Хлорат и перхлорат калия применяют в качестве окислителя при проведении реакций между твёрдыми веществами:



Галогены и их водные растворы являются сильными окислителями и способны окислить многие вещества, проявляющие восстановительные свойства — сульфиды, сульфиты, более тяжёлые галогениды и т.д.:



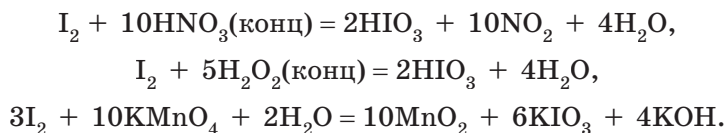


Последняя реакция в водном растворе протекает в прямом направлении, а в отсутствие воды — в обратном направлении.

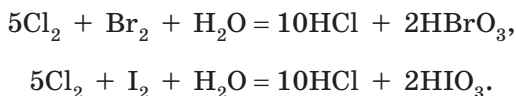
Восстановительные свойства галогенов. Галогены могут проявлять восстановительные свойства в реакциях друг с другом:



и с другими сильными окислителями. Наиболее характерны восстановительные свойства для иода:



Реакция между галогенами в водном растворе. При растворении в воде двух галогенов более лёгкие галогены проявляют окислительные свойства, а более тяжёлые — восстановительные:



Если реакция протекает в щелочном растворе, то образуются две соли:



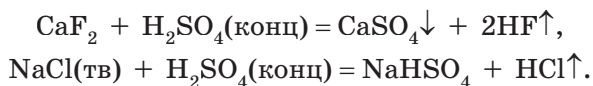
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Для получения бромоводорода и йодоводорода взаимодействие соответствующих галогенидов с серной кислотой использовать нельзя из-за окислительно-восстановительных реакций.

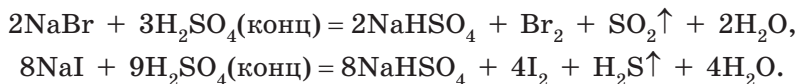
Соединения галогенов в низшей степени окисления. Безусловно, основное внимание при рассмотрении соединений галогенов в низшей степени окисления (–1) уделяется галогеноводородам.

Галогены реагируют с водородом, как описано выше, однако это не является способом получения галогеноводородов. В лаборатории для получения фторово-

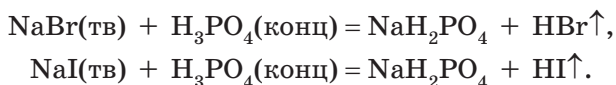
дороды и хлороводорода используют реакции фторидов и хлоридов с концентрированной серной кислотой:



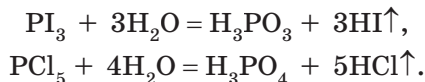
В некоторых задачниках и справочниках можно встретить информацию, что в ходе последней реакции образуется средний сульфат натрия, но это неверно. В концентрированной серной кислоте гидросульфат натрия растворяется плохо, и это приводит к образованию осадка этого соединения при протекании реакции.



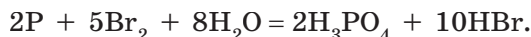
Для получения бромоводорода и йодоводорода используют реакцию взаимодействия соответствующих твёрдых галогенидов с концентрированной фосфорной кислотой, которая не является окислителем:



Другим способом получения галогеноводородов являются реакции гидролиза бинарных галогенидов *p*-элементов. Из-за высокой растворимости галогеноводородов для получения газообразных продуктов необходимо использовать небольшие количества воды:



Также можно использовать реакцию взаимодействия влажного фосфора с галогенами:



Все галогеноводороды при нормальных условиях являются газами с резким неприятным запахом. Температура плавления и кипения монотонно увеличивается от хлороводорода к йодоводороду, что связано с усилением межмолекулярного взаимодействия, температура кипения фтороводорода сильно выбивается из общей тенденции и имеет максимальное значение среди температур кипения в этом ряду соединений, а температура плавления превышает соответствующие значения для хлороводорода



и бромоводорода. Такие аномально высокие значения температур фазовых переходов для HF связаны с образованием очень прочных водородных связей между молекулами фтороводорода.

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Благодаря образованию водородных связей оказываются устойчивыми фрагменты HF_2^- и соответствующие соли тяжёлых щелочных металлов (гидрофториды KHF_2 , KN_2F_3).

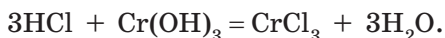
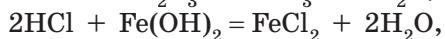
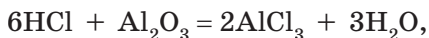
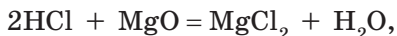
Все галогеноводороды очень хорошо растворимы в воде: жидкий фтороводород смешивается с водой в любых соотношениях, в случае хлороводорода при н.у. в 1 объёме воды растворяются 507 объёмов газа, для бромоводорода растворимость составляет 612 объёмов в 1 объёме воды, а для иодоводорода — 250 объёмов в 1 объёме воды.

В водном растворе галогеноводороды диссоциируют на ионы:

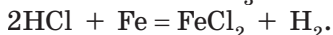
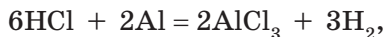


Раствор фтороводорода в воде называют *плавиковой* кислотой, раствор хлороводорода в воде — *соляной* кислотой. Плавиковая (или фтороводородная) кислота является кислотой средней силы, процесс её диссоциации на ионы в растворе обратим. Остальные галогеноводородные кислоты являются сильными кислотами, диссоциируют в водном растворе необратимо (полностью). Сила кислот увеличивается от HF к HI.

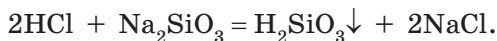
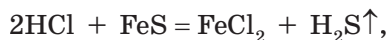
Соляная кислота — одна из самых распространённых кислот, её получают в промышленности в больших количествах. Она вступает во все реакции, характерные для сильных кислот. Соляная кислота реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами:



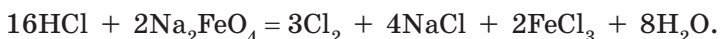
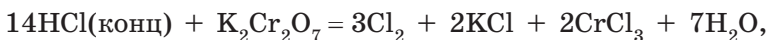
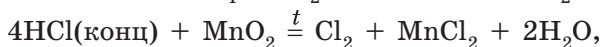
Соляная кислота реагирует с металлами, которые в ряду напряжений находятся левее водорода:



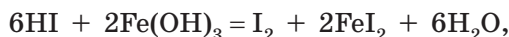
Соляная кислота реагирует с солями, образованными слабыми кислотами:



Галогенид-ионы проявляют восстановительные свойства. При реакции с сильными окислителями окисление галогенид-анионов обычно происходит до соответствующего галогена:



Восстановительные свойства усиливаются при переходе от F^- к I^- , что подтверждается следующими реакциями, характерными только для иодид-ионов:

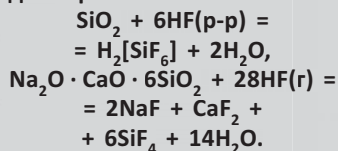


Большинство галогенидов металлов хорошо растворимы в воде. Наибольшее применение находят хлорид натрия для получения хлора и хлороводорода, фторид кальция для получения фтороводорода и фтора, криолит Na_3AlF_6 , используемый при получении в промышленности алюминия, иодид калия (наряду с иодатом) в качестве добавки к поваренной соли для уменьшения у населения дефицита йода в организме.

Водные растворы фторидов катионов сильных оснований имеют щелочную реакцию среды из-за гидролиза по аниону:

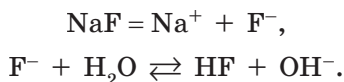
ЭТО ИНТЕРЕСНО

Интересной особенностью фтороводорода и плавиковой кислоты является способность реагировать с оксидом кремния и со стеклом:



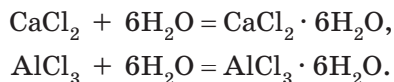
Поэтому хранить плавиковую кислоту в стеклянной посуде нельзя.



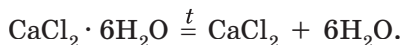


Водные растворы солей остальных галогенидов с катионами сильных оснований имеют нейтральную реакцию среды из-за отсутствия гидролиза.

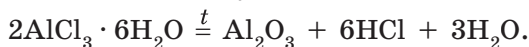
Получение безводных хлоридов. При кристаллизации хлоридов металлов из водных растворов в большинстве случаев образуются не безводные соли, а кристаллогидраты:



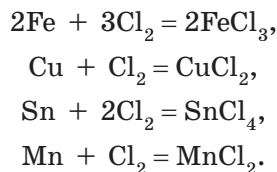
При нагревании кристаллогидратов образование безводных хлоридов возможно только в случае солей катионов, которым соответствуют сильные основания:



Нагреванием удалить воду и получить безводный хлорид удастся только для небольшой части кристаллогидратов. Большинству катионов соответствуют основания слабые или средней силы и при нагревании происходит пирогиドロлиз, приводящий к образованию оксидов соответствующих металлов:

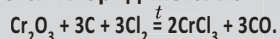


Безусловно, безводные хлориды можно получить прямым хлорированием металлов:



**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Другим способом получения безводных хлоридов является взаимодействие оксидов с углём и хлором. Из-за высокой прочности связи $\text{C}\equiv\text{O}$ кислород из оксида связывается с углеродом и образуется хлорид металла:

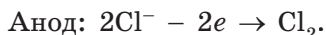
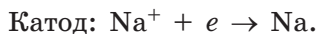
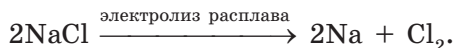


Нахождение в природе и способы переработки. Основные источники и наиболее крупнотоннажные производства. Природными источниками галогенов являются фториды и хлориды: галит (каменная соль) NaCl , а фтора — флюорит или плавиковый шпат CaF_2 .

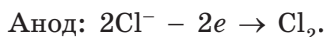
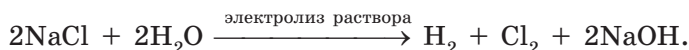


Обе эти соли являются ионными соединениями, кристаллическая структура первой из них представлена на рис. 3.3б.

Электролизом расплава хлорида натрия получают два важных продукта — металлический натрий и хлор.



Востребован и другой технологический процесс — электролиз водного раствора хлорида натрия, продукты которого (щёлочь, водород и хлор) также очень важны:



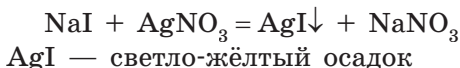
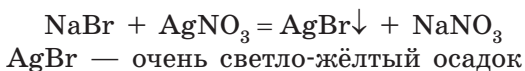
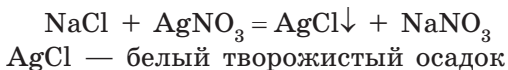
Фторид кальция используют для получения фтороводорода:



Для получения фтора используют электролиз расплава кислого фторида калия:



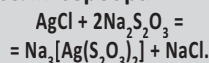
Качественные реакции. Образование плохо растворимых галогенидов используют для качественного определения катионов. Галогенид-ионы, за исключением фторида, образуют плохо растворимые соли с катионами серебра.



Хлорид и бромид серебра растворяются в водном растворе аммиака за счёт образования комплекса:

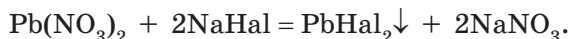
ЭТО ИНТЕРЕСНО

Все галогениды серебра можно растворить в растворе тиосульфата натрия за счёт образования комплексной соли серебра:





Катионы свинца(II) образуют плохорастворимые соли со всеми галогенид-анионами. Иодид свинца ярко-жёлтого цвета, все остальные галогениды свинца — белые:



Качественной реакцией на молекулярный иод служит реакция с крахмалом. В результате взаимодействия появляется интенсивное сине-фиолетовое окрашивание раствора.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Выберите вещество, между молекулами которого образуется водородная связь.

- 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$
- 2) Br_2
- 3) HF
- 4) IF_5

● **РЕШЕНИЕ.** Водородная связь образуется, когда атом водорода связан с электроотрицательным атомом — обычно с атомом фтора, кислорода или азота. В водородной связи участвует электроотрицательный атом с частично отрицательным зарядом, связанный с ним ковалентной связью атом водорода с частичным положительным зарядом и другой атом, на котором есть частичный отрицательный заряд. Из предложенных вариантов водород есть в $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ и HF . В первом из двух соединений водород связан с атомом малополярной связи. Поэтому водородная связь возникает только в случае HF .

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

2

Выберите последовательность, в которой вещества расположены в порядке усиления восстановительных свойств.

- 1) HF , Br_2 , HIO_3
- 2) Cl_2 , F_2 , HCl
- 3) F_2 , HBr , HI
- 4) O_2 , HCl , I_2O_5



● **РЕШЕНИЕ.** В варианте 1 бром проявляет более сильно выраженные окислительные свойства, чем фтороводород, поэтому этот вариант не подходит.

В варианте 2 фтор расположен после хлора, т.е. наблюдается усиление окислительных свойств в начале последовательности, поэтому этот вариант ответа не подходит.

В варианте 3 последовательность начинается фтор — самый сильный окислитель и вещество, не проявляющее восстановительных свойств. Далее следуют бромоводород и иодоводород. Среди галогенид-ионов восстановительные свойства увеличиваются при переходе по группе сверху вниз. Вариант 3 — правильный ответ.

И рассмотрим вариант 4. После кислорода расположены хлороводород и оксид иода. Наиболее сильно восстановительные свойства выражены у хлороводорода. Таким образом, эта последовательность также не отвечает условию.

ОТВЕТ: 3.

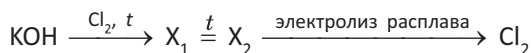
ПРИМЕР 3 Какой оксид соответствует кислоте HClO_4 ?

- 1) Cl_2O 2) ClO_3 3) ClO_2 4) Cl_2O_7

● **РЕШЕНИЕ.** Чтобы определить оксид, который соответствует гидратированному оксиду — кислоте, необходимо рассчитать степень окисления хлора в соответствующих молекулах. В хлорной кислоте степень окисления хлора +7 и оксид, в котором такая же степень окисления — это Cl_2O_7 .

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР 4 Выберите вещества X_1 и X_2 , соответствующие цепочке превращений.



- 1) KClO , KCl 3) KClO_3 , KClO_4
 2) KClO_4 , KClO_3 4) KClO_3 , KCl

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем реакции взаимодействия:

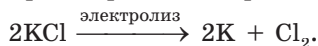


Из двух солей только с хлоратом протекают реакции при нагревании. Поэтому $X_1 = \text{KClO}_3$.





Электролиз расплава проводят для хлоридов щелочных металлов:



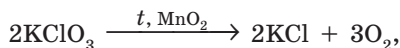
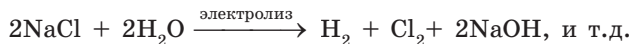
Верный ответ: $\text{X}_1 = \text{KClO}_3$, $\text{X}_2 = \text{KCl}$.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР 5

Раствор хлорида натрия подвергли электролизу. Выделившийся на аноде газ пропустили через горячий концентрированный раствор гидроксида калия. При охлаждении полученного раствора выпали белые кристаллы, которые при нагревании с оксидом марганца(IV) разлагаются с выделением газа, поддерживающего горение. При добавлении к белым кристаллам раствора иодида калия, подкисленного серной кислотой, раствор приобретает тёмную окраску. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

● **РЕШЕНИЕ.**

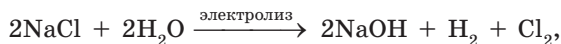


(Тёмная окраска появляется из-за взаимодействия $\text{KI} + \text{I}_2 = \text{KI}_3$.)

ПРИМЕР 6

В результате электролиза 2 кг 25%-го водного раствора хлорида натрия на электродах выделилось 89,6 л (н.у.) газов. Рассчитайте массовые доли веществ в конечном растворе.

● **РЕШЕНИЕ.**



$$v(\text{H}_2) + v(\text{Cl}_2) = v(\text{газов}) = V(\text{газов}) / V_m = 89,6 / 22,4 = 4 \text{ моль},$$

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Cl}_2) = 4 / 2 = 2 \text{ моль},$$

$$v(\text{NaOH}) = 2v(\text{H}_2) = 2 \cdot 2 = 4 \text{ моль},$$

$$v(\text{NaCl})_{\text{нач}} = m(\text{NaCl}) / M(\text{NaCl}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{NaCl}) / M(\text{NaCl}) = 2000 \cdot 0,25 / 58,5 = 8,547 \text{ моль},$$



$$v(\text{NaCl})_{\text{прореагировало}} = v(\text{NaOH}) = 4 \text{ моль},$$

$$v(\text{NaCl})_{\text{осталось}} = v(\text{NaCl})_{\text{нач}} - v(\text{NaCl})_{\text{прореагировало}} = 8,547 - 4 = 4,547 \text{ моль},$$

$$m(\text{NaOH}) = 4 \cdot 40 = 160 \text{ г},$$

$$m(\text{NaCl}) = 4,547 \cdot 58,5 = 266 \text{ г},$$

$$m(\text{р-ра конечн}) = m(\text{р-ра начальн}) - m(\text{Cl}_2) - m(\text{H}_2) = 2000 - 2 \cdot 2 - 2 \cdot 71 = 1854 \text{ г},$$

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / m(\text{р-ра конечн}) = 160 / 1854 = 0,0863 (8,63\%),$$

$$\omega(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / m(\text{р-ра конечн}) = 266 / 1854 = 0,1435 (14,35\%).$$

ОТВЕТ: 8,63% NaOH, 14,35% NaCl.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- 1 Прочитайте два утверждения. Укажите, верны ли они.
 - а) Фтор получают электролизом водного раствора фторида натрия.
 - б) Все галогеноводороды можно получить взаимодействием концентрированной серной кислоты с соответствующими галогенидами натрия.
 - 1) Верны оба утверждения.
 - 2) Оба утверждения неверны.
 - 3) Верно только первое утверждение.
 - 4) Верно только второе утверждение.
- 2 Выберите соединение, в котором хлор проявляет высшую степень окисления.
 - 1) HCl
 - 2) KClO₃
 - 3) HClO₄
 - 4) CCl₄
- 3 Выберите вещество с ионной связью.
 - 1) хлороводород
 - 2) хлорид кальция
 - 3) хлор
 - 4) хлорная кислота



- ④ В ряду $F - Cl - Br - I$ уменьшается:
- 1) число электронов в атоме
 - 2) радиус атома
 - 3) электроотрицательность элемента
 - 4) число заполненных электронных слоёв в атоме
- ⑤ К соляной кислоте добавили карбонат кальция. Напишите уравнение взаимодействия в молекулярном и сокращённом ионном виде.
- ⑥ Напишите уравнения реакций, соответствующие цепочке превращений:
- а) $NaCl \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow KClO_4 \rightarrow KCl$
 - б) $HF \rightarrow CaF_2 \rightarrow HF \rightarrow KHF_2 \rightarrow F_2 \rightarrow PF_5 \rightarrow HF$
 - в) $Cl_2 \rightarrow ClF \rightarrow HClO \rightarrow NaClO \rightarrow NaCl \rightarrow Cl_2$
- ⑦ К твёрдому оксиду марганца(IV) добавили концентрированную соляную кислоту. Выделившийся газ пропустили над нагретой медью. Образовавшееся твёрдое вещество растворили в воде и добавили раствор щёлочи. Выпавший осадок отфильтровали, а фильтрат подвергли электролизу. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- ⑧ Раствор иодида натрия подвергли электролизу. Выделившееся на аноде вещество прореагировало с горячим раствором гидроксида калия. При охлаждении полученного раствора выпали белые кристаллы, которые реагируют с раствором сульфита натрия. Одна из солей, полученных в результате последней реакции, реагирует с подкисленным серной кислотой раствором пероксида водорода. В результате реакции получается простое вещество. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- ⑨ Твёрдый хлорид натрия нагрели с 70%-й серной кислотой, выделившийся газ растворили в воде. К раствору добавили железо, образовавшийся газ пропустили над нагретым оксидом меди(II). К полученному твёрдому веществу красного цвета прилили раствор нитрата серебра, в результате цвет раствора изменился на голубой. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



- 10 К 200 г раствора бромида натрия с массовой долей 5% добавили 30 г бромида натрия, 100 г воды и 35 г раствора бромида натрия с массовой долей 10%. Рассчитайте массовую долю соли в конечном растворе. В ответе приведите число (в %) с точностью до десятых.
- 11 К 20 г смеси карбонатов натрия и магния, массовые доли солей в которой равны, добавили 100 г соляной кислоты с массовой долей 20%. После окончания реакции реакцию смесь выдержали на воздухе до полного удаления растворителя. Рассчитайте массы солей, которые образуются в конечной смеси, если соль магния образует гексагидрат (кристаллогидрат, содержащий 6 молекул воды на одну формульную единицу безводной соли).
- 12 К 20 г хлорида натрия добавили избыток концентрированной серной кислоты и нагрели раствор до полного удаления газа. Полученный газ был поглощён 200 г раствора гидрокарбоната натрия с массовой долей 5%, который потом нагревали для полного удаления образовавшегося газа. Рассчитайте массовые доли веществ в конечном растворе.
- 13 В порции воды объёмом 250 мл растворили 50 г смеси хлоридов лития и калия. Полученный раствор разделили на 2 части, массы которых относятся как 1 : 2. К раствору с меньшей массой добавили 400 г 21,25%-го раствора нитрата серебра. Осадок отфильтровали, а к фильтрату добавили избыток сульфида аммония, при этом масса выпавшего осадка оказалась равной 22,12 г. Рассчитайте массу хлорида калия, содержащегося в исходной смеси.
- 14 В воде объёмом 50 мл растворили 5 г хлорида натрия и 9,8 г хлората калия. К полученному раствору добавили 47 г 31%-й соляной кислоты. Полученный раствор нагрели. Выделившийся газ пропустили через 252 г раствора, содержащего гидроксид натрия (массовая доля 6,35%) и сульфит натрия (массовая доля 20%). Рассчитайте массовые доли веществ в конечном растворе.



- 15 Через 250 г 32%-го раствора гидроксида натрия пропустили 14 л (н.у.) хлора. После аккуратного удаления всего растворителя без нагревания масса твёрдого остатка составила 106,5 г. Рассчитайте выход реакции и массу гидроксида марганца(II), который может быть окислен данной порцией веществ.

§ 8.3. КИСЛОРОД И СЕРА (VIA ГРУППА)

Общая характеристика. К главной подгруппе шестой группы Периодической системы (VIA группа) относятся элементы кислород O, сера S, селен Se, теллур Te и радиоактивный полоний Po.

Иногда для них используют групповое название *халькогены*. Конфигурация валентных электронов элементов VIA группы — ns^2np^4 , до образования устойчивой конфигурации благородного газа им не хватает двух электронов, поэтому они склонны проявлять окислительные свойства, причём при переходе от кислорода к сере и далее по подгруппе окислительная способность простых веществ ослабевает. Наибольшая окислительная спо-

ВАЖНО ЗНАТЬ! Для всех элементов подгруппы, кроме полония, характерна низшая степень окисления –2. Все элементы, за исключением кислорода, образуют соединения, где степень окисления равна +4 или +6.

собность у кислорода и серы, которые являются типичными неметаллами. Селен и теллур занимают промежуточное положение между неметаллами и металлами, а полоний — типичный металл. С увеличением атомного номера по подгруппе возрастают температуры плавления и кипения простых веществ.

Элемент кислород в свободном состоянии имеет две аллотропные модификации — кислород O₂ (газ без цвета и запаха) и озон O₃ (газ с характерным запахом).

Для серы также характерно наличие аллотропных модификаций. В обычных условиях устойчива ромбическая сера — твёрдое жёлтое вещество, при более высокой температуре — моноклинная сера, обе модификации состоят из молекул S₈. Также известна неустойчивая пластическая сера. Наиболее устойчива сера ромбическая, в неё самопроизвольно превращаются при обычных условиях и моноклинная, и пластическая модификации.



Нахождение в природе. *Кислород* — самый распространённый элемент на Земле, содержание O_2 в воздухе составляет 21% по объёму (остальное — 78% азота N_2 и 1% других газов). В земной коре содержится 49,13% кислорода (кварц, оксиды металлов, соли кислородсодержащих кислот), примерно 90% массы Мирового океана приходится на кислород. *Сера* встречается в природе в виде залежей самородной серы, сульфидов (в рудах и нефти) и сульфатов (в рудах, в морской и речной воде). Основные сульфидные руды: железный колчедан (пирит) FeS_2 , цинковая обманка ZnS и галенит PbS , сульфатные руды — гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ и барит $BaSO_4$.

Кислород

Химические свойства. Кислород O_2 — бесцветный газ без запаха, плохо растворимый в воде. Жидкий кислород имеет светло-голубой цвет.

Поскольку по электроотрицательности кислород уступает только фтору, он почти всегда имеет степень окисления -2 . В соединениях с фтором он проявляет степень окисления $+2$ или $+1$, в пероксидах — степень окисления -1 . Известны и соединения с дробной степенью окисления кислорода — надпероксиды, озониды.

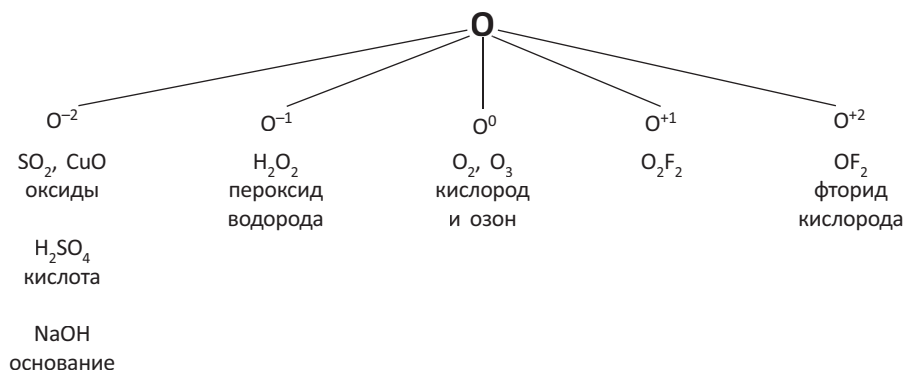


СХЕМА 8.2.

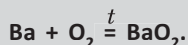
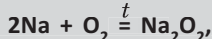
Основные степени окисления кислорода и примеры соединений

Из-за своей высокой окислительной способности кислород уже при комнатной температуре реагирует с большинством **металлов**, образуя основные оксиды:

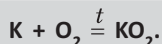


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

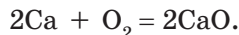
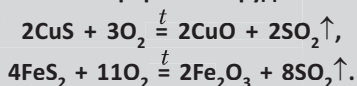
Щелочные металлы и барий сгорают в атмосфере кислорода до иных кислородсодержащих продуктов (см. главу 9). Только литий образует оксид Li_2O , остальные щелочные металлы при взаимодействии с кислородом дают пероксиды и надпероксиды. Наиболее устойчивыми продуктами, образующимися при сгорании натрия и бария в атмосфере кислорода, являются пероксиды:



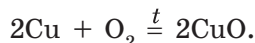
При сгорании в избытке кислорода остальных щелочных металлов образуются надпероксиды:


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

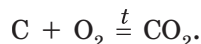
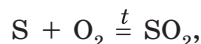
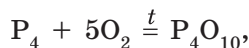
Взаимодействие кислорода с твёрдыми сульфидами металлов при высокой температуре называют *обжигом* (окислительным обжигом), в результате обжига образуются оксид металла и оксид серы(IV). Часто обжиг является первым этапом переработки руды:



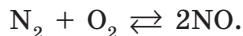
При нагревании с кислородом взаимодействуют и менее активные металлы:



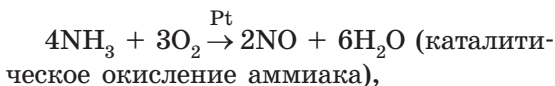
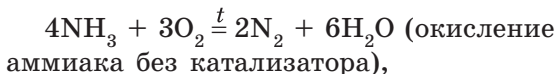
При нагревании кислород реагирует и с *неметаллами* (за исключением гелия, неона, аргона, хлора, брома, иода). В кислороде ослепительно-ярким пламенем горит фосфор; интенсивно, ярким синим пламенем горит сера; без пламени, постепенно раскаляясь, горит древесный уголь (углерод):



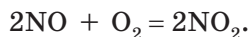
С азотом кислород реагирует при очень высокой температуре или в электрическом разряде. Это обусловлено высокой прочностью молекулы N_2 (её тройной связью):



Кислород реагирует и со многими *сложными соединениями*, например с аммиаком:



с оксидом азота(II):

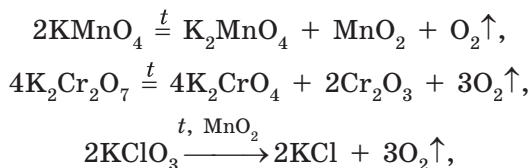


Горение сероводорода в кислороде приводит к образованию серы или SO_2 в зависимости от количества кислорода (см. ниже).

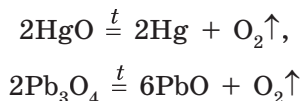
Получение. В промышленности кислород в больших количествах получают фракционной перегонкой сжиженного воздуха (метод разделения жидких смесей, основанный на разности температур кипения компонентов, аналогично получению нефтепродуктов при перегонке нефти) или электролизом воды:



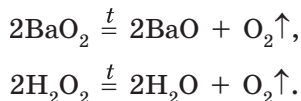
В лаборатории кислород можно получить термическим разложением солей кислородсодержащих кислот:



оксидов:



или пероксидов:



Последняя реакция может протекать в присутствии катализатора.

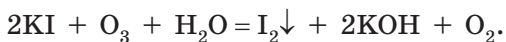
Другая аллотропная модификация кислорода — газообразный при обычных условиях озон O_3 — является ещё более сильным окислителем. Озон токсичен. В атмосфере озон образуется из кислорода во время грозы. Его получают пропусканием тока газообразного кислорода через электрический разряд в специальных устройствах — озонаторах (эта реакция эндотермическая и обратимая; выход озона составляет около 5%):



В результате реакции озона с иодидом калия образуется молекулярный иод, который вызывает посинение раствора, содержащего крахмал, за счёт образования иодкрахмального комплекса (иодкрахмальная реакция):

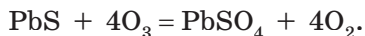
Качественной реакцией для обнаружения озона является его взаимодействие с раствором иодида калия.





Кислород не окисляет иодид калия и, соответственно, не вызывает синего окрашивания.

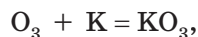
Озон способен окислять сульфиды металлов до сульфатов:



**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Пероксиды, надпероксиды и озониды широко используются в качестве окислителей, а также применяются для химической регенерации воздуха в герметичных обитаемых объектах (например, на подводных лодках):
 $4\text{KO}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2\uparrow.$

Озон реагирует со щелочными металлами (калием, рубидием и цезием) и их гидроксидами с образованием озонидов (твёрдых ионных соединений, содержащих ион O_3^-):



Применение кислорода и озона. Кислород воздуха используется в металлургической промышленности для производства стали из чугуна. Кис-

лород применяется для получения разнообразных веществ в химической промышленности (пример — получение SO_3 при синтезе серной кислоты), в смеси с ацетиленом используется для высокотемпературной сварки металлов, в энергетике — для сжигания горючих и топливных материалов (водорода, метана, нефти, угля и т.п.).

Озон применяется для очистки и дезинфекции воды (например, в пищевой промышленности, в бассейнах) и воздуха, в пищевой промышленности для дезинфекции оборудования.

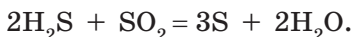
Сера

Получение. В промышленности серу выплавляют из ископаемой самородной серы.

В лаборатории для получения серы используют неполное окисление сероводорода:



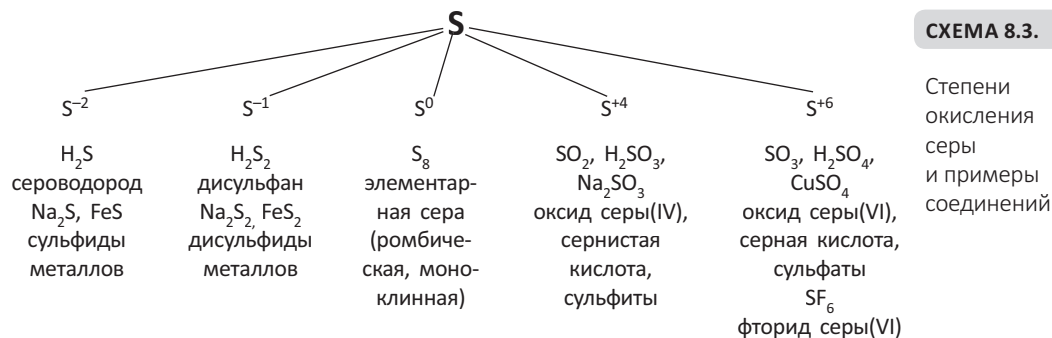
или реакцию Вакенродера:



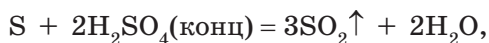
В этих реакциях образовавшиеся пары серы кристаллизуются на холодной поверхности.

Сера широко используется в химическом синтезе для получения оксида серы(IV), серной кислоты, сероуглерода CS_2 ; для вулканизации резины; в производстве пороха, инсектицидов и фунгицидов.

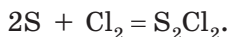
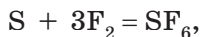
Химические свойства. В своих соединениях сера способна проявлять разные степени окисления.



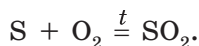
Сера реагирует с концентрированными кислотами-окислителями:



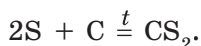
а также с фтором и хлором:



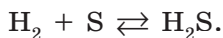
На воздухе сера горит, образуя SO_2 :



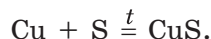
При нагревании сера активно реагирует со многими неметаллами. Например, при пропускании паров серы над углём образуется сероуглерод, используемый в качестве растворителя в органической химии:



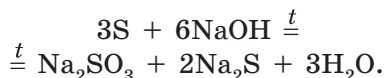
Сера активно взаимодействует с фосфором и водородом:



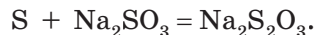
При нагревании сера взаимодействует со многими металлами, образуя сульфиды:



Сера растворяется в горячих щелочах, при этом происходит реакция *диспропорционирования*:



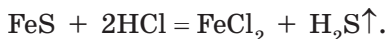
Необычным свойством серы является её способность растворяться в концентрированном водном растворе сульфата натрия с образованием *тиосульфата* натрия:



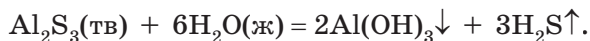
Все водородные соединения подгруппы серы имеют молекулярную структуру и ковалентную полярную связь.

Сероводород H_2S — бесцветный, очень токсичный газ с запахом тухлых яиц. Молекулы сероводорода, в отличие от воды, не образуют между собой водородных связей. Поэтому сероводород имеет более низкую температуру кипения, чем вода, и плохо растворим в воде (один объём воды растворяет три объёма сероводорода).

Получение сероводорода. При пропускании тока водорода над расплавленной серой происходит обратимая реакция с очень малым выходом сероводорода, поэтому обычно в лаборатории его получают действием разбавленных кислот на сульфиды:



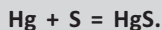
Можно получить сероводород гидролизом сульфида алюминия:



Сероводород — хороший восстановитель. Реагируя с кислородом при нагревании, он окисляется до серы или оксида серы(IV)

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

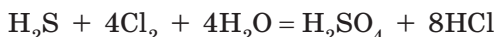
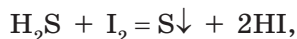
Ртуть — единственный металл, с которым сера взаимодействует уже при комнатной температуре. Эту реакцию используют в лабораториях для удаления разлитой ртути, пары которой очень токсичны:



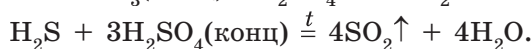
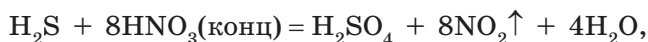
в зависимости от соотношения между кислородом и сероводородом:



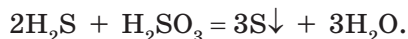
Так же легко сероводород окисляется галогенами:



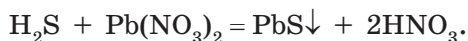
и другими сильными окислителями:



Раствор сероводорода в воде — очень слабая двухосновная сероводородная кислота. Как и газообразный сероводород, сероводородная кислота — типичный восстановитель и вступает во многие реакции, характерные для сероводорода. Она реагирует с Cl_2 , с солями трёхвалентного железа, сернистой кислотой:

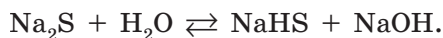


Сероводородная кислота образует два ряда солей: средние — *сульфиды* и кислые — *гидросульфиды*. Большинство солей (за исключением сульфидов аммония, а также щелочных и щёлочно-земельных металлов) плохо растворимы в воде, многие осадки сульфидов окрашены, что используется в аналитической химии для определения металлов. Например, при пропускании сероводорода через раствор, содержащий ионы свинца Pb^{2+} , образуется *чёрный осадок* сульфида свинца:



Эту реакцию можно использовать для обнаружения сероводорода или сульфид-ионов.

Сульфиды металлов можно получить напрямую нагреванием металла с серой, действием сероводорода на щёлочи (для растворимых сульфидов) и по обменным реакциям (для нерастворимых сульфидов). Все растворимые сульфиды в растворе сильно гидролизуются:

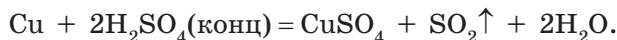


Некоторые сульфиды (такие, как Al_2S_3 , Cr_2S_3) вообще не удаётся получить в растворе из-за необратимого гидролиза:

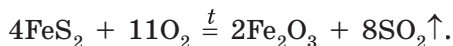
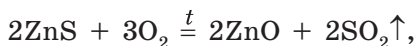


Оксид серы(IV) SO_2 (сернистый газ) — бесцветный газ с резким запахом.

Оксид серы(IV) может быть получен при сгорании серы и сероводорода на воздухе. В лаборатории диоксид серы получают взаимодействием многих металлов (чаще всего меди) с концентрированной серной кислотой:



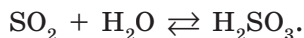
Также для получения диоксида серы используют обжиг сульфидных минералов:



Сернистый газ можно получить по реакции соли сернистой кислоты с сильной неокисляющей кислотой:



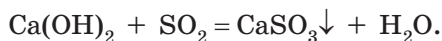
При растворении диоксида серы в воде протекает химическая реакция с образованием слабой (хотя и более сильной в сравнении с сероводородной) малоустойчивой *сернистой* кислоты:



Сернистая кислота образует два ряда солей: средние — *сульфиты* и кислые — *гидросульфиты*.

Химические реакции, характерные для SO_2 , сернистой кислоты и её солей, можно разделить на две группы:

реакции, протекающие без изменения степени окисления, и окислительно-восстановительные реакции. Пример реакций первой группы:

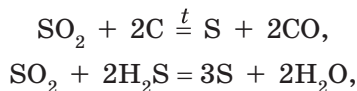


**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

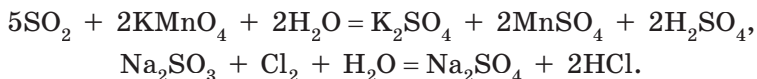
Диоксид серы обладает хорошими дезинфицирующими свойствами. Его применяют для окулирования хранилищ сельскохозяйственной продукции в борьбе с бактериями и грибами. В пищевой промышленности сернистый газ используют в качестве антибактериального и консервирующего средства.



В окислительно-восстановительных реакциях производные серы(IV) могут являться как окислителями:

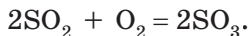


так и восстановителями:



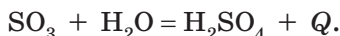
Оксид серы(VI) SO_3 — ангидрид серной кислоты — при комнатной температуре представляет собой бесцветную жидкость, которая затвердевает уже при 17 °С.

SO_3 можно получить окислением SO_2 только в присутствии катализатора (мелкоизмельченная платина или V_2O_5) и при высоком давлении:



Данная реакция является обратимой, она протекает с выделением тепла (экзотермическая).

Оксид серы(VI) гигроскопичен, при растворении его в воде образуется серная кислота:

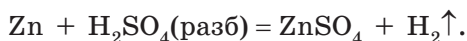


Раствор SO_3 в 100%-й серной кислоте называется *олеум*.

Серная кислота H_2SO_4 — сильная двухосновная кислота. Это тяжёлая маслянистая жидкость.

Окислительные свойства серной кислоты очень зависят от её концентрации и типа металла, с которым она взаимодействует.

Разбавленная серная кислота реагирует только с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:

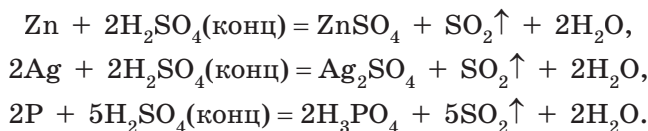


При взаимодействии концентрированной серной кислоты с различными металлами и со многими неметаллами происходит её восстановление до SO_2 :

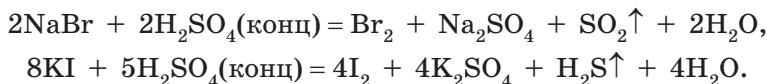
При разбавлении серной кислоты водой выделяется большое количество теплоты, поэтому для разбавления серной кислоты надо осторожно при перемешивании наливать кислоту в воду, а не наоборот.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**





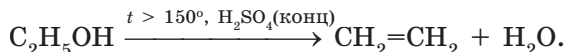
Реакции концентрированной серной кислоты с бромидами и иодидами металлов:



Для концентрированной серной кислоты очень характерны *дегидратирующие* свойства, т.е. способность поглощать влагу. При этом она может поглощать не только несвязанную воду, но и удалять её из сложных химических соединений, например из углеводов и спиртов. Так, концентрированная серная кислота обугливает бумагу, лучинки (целлюлозу) и сахарозу:

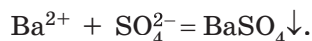


Этанол при нагревании с серной кислотой выше 150 °С превращается в этилен:



Основным способом получения серной кислоты является контактный метод (см. главу 18).

Серная кислота, как все кислоты, реагирует с основаниями и оксидами с образованием сульфатов или гидросульфатов. Наименьшей растворимостью обладает *сульфат бария*, именно поэтому его образование в виде белого осадка используют как *качественную* реакцию на сульфат-ион или катионы бария:



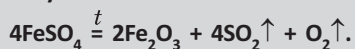
Гидросульфаты, как правило, хорошо растворимы в воде.

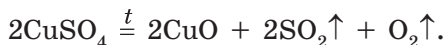
Поведение сульфатов при нагревании (термическое разложение) зависит от типа металла.

- Сульфаты щелочных металлов плавятся без разложения.
- При разложении сульфатов металлов средней активности образуются соответствующие оксиды:

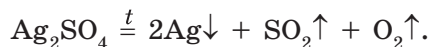
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

При разложении сульфата переходного металла в низкой степени окисления образуется оксид, в котором металл проявляет более высокую степень окисления:

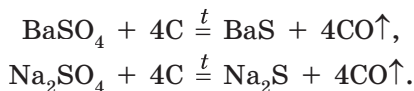




Сульфаты наиболее тяжёлых металлов (Ag, Hg) разлагаются до соответствующего металла:



При прокаливании с углём термически устойчивые сульфаты металлов восстанавливаются до соответствующих сульфидов:



Применение серной кислоты. Серная кислота широко используется в химической промышленности для производства синтетических моющих средств, пластмасс, удобрений и лекарственных препаратов.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 Даны элементы: 1) S, 2) Te, 3) F, 4) B, 5) O.

- Определите, какие из указанных элементов образуют устойчивый отрицательный ион, содержащий 10 электронов.
- Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения атомного радиуса.
- Выберите два элемента, обладающие наибольшей электроотрицательностью.

● **РЕШЕНИЕ.** а) Устойчивый отрицательный ион, содержащий 10 электронов, образуют фтор и кислород: F^- и O^{2-} .
 б) Это элементы VIA группы — кислород, сера, теллур. Радиус атомов элементов одной группы возрастает с ростом атомного номера элемента: $r(\text{O}) < r(\text{S}) < r(\text{Te})$.
 в) Среди всех элементов Периодической системы наибольшей электроотрицательностью обладают фтор и кислород.

ОТВЕТ: а) 35
 б) 512
 в) 35



ПРИМЕР 2

Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) сульфид натрия
- Б) сульфит натрия
- В) сульфат натрия

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) Na_2SO_3
- 2) Na_2SO_4
- 3) Na_2S
- 4) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

ОТВЕТ:

А	Б	В
3	1	2

ПРИМЕР 3

Установите соответствие между названием вещества и областью его применения.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) озон
- Б) оксид серы(IV)
- В) серная кислота

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- 1) обработка овощехранилищ
- 2) получение стали из чугуна
- 3) производство удобрений
- 4) обеззараживание воды в бассейне

ОТВЕТ:

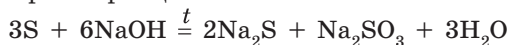
А	Б	В
4	1	3

ПРИМЕР 4

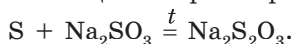
Из предложенного списка реактивов выберите два, которые способны растворить серу.

- 1) вода
- 2) концентрированная соляная кислота
- 3) насыщенный раствор сульфата натрия
- 4) концентрированная щёлочь
- 5) насыщенный раствор сульфита натрия

● **РЕШЕНИЕ.** Сера при нагревании растворяется в концентрированном растворе щёлочи:



и в насыщенном растворе сульфита натрия (при кипячении):



ОТВЕТ: 45.



ПРИМЕР

5

Сколько литров кислорода (н.у.) можно получить термическим разложением 47,4 г перманганата калия? Ответ округлите до десятых.

- **РЕШЕНИЕ.** Реакция термического разложения KMnO_4 :



$$v(\text{KMnO}_4) = 47,4 / 158 = 0,3 \text{ моль},$$

$$v(\text{O}_2) = 0,5 \cdot v(\text{KMnO}_4) = 0,5 \cdot 0,3 = 0,15 \text{ моль},$$

$$V(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 0,15 = 3,36 = 3,4 \text{ л}.$$

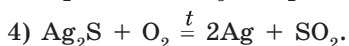
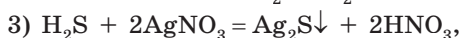
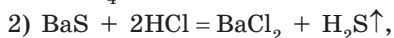
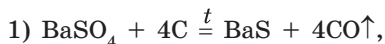
ОТВЕТ: 3,4 л.

ПРИМЕР

6

Сульфат бария прокалили с избытком углерода. Полученное твёрдое вещество обработали соляной кислотой, выделившийся газ пропустили через раствор нитрата серебра. Осадок отделили фильтрованием, высушили и прокалили на воздухе. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

- **РЕШЕНИЕ.**



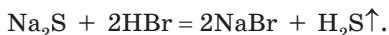
ПРИМЕР

7

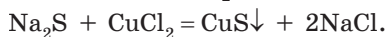
В двух пробирках находился раствор сульфида натрия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NH_4Cl
- 2) KOH
- 3) K_2CO_3
- 4) CuCl_2
- 5) HBr

- **РЕШЕНИЕ.** Вещество X — HBr:



Вещество Y — CuCl_2 :



ОТВЕТ:

X	Y
5	4

ПРИМЕР

8

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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- A) S
- Б) H_2S
- В) Na_2SO_3
- Г) FeS

РЕАГЕНТЫ

- 1) Hg, H_2 , Cl_2
- 2) HCl, O_2 , H_2SO_4
- 3) O_2 , KOH, SO_2
- 4) Na_2SO_4 , HNO_3 , CO_2
- 5) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, S, KMnO_4

ОТВЕТ:

A	Б	В	Г
1	3	5	2



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Из предложенного списка веществ выберите два, которые пригодны для получения кислорода термическим разложением в условиях лаборатории.

- 1) оксид железа(III)
- 2) дихромат калия
- 3) хлорат калия
- 4) сульфат калия
- 5) оксид марганца(IV)

② Железо нагрели с серой. Полученное твёрдое вещество растворили в соляной кислоте, а выделившийся газ пропустили через раствор нитрата меди(II). Образовавшийся чёрный осадок отфильтровали и нагрели в атмосфере кислорода. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



3) Сероводород пропустили через раствор нитрата свинца. Выпавший осадок отфильтровали и нагрели на воздухе. Полученный газ пропустили через раствор гидроксида кальция. Выпавший первоначально осадок после длительного пропускания газа растворился. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

4) В двух пробирках находился разбавленный раствор серной кислоты. В первую пробирку добавили твёрдое простое вещество X, а во вторую — твёрдое вещество Y. В обеих пробирках выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- | | |
|-------|-----------------------------------|
| 1) Cu | 4) NaCl |
| 2) S | 5) K ₂ SO ₃ |
| 3) Fe | |

5) Установите соответствие между названием вещества и областью его применения.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА
А) кислород	1) регенерация атмосферы
Б) сера	2) получение стали из чугуна
В) озонид калия	3) вулканизация каучука
	4) обеззараживание воды в бассейне

6) Сколько литров кислорода (н.у.) потребуется для окислительного обжига 64 г сульфида меди(I)? Ответ округлите до десятых.

7) В результате полного термического разложения хлората калия в присутствии катализатора получили 44,7 г твёрдого остатка. Сколько литров кислорода (н.у.) при этом было получено? Ответ округлите до десятых.

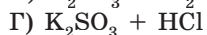
8) Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ
А) CuS и O ₂	1) Cu + SO ₂
Б) CuS и H ₂ SO ₄ (конц)	2) CuO + SO ₂
В) CuO и H ₂ SO ₄	3) CuO + SO ₂ + H ₂ O
Г) Cu и H ₂ SO ₄ (конц)	4) CuSO ₄ + H ₂
	5) CuSO ₄ + H ₂ O
	6) CuSO ₄ + SO ₂ + H ₂ O

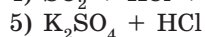
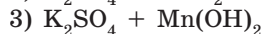


- 9 Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

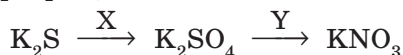
РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



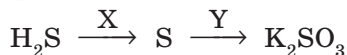
- 10 Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) O_2
- 2) SO_2
- 3) H_2SO_4 (разб)
- 4) $Al(NO_3)_3$
- 5) $Ba(NO_3)_2$

- 11 Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2
- 2) SO_2
- 3) H_2SO_4
- 4) KOH (р-р)
- 5) K_2S (р-р)

- 12 Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) Na_2S
- 2) Na_2SO_4
- 3) C
- 4) KOH
- 5) SO_2



- 13) Установите соответствие между названием вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

КЛАСС/ГРУППА

- А) сульфит калия
Б) серная кислота
В) гидросульфид натрия
Г) серный ангидрид

- 1) кислоты
2) средние соли
3) кислые соли
4) основные оксиды
5) кислотные оксиды

- 14) Порошки железа и серы смешали и нагрели. Вещество, полученное в результате бурной реакции, растворили в соляной кислоте, а выделившийся газ пропустили в раствор медного купороса. Выпал чёрный осадок, который нерастворим в разбавленных кислотах, но растворяется в концентрированной азотной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

- 15) Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) гипс
Б) пирит
В) кварц

- 1) SiO_2
2) SO_2
3) FeS_2
4) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

- 16) Серу растворили в строго необходимом количестве концентрированной азотной кислоты. В полученном растворе при нагревании растворили медь. Раствор выпарили, твёрдый остаток прокалили. Выделившийся при этом газ обесцветил водный раствор перманганата калия. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.

- 17) В результате взаимодействия сероводорода и сернистого газа образовалось твёрдое вещество, которое сплавляли с небольшим количеством алюминиевой стружки. Продукт реакции обрабатывали разбавленной серной кислотой, выделившийся газ собрали и пропустили через раствор нитрата свинца. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.

- 18) Сколько граммов осадка будет получено, если через избыток подкисленного раствора иодида натрия пропустить ток кислорода с примесью 0,672 л (н.у.) озона? Ответ округлите до десятых.



§ 8.4. АЗОТ И ФОСФОР (VA ГРУППА)

В состав VA группы входят азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Конфигурация валентных электронов атомов элементов VA группы ns^2np^3 и, следовательно, высшая степень окисления, проявляемая ими в соединениях, равна +5, а низшая степень окисления равна –3. Устойчивость высшей степени окисления от азота к фосфору увеличивается, а низшей степени окисления — уменьшается. Азот интересен большим разнообразием степеней окисления, проявляемых в соединениях.

ТАБЛИЦА 8.3.

Сравнительная характеристика азота и фосфора

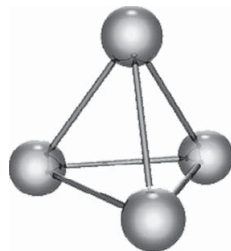
Элемент	Электронная конфигурация	ЭО по Полингу	Простые вещества	Цвет	Е связи, кДж/моль	$T_{пл.}, ^\circ\text{C}$	$T_{кип.}, ^\circ\text{C}$
N	$1s^22s^22p^3$	3,04	N ₂	бесцветный	946	–210	–196
P	$1s^22s^22p^63s^23p^3$	2,19	P ₄ Р	грязно-белый красный	209	44 (P ₄)	280 (P ₄)

Простые вещества. Атом азота имеет три неспаренных электрона. Как и для всех элементов второго периода, для азота энергетически выгоднее образовать несколько кратных связей, чем такое же число, но одинарных, сигма(σ)-связей. Поэтому атом азота, используя три неспаренных валентных электрона, образует тройную связь со вторым атомом азота, давая двухатомные



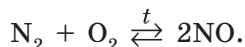
молекулы N_2 . Азот — газ при комнатной температуре, без цвета и запаха, чрезвычайно *инертный* из-за тройной связи в молекуле N_2 . До настоящего времени актуальна проблема связывания в соединения молекулярного азота из воздуха, основным компонентом которого он является. Состав сухого воздуха: 78 объёмных или мольных % азота, 21% кислорода и остальные газы (аргон, углекислый газ и др.) около 1%.

Фосфор — твёрдое вещество, существует в разных аллотропных модификациях. Белый фосфор — это твёрдое воскообразное вещество при комнатной температуре, грязно-белого цвета, иногда его называют (в промышленности) также жёлтый фосфор. У белого фосфора молекулярная кристаллическая решётка, структура построена из четырёхатомных тетраэдрических молекул P_4 с атомами фосфора в вершинах. Белый фосфор является наиболее реакционноспособной аллотропной модификацией. Валентные углы в молекуле P_4 невелики (60°), что приводит к образованию напряжённых связей, понижению устойчивости, в результате чего молекула достаточно легко вступает в химические взаимодействия. Красный фосфор построен из полимерных цепей, в которых связи являются ненапряжёнными, поэтому реакционная способность красного фосфора значительно ниже, чем у белого. Существуют и другие модификации фосфора. Необходимо отметить, что белый фосфор ядовит и при работе с ним необходимо тщательно соблюдать правила техники безопасности.

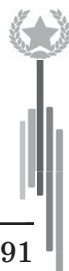
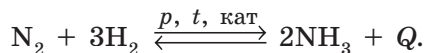


В молекуле N_2 атомы азота связаны тройной связью, что приводит к значительной инертности, из-за чего азот реагирует с ограниченным числом веществ.

Реакция азота с кислородом протекает при сильном нагревании или в электрическом разряде:



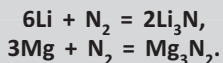
Взаимодействие азота с водородом протекает при повышенных давлении и температуре и в присутствии катализатора:



Для получения аммиака необходимы повышенная температура, повышенное давление и обязательно наличие катализатора. Повышенное давление необходимо для смещения равновесия в сторону продуктов реакции. Повышенная температура необходима для увеличения скорости реакции. Реакция синтеза аммиака — это обратимый процесс, возможно протекание как прямой, так и обратной реакции. Прямая реакция является экзотермической и повышение температуры смещает равновесие в сторону реагентов. Но чтобы скорость взаимодействия была достаточно высокой, температуру необходимо повышать и смещать равновесие в сторону продуктов другими способами — как было сказано выше, равновесие в сторону продуктов смещают повышением давления. И последнее условие — наличие катализатора, без которого реакция не протекает.

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

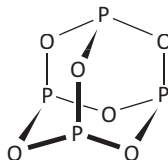
Очень интересны следующие две реакции: при горении на воздухе лития и магния, кроме оксидов, образуются и нитриды. Причём для лития эта реакция медленно протекает и без нагревания:



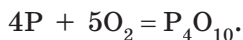
Фосфор химически значительно более активен, чем азот. Фосфор энергично взаимодействует с кислородом; при достаточном количестве кислорода получается оксид фосфора(V), а при недостатке кислорода — оксид фосфора(III):



Часто для обозначения этого соединения используют формулу P_2O_3 . Формула P_4O_6 отражает состав молекулы:

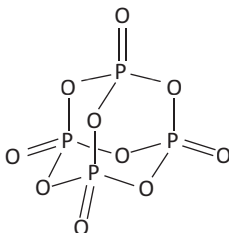


Если кислорода достаточно количество, то фосфор окисляется до высшей степени окисления:



Для высшего оксида фосфора часто используют простейшую формулу — P_2O_5 . Молекулярная формула — P_4O_{10} :



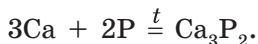


Структуры оксидов фосфора(III) и (V) — молекулярные, что объясняет их свойства — невысокие температуры плавления и хрупкость.

Белый фосфор взаимодействует при нагревании с растворами щелочей, при этом получается фосфин и гипофосфит-анион:



При реакции фосфора с активными металлами образуются фосфиды:



Фосфор взаимодействует с галогенами с образованием пента- и тригалогенидов (см. § 8.2).

Как видно, фосфор легче вступает в реакции, чем азот. Кроме того, фосфор преимущественно проявляет восстановительные свойства и только с сильными восстановителями (активные металлы) — окислительные.

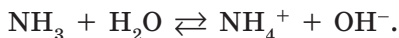
Отрицательные степени окисления азота и фосфора

Степень окисления -3 азот проявляет в аммиаке NH_3 , солях аммония NH_4^+ и нитридах металлов, например в нитриде кальция Ca_3N_2 .

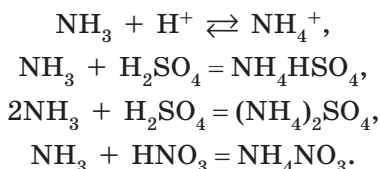
Аммиак NH_3 — газ без цвета и с резким запахом. Азот в молекуле аммиака находится в sp^3 -гибридизации, геометрия молекулы — тригональная пирамида. Атомы азота и водорода связаны ковалентными полярными связями, молекула аммиака является полярной частицей. У атома азота в молекуле аммиака есть неподелённая электронная пара, которую он может использовать для образования четвёртой ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму, выступая в качестве донора электронной пары. Эта способность обуславливает основные свойства аммиака.



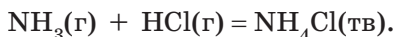
Аммиак отлично растворим в воде — в 1 объёме воды при н.у. растворяется около 1200 объёмов газа. В водном растворе молекулы аммиака связывают частицы H^+ и увеличивают содержание ионов OH^- в растворе:



Этот процесс взаимодействия с водой протекает обратимо, в растворе всегда существует равновесие между молекулярной NH_3 и протонированной формой NH_4^+ . Раствор аммиака в воде проявляет свойства основания средней силы. Реакция среды водного раствора аммиака — щелочная. Аммиак активно реагирует с растворами кислот, в результате чего образуются соли аммония:



Также возможны реакции не только в растворе, но и в газовой фазе, приводящие к образованию солей в виде кристаллов:



Ион аммония — достаточно устойчивый катион, известно большое число солей аммония.

Добавление сильного основания к раствору солей аммония приводит к депротонированию катиона аммония и уменьшению растворимости аммиака. Поэтому одним из способов получения аммиака в лаборатории является реакция солей аммония с концентрированными или твёрдыми щелочами:

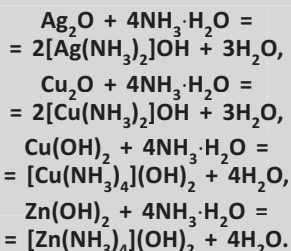


Наличие неподелённой электронной пары в молекуле аммиака и хорошие донорные свойства являются причиной того, что молекулы аммиака часто являются лигандами при образовании комплексных ионов.

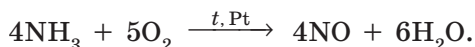
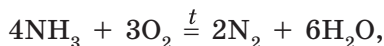
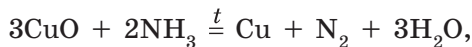
Поскольку азот в аммиаке находится в низшей степени окисления, аммиак

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

За счёт комплексообразования в водном растворе аммиака растворяются оксиды серебра(I) и меди(I), гидроксиды меди(II) и цинка:



выступает в качестве восстановителя, причём восстановительные свойства проявляются только при нагревании с газами или твёрдыми веществами, в растворах восстановительные свойства аммиака практически не проявляет:

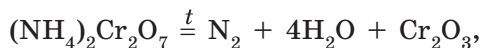


Последняя реакция является одной из стадий производства азотной кислоты в промышленности.

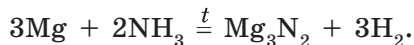
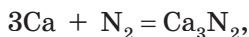
Термическое разложение солей аммония протекает по-разному, в зависимости от окислительных свойств аниона. Если соль образована анионом кислоты-неокислителя, то при нагревании идёт разложение на аммиак и соответствующую кислоту:



Если соль образована анионом кислоты-окислителя, то при нагревании протекает окислительно-восстановительный процесс, в ходе которого степень окисления азота повышается:



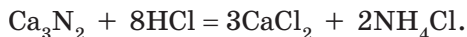
Нитриды металлов возможно получить прямым взаимодействием металла и азота или реакцией аммиака с металлом при нагревании:



Некоторые нитриды металлов, например TiN , очень устойчивы к внешним воздействиям. Нитриды элементов IА и IIА групп неустойчивы по отношению к воде — при контакте с водой протекает гидролиз с образованием аммиака и гидроксида соответствующего металла:



Если взаимодействие вести не с водой, а с раствором кислоты, то происходит образование солей:

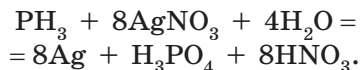
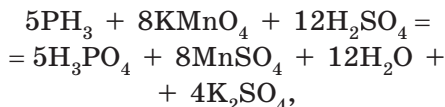
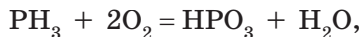


Низшую степень окисления фосфор проявляет в фосфине PH_3 (бесцветный газ с запахом тухлой рыбы, менее устойчивый, чем аммиак) и фосфидах металлов, например в Ca_3P_2 .

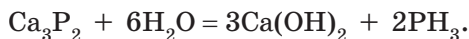
Фосфин является аналогом аммиака, однако практически не проявляет основных свойств, так как фосфор в меньшей степени, чем азот в аммиаке, предоставляет свою неподелённую пару электронов для образования связи по донорно-акцепторному механизму с ионами водорода. Фосфин плохо растворим в воде, и реакция среды раствора фосфина — нейтральная.

Фосфин проявляет восстановительные свойства довольно активно: легко воспламеняется на воздухе, при пропускании через растворы окислителей (перманганата калия, дихромата калия, солей серебра (окислитель Ag^+), солей меди (окислитель Cu^{2+}))

протекают окислительно-восстановительные реакции с участием фосфина:



Фосфор при нагревании реагирует со многими металлами с образованием фосфидов. Как и нитриды, многие фосфиды неустойчивы по отношению к воде, при взаимодействии с ней происходит гидролиз с образованием фосфина и соответствующего гидроксида металла:



В этом проявляется сходство фосфидов и нитридов.

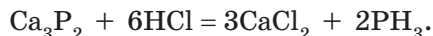
При взаимодействии фосфидов с растворами кислот-неокислителей

ЭТО ИНТЕРЕСНО

Кроме соединений азота и фосфора в низшей степени окисления, известны соединения, где эти элементы имеют другие отрицательные степени окисления, например гидразин N_2H_4 , гидросиламин NH_2OH , азид водорода HN_3 , дифосфин P_2H_4 и другие. Так как в этих соединениях у азота и фосфора промежуточные степени окисления, они могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства. Однако для N_2H_4 и NH_2OH наиболее характерны восстановительные свойства, для HN_3 — окислительные.



также происходит гидролиз, продуктами которого являются фосфин и соль соответствующего металла:



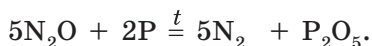
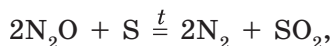
Для всех соединений фосфора со степенью окисления меньше, чем высшая (+5), наиболее характерны восстановительные свойства.

Положительные степени окисления азота и фосфора

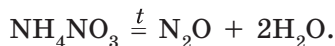
Азот

Азот проявляет широкий спектр положительных степеней окисления: от +1 до +5.

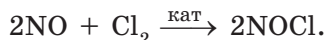
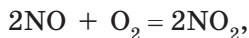
N_2O — **монооксид диазота, оксид азота(I)**, относится к несолеобразующим оксидам. Это бесцветный газ, он не реагирует с водой, плохо растворим в воде. Его называют «веселящий газ», так как он вызывает состояние легкого опьянения. В смеси с кислородом он вызывает хирургический наркоз, что используют в анестезии. Обладает окислительными свойствами, поддерживает горение. В атмосфере оксида азота(I) горят сера и фосфор:



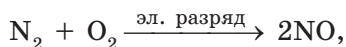
N_2O образуется при термическом разложении нитрата аммония:

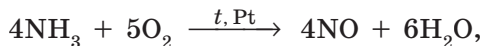


NO — **монооксид азота, оксид азота(II)**, также относится к несолеобразующим оксидам. Это — бесцветный газ, он не реагирует с водой, плохо растворим в воде. Для него характерны восстановительные свойства, без нагревания он реагирует с кислородом и хлором:



Монооксид азота получается в результате прямого взаимодействия азота и кислорода, реакции каталитического окисления аммиака и как продукт восстановления при реакции разбавленной азотной кислоты с различными восстановителями:

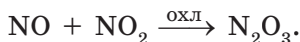




N_2O_3 — оксид азота(III). Синяя жидкость, устойчива при низких температурах (ниже -4°C). Является кислотным оксидом, при его взаимодействии с водой образуется азотистая кислота:



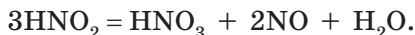
Оксид азота(III) получают при совместном охлаждении монооксида и диоксида азота:



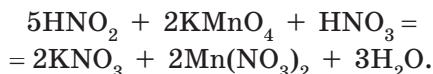
При нагревании оксид азота(III) легко разлагается на два других оксида азота:



Азотистая кислота HNO_2 — слабая, устойчива только в разбавленных растворах. При нагревании, увеличении концентрации или добавлении других кислот разлагается:

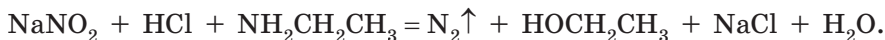


Водные растворы — светло-голубые, из-за разложения быстро теряющие окраску. Азотистая кислота проявляет окислительные и восстановительные свойства, однако чаще она выступает в роли восстановителя:



Из-за неустойчивости азотистой кислоты часто работают не с раствором самой кислоты, а в реакцию вводят ее соль и сильную кислоту-неокислитель.

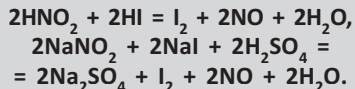
Реакция с азотистой кислотой является качественной для первичных аминов:

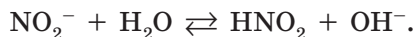


Соли азотистой кислоты NaNO_2 — нитриты — значительно более устойчивы, чем кислота. Нитриты подвержены гидролизу по аниону, поэтому реакция среды становится щелочной:



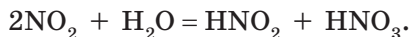
Качественная реакция для нитрит-ионов в кислой среде — взаимодействие с иодид-ионом:



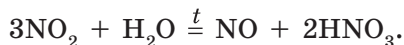


Органические нитросоединения RNO_2 также содержат азот в состоянии степени окисления +3. Эти соединения будут рассмотрены в соответствующем разделе.

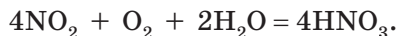
NO_2 — диоксид азота, оксид азота(IV). При обычных условиях это — бурый газ, в промышленности получивший название «лисий хвост», он обладает резким, специфическим запахом. По окраске пары диоксида азота похожи на пары брома. При охлаждении NO_2 димеризуется с образованием бесцветной жидкости N_2O_4 (обычно светло-жёлтого цвета из-за присутствия примесей NO_2). Диоксид азота является кислотным оксидом — он реагирует с водой, при этом происходит диспропорционирование азота с образованием азотистой и азотной кислот:



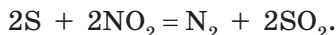
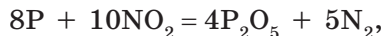
При повышенной температуре или в растворе, в котором создана высокая концентрация ионов водорода, происходит разложение азотистой кислоты:



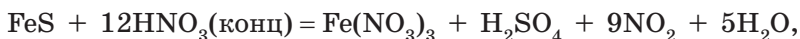
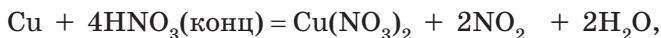
Если в раствор дополнительно пропускать кислород, то монооксид азота NO окисляется до диоксида азота NO_2 , и суммарная реакция приводит к образованию азотной кислоты:



Диоксид азота поддерживает горение, являясь окислителем:



Диоксид азота образуется при реакции восстановителей с концентрированными растворами азотной кислоты, а также в результате окисления монооксида азота:



N_2O_5 — высший оксид азота, оксид азота(V), представляет собой при нормальных условиях прозрачные бесцветные кристаллы.



Высший оксид азота является кислотным оксидом, он активно взаимодействует с водой с образованием азотной кислоты:

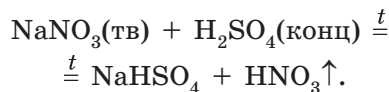


Оксид азота(V) при хранении или при нагревании разлагается:

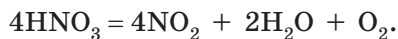


Высший оксид азота является очень сильным окислителем, при контакте со многими восстановителями реакция протекает со взрывом.

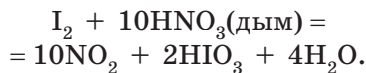
Азотная кислота HNO_3 — сильная одноосновная кислота, она существует не только в растворах, но и в чистом виде. В промышленности обычно производят азотную кислоту с концентрацией 68%. Чтобы получить 100%-ю, или дымящую, азотную кислоту, используют реакцию взаимодействия твёрдых нитратов щелочных металлов с концентрированной серной кислотой. Азотная кислота, в отличие от серной, летуча, что позволяет получить её в виде индивидуального соединения:



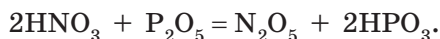
Азотная кислота — бесцветная жидкость, но за счёт частичного разложения приобретает светло-жёлтую окраску (частичное разложение под действием света или при сильном нагревании):



Дымящая азотная кислота является сильным окислителем:



Взаимодействием дымящей азотной кислоты и высшего оксида фосфора, который является сильным водоотнимающим средством, можно получить высший оксид азота:



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Азотная кислота — окислитель при любых концентрациях. При реакции концентрированной кислоты (массовая доля больше 40%) с восстановителями образуется диоксид азота NO_2 .

При реакции разбавленной кислоты (от 3 до 40%) обычно образуется монооксид азота NO .

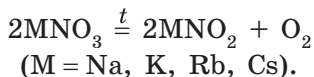
При реакции очень хороших восстановителей — металлов (алюминий, цинк, железо и др.) с очень разбавленной азотной кислотой (массовая доля менее 3%) возможно образование нитрата аммония NH_4NO_3 . Возможны и другие продукты восстановления азота.

Необходимо помнить, что при взаимодействии металлов с азотной кислотой водород практически не выделяется.

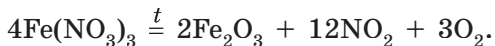
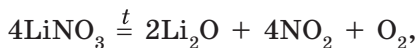
Концентрированная азотная кислота на холоде пассивирует алюминий, хром, железо. Реакция этих металлов с концентрированной кислотой возможна только при нагревании.

Соли азотной кислоты — нитраты $M(NO_3)_x$. Гидролиз нитратов по аниону не протекает, так как азотная кислота является сильной кислотой. Термически нитраты неустойчивы и при разложении получают различные продукты.

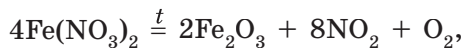
1. Разложение нитратов щелочных металлов, *кроме* лития. Металлсодержащим продуктом является нитрит:



2. Для большинства металлов нитриты или не существуют, или термически неустойчивы. Поэтому продуктами разложения являются соответствующие оксиды, диоксид азота и кислород:

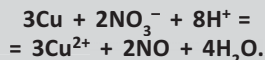
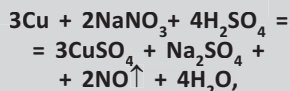


3. Если металл находится в невысокой положительной степени окисления и выделяющиеся газы-окислители могут его в этих условиях окислить, то образуется оксид металла в более высокой, устойчивой степени окисления:

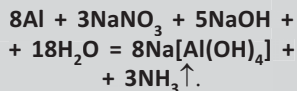


ЭТО ИНТЕРЕСНО

Интересны две реакции восстановления нитратов в растворе, одна — в кислой, другая — в щелочной среде. 1. Раствор, полученный добавлением разбавленной серной кислоты в раствор нитрата, обладает свойствами разбавленной азотной кислоты. Так, при взаимодействии меди с таким раствором выделяется NO:

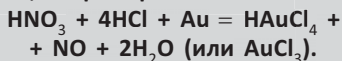


2. Алюминий и цинк растворяются в щелочном растворе с выделением водорода. В момент выделения сначала образуется атомарный водород, который является очень сильным восстановителем. Если в этом растворе содержится нитрат-ион, то атомарный водород восстанавливает нитрат-анион до аммиака:



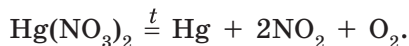
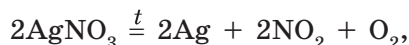
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

«Царская водка» — смесь концентрированных азотной и соляной кислот в соотношении 1:3. Окислительное действие азотной кислоты и возможность образования хлоридных комплексов облегчает протекание многих окислительно-восстановительных реакций, и в такой смеси растворяются многие малореакционноспособные металлы, например золото:


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Фосфорноватистая кислота — одноосновная!

4. Если оксиды металлов термически неустойчивы, то при разложении нитратов образуются металлы:



Фосфор

H_3PO_2 — фосфорноватистая кислота. Это — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Из трёх атомов водорода, входящих в состав молекулы, два связаны с атомом фосфора и не проявляют кислотных свойств. Соли — гипофосфиты:

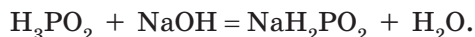
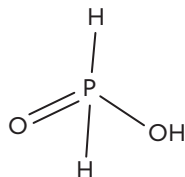
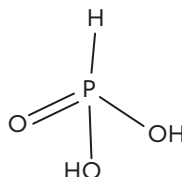


РИСУНОК 8.2.

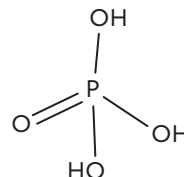
Структуры
фосфорных
кислот



фосфорно-
ватистая кислота
 H_3PO_2

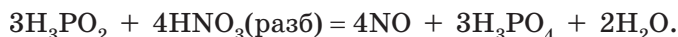


фосфористая
кислота
 H_3PO_3

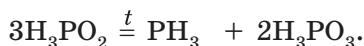


ортофосфорная
кислота
 H_3PO_4

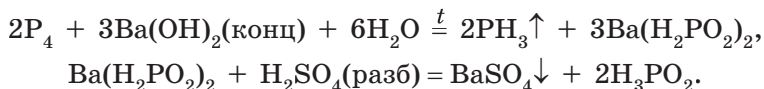
Соединения фосфора (+1), кислота и соли, проявляют восстановительные свойства:



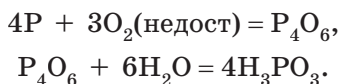
При нагревании и соли, и кислота диспропорционируют на фосфин и соединения со степенью окисления фосфора (+3):



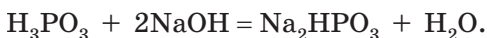
Одним из способов получения H_3PO_2 является подкисление растворов гипофосфита бария разбавленной серной кислотой:



P_4O_6 или P_2O_3 — оксид фосфора(III), белое кристаллическое вещество с молекулярным типом кристаллической решётки, кислотный оксид. При растворении в воде образует раствор фосфористой кислоты:



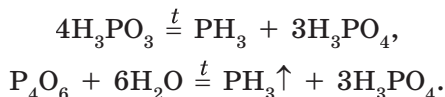
Из трёх атомов водорода один связан с атомом фосфора и не проявляет кислотных свойств. Соли — фосфиты:



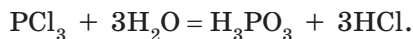
Все соединения фосфора (+3) проявляют восстановительные свойства.



При нагревании соединений фосфора в этой степени окисления протекает диспропорционирование на фосфин и соединение фосфора (+5):



Тригалогениды фосфора могут быть использованы для получения фосфористой кислоты или её солей, в воде они мгновенно гидролизуются до соответствующего галогеноводорода и фосфористой кислоты:



В щелочном растворе образуются соли кислот:

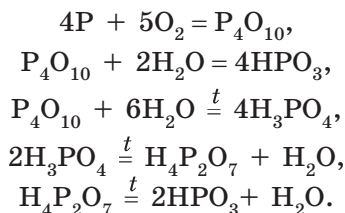


Высший оксид фосфора P_4O_{10} — оксид фосфора(V), белое кристаллическое вещество с молекулярным типом кристаллической решётки, сильное водоотнимающее средство, используется как осушитель. При растворении в воде образует смесь кислот — мета-, пиро- и ортофосфорной.

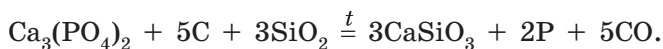
Фосфористая кислота H_3PO_3 — бесцветное кристаллическое вещество, растворимое в воде, является двухосновной кислотой.

ВАЖНО ЗНАТЬ!



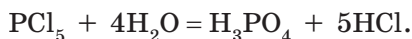


Ортофосфорная кислота H_3PO_4 — трёхосновная, средней силы по первой ступени и слабая по второй и третьей ступени кислота. Водные растворы средних солей, образованных ортофосфорной кислотой и сильными основаниями, имеют щелочную реакцию среды. Окислительные свойства фосфаты проявляют только в твёрдофазных реакциях с активными восстановителями при сильном нагревании:



Эта реакция используется для получения фосфора в промышленности.

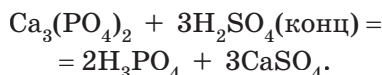
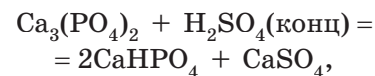
Пентагалогениды фосфора (пентаиодид не существует!) мгновенно гидролизуются в воде с образованием галогеноводорода и ортофосфорной кислоты:



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Минеральные удобрения, содержащие азот и фосфор: простой суперфосфат — смесь $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ и CaSO_4 , двойной суперфосфат — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, преципитат — $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, фосфоритная мука — перемолотые природные ископаемые — фосфаты кальция, селитры (натриевая, калиевая, аммиачная) — NaNO_3 , KNO_3 , NH_4NO_3 , аммофос — смесь $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, мочевины, или карбамид, — $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.

Из природных источников азота в первую очередь надо отметить атмосферный азот; среди природных ископаемых — нитраты: KNO_3 — калийная селитра, NaNO_3 — чилийская селитра. Среди природных ископаемых, содержащих фосфор, следует отметить апатит, или фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, гидроксипатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$, фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Действуя на фосфаты концентрированной серной кислотой, можно последовательно получать гидрофосфат, дигидрофосфат кальция и фосфорную кислоту.



Фосфор и азот входят в состав минеральных удобрений. Эти элементы необходимы для правильного роста, развития и хорошего плодоношения растений.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 Из ряда 1) Te, 2) N, 3) Na, 4) Sb, 5) P

выберите элементы, находящиеся в одной группе периодической таблицы химических элементов. Расположите эти элементы в последовательности:

- а) увеличения атомных радиусов;
- б) увеличения электроотрицательности.

● **РЕШЕНИЕ.** В одной группе находятся N, Sb и P.

- а) атомные радиусы увеличиваются по группе сверху вниз, поэтому верная последовательность — 2, 5, 4;
- б) электроотрицательность увеличивается по группе снизу вверх, поэтому верная последовательность — 4, 5, 2.

ОТВЕТ: а) 254; б) 452.

ПРИМЕР 2 Из ряда 1) N, 2) Se, 3) V, 4) Cr, 5) As

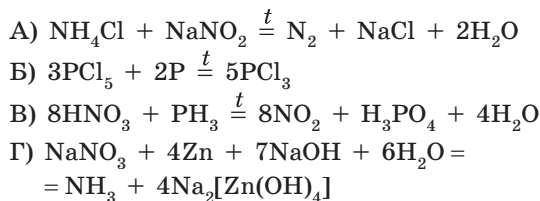
выберите элементы, у которых одинаковое число неспаренных электронов. Какие из выбранных элементов проявляют отрицательную степень окисления?

● **РЕШЕНИЕ.** Из перечисленных элементов одинаковое число неспаренных электронов — три — у атомов N, V и As. Азот и мышьяк — неметаллы, а ванадий — металл. Отрицательную степень окисления проявляют р-элементы N и As.

ОТВЕТ: 15.

ПРИМЕР 3 Для каждого окислительно-восстановительного процесса определите частицу-окислитель и выберите из представленных вариантов, как изменяется её степень окисления в ходе реакции.





- 1) $-3 \rightarrow 0$
 2) $-3 \rightarrow +5$
 3) $+5 \rightarrow +3$
 4) $+5 \rightarrow -3$
 5) $+3 \rightarrow 0$
 6) $0 \rightarrow +3$
 7) $+5 \rightarrow +4$

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
5	3	7	4

ПРИМЕР 4 Такую же степень окисления, как в PCl_3 , фосфор имеет в

- 1) PCl_5 2) P_2O_5 3) H_3PO_4 4) H_3PO_3

ОТВЕТ: 4.

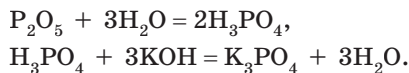
ПРИМЕР 5 Одну и ту же степень окисления азот имеет в соединениях

- 1) NH_3 и N_2O_3 3) NO_2 и NO
 2) N_2O и NaNO_2 4) Mg_3N_2 и NH_4Cl

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР 6 Дана схема превращений: $\text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\text{X}} \text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{Y}} \text{K}_3\text{PO}_4$.
 Определите вещества X и Y.

● **РЕШЕНИЕ.**



ОТВЕТ:

X	Y
H_2O	KOH

ПРИМЕР 7 Как ионными, так и ковалентными связями образованы оба вещества пары

- 1) NH_3 и NaCl 3) H_2SeO_4 и C_2H_4
 2) Na_2O_2 и NH_4Cl 4) NO_2 и PCl_3

ОТВЕТ: 2.

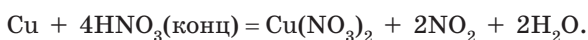
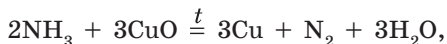
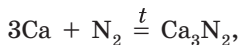


ПРИМЕР

8

Кальций нагрели в атмосфере азота. При добавлении к полученному веществу воды выделился газ, который пропустили над нагретым оксидом меди(II). Полученное твёрдое вещество красного цвета растворили в концентрированной азотной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

● РЕШЕНИЕ.

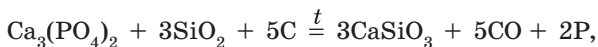
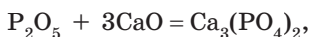


ПРИМЕР

9

Фосфор сожгли в избытке кислорода. Получившееся белое вещество прореагировало с избытком оксида кальция с образованием плохо растворимого соединения, которое при сплавлении с углём и песком образует легколетучее белое твёрдое вещество. Полученное таким образом белое твёрдое вещество прореагировало с иодом. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

● РЕШЕНИЕ.

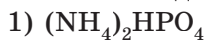


ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



①

В каком соединении есть только ковалентные связи?



- 308

- 8) Фосфат кальция нагрели с песком и углём; среди продуктов реакции было получено белое вещество, которое очень активно реагирует с хлором. Кроме реакции с хлором, полученное белое вещество реагирует при нагревании с раствором щёлочи, в результате чего выделяется газ, обесцвечивающий раствор перманганата калия, подкисленный серной кислотой. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.
- 9) Аммиак пропустили через концентрированный раствор азотной кислоты. Раствор охладили, отфильтровали соль, выделившуюся при охлаждении раствора. Соль нагрели, в результате чего выделился бесцветный газ, способный окислить фосфор при нагревании. Продукт окисления фосфора реагирует с раствором карбоната натрия. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.
- 10) Смесь нитрида и фосфида лития разделили на две части, относящиеся по массе как 2 : 1. К первой, большей, части добавили воду и нагрели для полного удаления газов из раствора, при этом выделилось 7,616 л (н.у.) газа. При добавлении ко второй части разбавленного раствора серной кислоты выделился газ массой 3,64 г. Напишите уравнения всех перечисленных реакций. Рассчитайте массу исходной смеси и массовые доли веществ в ней.
- 11) Смесь фосфида и гидрида лития обработали водой. При этом выделился газ объёмом 26,88 л (н.у.) и массой 18,4 г. Напишите уравнения всех протекающих реакций и рассчитайте массы исходных соединений.
- 12) При нагревании нитрата натрия масса уменьшилась на 16 г. Рассчитайте максимальную массу иодида натрия, который может быть окислен в подкисленном растворе веществом, полученным при прокаливании нитрата натрия. Напишите уравнения всех реакций.
- 13) Для полного окисления навески фосфора требуется 3,36 л (н.у.) кислорода. К такой же навеске фосфора добавили 400 г брома. Рассчитайте максимальный объём 25%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,275 г/мл), который может прореагировать с полученной смесью веществ.



14 Фосфор массой 15,5 г сожгли в 10,64 л (н.у.) кислорода. Полученное твёрдое вещество растворили в 656 мл 15%-го раствора гидроксида калия (плотность раствора 1,138 г/мл). Рассчитайте массовые доли веществ в конечном растворе.

15 Литий и кальций поместили в атмосферу азота и нагрели. Полученное твёрдое вещество разделили на две равные части. Первую часть обработали водой, при этом выделилось 8,288 л (н.у.) газа. При обработке второй части избытком соляной кислоты выделилось 5,6 л (н.у.) газа. Определите объём азота (л, н.у.), прореагировавшего с металлами. Напишите уравнения всех протекающих реакций.

§ 8.5. УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ (IVA ГРУППА)

Общая характеристика. К элементам главной подгруппы IV группы относятся углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Электронные конфигурации внешнего слоя атомов всех этих элементов ns^2np^2 , поэтому в соединениях они проявляют степени окисления от -4 до $+4$. С увеличением атомного номера в подгруппе уменьшается электроотрицательность элементов, и по аналогии с V и VI группами Периодической системы наблюдается постепенное изменение свойств элементов: углерод и кремний — типичные неметаллы, для германия характерны промежуточные свойства, а олово и свинец — металлы. Для углерода и кремния характерны ковалентные соединения.

Почти во всех соединениях углерод и кремний четырёхвалентны. Атомы углерода в простых веществах и во многих соединениях образуют между собой достаточно прочные связи — как одинарные, так и кратные. Связи между атомами кремния значительно слабее, поэтому соединений с такими связями известно немного и они неустойчивы.

В соединениях с кислородом углерод образует кратные связи, например в молекулах CO и CO₂. Для кремния выгоднее образовывать несколько одинарных связей вместо кратных, поэтому для SiO₂ реализуется атомный тип кристаллической решётки с образованием трёхмерной сети —Si—O—Si—O—.



Углероду свойственна аллотропия — он может существовать в форме нескольких простых веществ: алмаз, графит, аморфный углерод (древесный уголь, активированный уголь), карбин, фуллерен, графен.

Алмаз — высокопрочные прозрачные бесцветные кристаллы. Атомы углерода в алмазе находятся в состоянии sp^3 -гибридизации, кристаллическая решётка алмаза — атомная. Алмаз имеет уникальную твёрдость и преломляющую способность, что очень важно для создания режущих инструментов и ювелирных украшений. **Графит** — серая, непрозрачная, жирная на ощупь масса. В графите атомы углерода находятся в sp^2 -гибридизованном состоянии, что обуславливает слоистую структуру графита, состоящую из плоских шестиугольников. Слоистой структурой графита объясняется его электро- и теплопроводность.

На уровне ЕГЭ принято считать, что графит имеет атомную структуру.

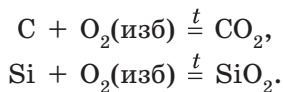
ВАЖНО
ЗНАТЬ!

Кремний как простое вещество существует в виде нескольких аллотропных модификаций. *Аморфный* кремний представляет собой бурый порошок, *кристаллический* — светло-серые, твёрдые, хрупкие кристаллы металлического вида. Кристаллический кремний подобен алмазу и обладает атомной кристаллической решёткой.

Нахождение в природе. Углерод занимает 11-е место среди элементов по распространённости на Земле. В атмосфере он содержится в виде CO_2 , из него образованы многие горные породы и минералы, например мел, известняк, мрамор (химическая формула $CaCO_3$), доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, малахит $(CuOH)_2CO_3$. Углерод входит в состав белков, нуклеиновых кислот, углеводов, без которых невозможна жизнь живых существ и растений.

Кремний — самый распространённый после кислорода элемент в земной коре. В природе кремний встречается в виде *кремнезёма* — оксида кремния(IV) SiO_2 (иногда его называют кварц или песок), силикатов и алюмосиликатов, например слюды, асбеста, талька.

Химические свойства. Углерод и кремний в реакциях с простыми веществами, образованными более электроотрицательными элементами (кислородом, фтором, серой) проявляют свойства **восстановителей**. При нагревании графита и кремния с избытком кислорода образуются соответствующие высшие оксиды:



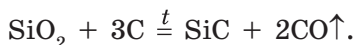
При нагревании углерода в условиях недостатка кислорода образуется моноксид углерода CO:



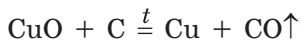
С фтором углерод и кремний реагируют при обычных условиях, образуя тетрафториды CF_4 и SiF_4 :



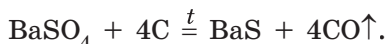
При нагревании смеси кварцевого песка и кокса при температуре около 2000 °C образуется *карбид кремния*, или *карборунд*, SiC — тугоплавкое вещество, близкое по твёрдости к алмазу и обладающее атомной кристаллической решёткой:



Углерод применяют для восстановления малоактивных металлов из их оксидов:



и для переводов сульфатов металлов в соответствующие сульфиды:



К действию обычных *кислот* углерод и кремний устойчивы. Углерод окисляется концентрированными серной и азотной кислотами:

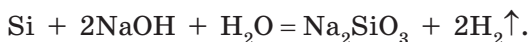


Кремний в концентрированных серной и азотной кислотах пассивируется и растворяется лишь в смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот:

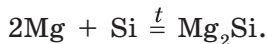
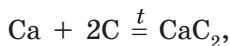


В этой реакции азотная кислота является окислителем, а плавиковая — комплексообразователем, она растворяет слой SiO_2 , образующийся на поверхности кусочков кремния в результате окисления.

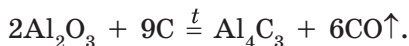
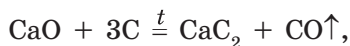
Кремний, в отличие от углерода, растворяется в водных растворах *щелочей* с выделением водорода:



Окислительные свойства углерод и кремний проявляют в реакциях с активными металлами, при этом образуются соответствующие карбиды и силициды:

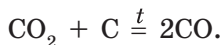
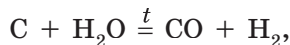


Углерод способен реагировать при нагревании с оксидами активных металлов, образуя оксиды и карбиды:

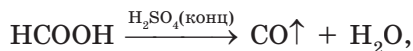


Применение углерода и кремния в виде простых веществ разнообразно. Алмаз, будучи драгоценным камнем, используется в ювелирной промышленности. Из-за своей высокой твёрдости он также находит применение в качестве абразива и материала для резцов и сверлящих инструментов. Графит применяется в качестве электродного материала в электрохимии; входит в состав смазочных материалов; используется в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах. Кремний широко используется в микроэлектронике в качестве полупроводникового материала для микросхем и в металлургии для получения чистых металлов.

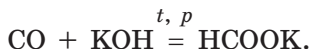
Соединения углерода и кремния. Оксид углерода(II) CO (угарный газ) при обычных условиях — газ без цвета и запаха. Он ядовит, горит голубоватым пламенем, легче воздуха, плохо растворим в воде. Кроме сжигания углерода в недостатке кислорода, CO можно получать при взаимодействии раскалённого угля с водяным паром или с диоксидом углерода:



В лаборатории CO получают обезвоживанием муравьиной или щавелевой кислот в присутствии концентрированной серной кислоты как водоотнимающего средства:



При пропускании СО в расплав щёлочи при высоком давлении образуется формиат, соль муравьиной кислоты:



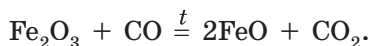
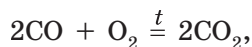
Благодаря этому СО формально считают ангидридом муравьиной кислоты. Однако получить муравьиную кислоту гидратацией монооксида углерода нельзя.

Степень окисления углерода +2 в монооксиде СО не отражает строение молекулы оксида, в которой помимо двух связей, образованных по обменному механизму при спаривании электронов углерода и кислорода, имеется ещё одна, образованная по донорно-акцепторному механизму за счёт неподелённой пары электронов кислорода (изображена стрелкой):

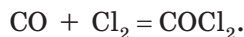


Наличие тройной связи объясняет прочность молекулы СО и её низкую реакционную способность при обычных температурах.

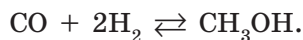
При повышенных температурах СО взаимодействует с кислородом и оксидами металлов:



При пропускании смеси СО и Cl_2 через слой активированного угля можно получить ядовитый газ фосген, вызывающий паралич дыхательных путей:



При нагревании монооксида углерода с водородом при повышенном давлении в присутствии катализатора образуется метиловый спирт:



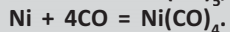
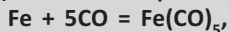
Оксид углерода(IV) (диоксид углерода, углекислый газ, угольный ангидрид) — газ без цвета и запаха, не поддерживающий

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

В обычных условиях оксид углерода(II) не взаимодействует с водой, щелочами или кислотами.

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Оксид углерода(II) способен взаимодействовать со многими переходными металлами с образованием летучих соединений — карбониллов:



Степень окисления металла в карбониле принимается равной 0.

дыхания и горения, тяжелее воздуха. Он растворим в воде (88 объёмов CO_2 в 100 объёмах H_2O при 20°C). При атмосферном давлении твёрдый диоксид углерода переходит сразу в газ, минуя жидкое состояние. Молекула CO_2 — линейная, с двумя двойными связями $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.

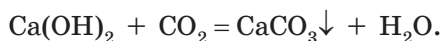
В промышленности для получения CO_2 используют разложение мрамора или известняка при нагревании:



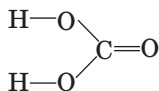
В лаборатории для получения больших количеств диоксида углерода на мрамор действуют соляной кислотой:



Чтобы обнаружить выделяющийся CO_2 , его пропускают через известковую воду, при этом выпадает белый нерастворимый осадок карбоната кальция:

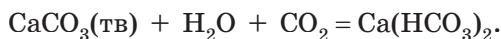


При растворении CO_2 в воде частично образуется очень слабая двухосновная угольная кислота H_2CO_3 , её молекула имеет следующее строение:

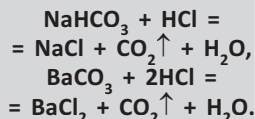


Угольная кислота в свободном виде неустойчива. Как двухосновная кислота, она образует средние соли — карбонаты и кислые — гидрокарбонаты.

Из всех карбонатов в воде растворимы только карбонаты щелочных металлов (хуже всех растворим Li_2CO_3) и аммония. В водном растворе могут существовать гидрокарбонаты только щелочных и щелочноземельных металлов, а также железа(II) и свинца(II), все они хорошо растворимы. Под действием избытка оксида углерода(IV) нерастворимые в воде карбонаты превращаются в растворимые гидрокарбонаты:



При действии на соли угольной кислоты сильных кислот наблюдается выделение газа CO_2 , что используется как качественная реакция на эти соли:



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**



При нагревании гидрокарбонаты разлагаются на карбонаты, углекислый газ и воду:

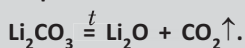


Большинство карбонатов при нагревании разлагаются на оксид металла и диоксид углерода:



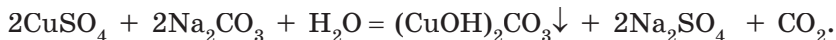
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Карбонат лития, в отличие от карбонатов других щелочных металлов, разлагается при нагревании:



Термически стабильные карбонаты щелочных металлов плавятся без разложения.

Кроме средних и кислых карбонатов, известны основные карбонаты, образуемые металлами, которым соответствуют слабые основания, при действии на их соли средними карбонатами:



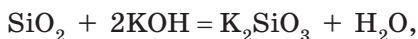
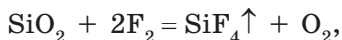
Основной карбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — нерастворимое вещество зелёного цвета, в природе встречается в виде минерала малахита.

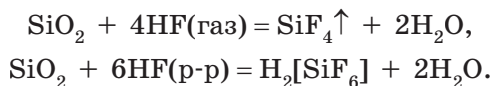
Из солей угольной кислоты наибольшее практическое значение имеет сода Na_2CO_3 и её различные кристаллогидраты $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристаллическая сода), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, питьевая сода NaHCO_3 , поташ K_2CO_3 , мел, известняк и мрамор, имеющие состав CaCO_3 .

Оксид кремния, кремнезём, SiO_2 — твёрдое, очень тугоплавкое вещество (температура плавления более 1700°C), встречается в природе в виде минералов кварца, кристобалита и тридимита. Диоксид кремния имеет прочную атомную решётку.

Кварц широко используется в различных областях науки, техники и микроэлектроники, и часто для нужд последней его выращивают искусственно с определёнными параметрами кристаллической решётки.

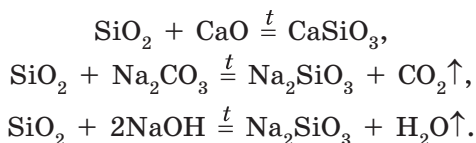
Химические свойства оксида кремния(IV). Все формы SiO_2 в воде практически нерастворимы, при обычных условиях на них действуют лишь фтор, газообразный фтороводород, растворы щелочей и плавиковая кислота:



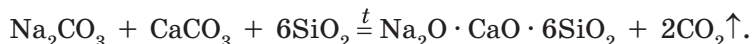


Последняя реакция используется при травлении стекла.

Диоксид кремния — типичный кислотный оксид, поэтому при сплавлении он реагирует с основными оксидами, щелочами и карбонатами с образованием силикатов:



Приведённые выше реакции лежат в основе промышленного получения различных стёкол, а также цемента. Обычное стекло, имеющее состав $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$, получают сплавлением смеси соды, песка и известняка при температуре $\sim 1400^\circ\text{C}$ до полного удаления газов:



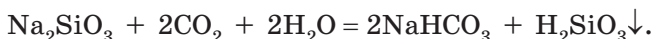
Силикаты широко используются в строительной промышленности для производства цемента, вяжущего материала, который при смешивании с водой затвердевает.

Кремниевую кислоту H_2SiO_3 получают действием минеральных кислот на растворы силикатов или гидролизом галогенидов и сульфидов кремния, поскольку прямое взаимодействие SiO_2 с водой невозможно.

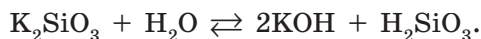
Из силикатов, солей кремниевой кислоты, в воде растворимы только силикаты натрия и калия, называемые «жидким стеклом», остальные силикаты — тугоплавкие, нерастворимые в воде вещества. Кремниевая кислота при нагревании разлагается:



При хранении на воздухе растворы силикатов мутнеют из-за вытеснения кремниевой кислоты углекислым газом, содержащимся в воздухе (H_2SiO_3 слабее угольной кислоты). Реакция силикатов с CO_2 является качественной для обнаружения силикат-ионов:



Водные растворы растворимых силикатов имеют сильнощелочную реакцию вследствие гидролиза:



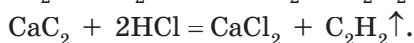
Жидкое стекло используют для укрепления грунтов, для изготовления силикатного клея и огнеупорных тканей.

Карбиды и силициды. Соединения углерода и кремния с менее электроотрицательными элементами (чаще всего с металлами) называют карбидами и силицидами.

Среди карбидов металлов выделяют метаниды и ацетилены. Метаниды можно рассматривать как производные метана, содержащие углерод в степени окисления -4 (Be_2C , Al_4C_3). Они интенсивно разлагаются водой с выделением метана:

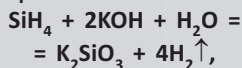


Ацетилены являются производными ацетилена со степенью окисления углерода -1 (Li_2C_2 , Ag_2C_2 , Cu_2C_2 , CaC_2). Ацетилены серебра и меди(I) получают при пропускании ацетилена через растворы солей, чаще всего через аммиачный раствор оксида серебра или хлорида меди(I). Ацетилены сильно взрывчаты, они интенсивно разлагаются водой и кислотами с выделением ацетилена:

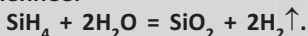


ЭТО ИНТЕРЕСНО

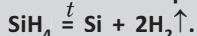
В отличие от метана, силан взаимодействует с растворами щелочей:



вода также гидролизует силан, но значительно медленнее:



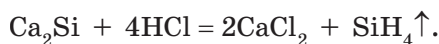
При нагревании выше 400°C силан распадается на кремний и водород, эту реакцию используют для получения чистого кремния:



Подобно углеводородам, силаны образуют гомологический ряд $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$.

И для углерода, и для кремния известны **водородные соединения**. Здесь внимание будет уделено соединениям кремния, поскольку химия водородных соединений углерода подробно изложена в части III настоящей книги.

При взаимодействии силицидов активных металлов (Mg , Ca , Li) с водой и кислотами выделяется простейшее водородное соединение кремния моносилан, которое чаще всего называют просто силан SiH_4 :



Кремневодороды по своему строению подобны углеводородам. Молекула силана — правильный тетраэдр с атомом кремния в центре. Это бесцветный газ, имеющий запах плесени, самопроизвольно воспламеняющийся на воздухе, сильно ядовитый.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Муравьиную кислоту нагрели с небольшим количеством концентрированной серной кислоты. Выделившийся газ пропустили над нагретым оксидом меди(II), а затем — через раствор гидроксида кальция. Выпавший осадок белого цвета прокалили до постоянной массы. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

● РЕШЕНИЕ.

- 1) $\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}), t} \text{CO} + \text{H}_2\text{O},$
- 2) $\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{CO}_2,$
- 3) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O},$
- 4) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow.$

ПРИМЕР

2

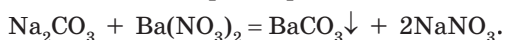
В двух пробирках находился раствор карбоната натрия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NaOH
- 2) HNO_3
- 3) CO_2
- 4) NH_4Cl
- 5) $\text{Ba(NO}_3)_2$

● РЕШЕНИЕ. Вещество X — азотная кислота:



Вещество Y — нитрат бария:



ОТВЕТ:

X	Y
2	5



ПРИМЕР 3

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

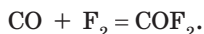
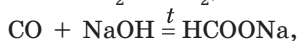
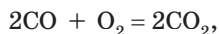
ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) CO
Б) Si
В) SiO₂
Г) Na₂CO₃

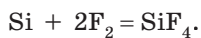
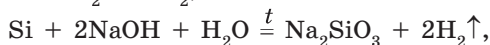
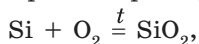
РЕАГЕНТЫ

- 1) KOH, C, BaO
2) CaCl₂, HCl, H₂SO₄
3) C, NaOH, HF
4) Si, HCl, C
5) O₂, NaOH, F₂

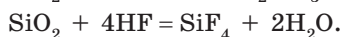
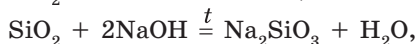
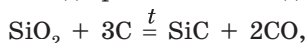
● **РЕШЕНИЕ.** А) Угарный газ может реагировать со всеми веществами из набора 5):



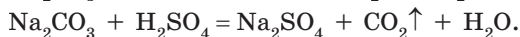
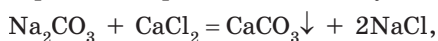
Б) Кремний реагирует со всеми веществами из набора 5):



В) Оксид кремния взаимодействует со всеми веществами из набора 3):



Г) Карбонат натрия взаимодействует со всеми веществами из набора 2):


ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
5	5	3	2

ПРИМЕР 4

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.



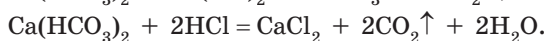
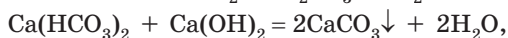
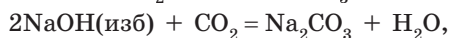
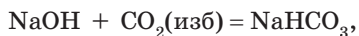
РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) NaOH и CO_2 (изб)
 Б) NaOH(изб) и CO_2
 В) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 Г) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и HCl

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

- 1) NaHCO_3
 2) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 5) $\text{CaCO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

● РЕШЕНИЕ.



ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
1	3	6	4

ПРИМЕР

5

Из перечисленных ниже веществ выберите два, которые в твёрдом состоянии образуют атомную кристаллическую решётку.

- 1) карбонат калия
 2) диоксид углерода
 3) кварц
 4) силикат кальция
 5) метан
 6) карборунд

● РЕШЕНИЕ. Атомной кристаллической решёткой обладают кварц (SiO_2) и карборунд (SiC).

ОТВЕТ: 36.

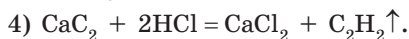
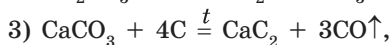
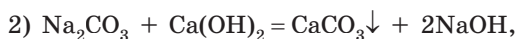
ПРИМЕР

6

Навеску пищевой соды прокалили. Полученный твёрдый продукт внесли в раствор гидроксида кальция. Выпавший осадок отфильтровали, высушили и прокалили с избытком графита. Продукт реакции растворили в соляной кислоте. Напишите уравнения четырёх перечисленных реакций.



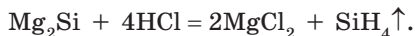
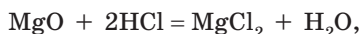
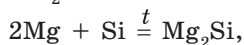
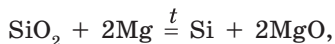
● РЕШЕНИЕ.



ПРИМЕР 7

Смесь тонко измельчённых диоксида кремния и магния (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.

● РЕШЕНИЕ. Уравнения химических реакций:



Газ тяжелее воздуха — силан, его молярная масса 32 г/моль, не растворившийся в соляной кислоте остаток — кремний.

$$v(\text{SiH}_4) = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль},$$

$$v(\text{Si}) = 14 / 28 = 0,5 \text{ моль}.$$

Тогда в исходной смеси:

$$v(\text{SiO}_2) = 0,1 + 0,5 = 0,6 \text{ моль},$$

$$m(\text{SiO}_2) = 60 \cdot 0,6 = 36 \text{ г},$$

$$v(\text{Mg}) = 0,5 \cdot 2 + 0,1 \cdot 2 = 1,2 \text{ моль},$$

$$m(\text{Mg}) = 24 \cdot 1,2 = 28,8 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 36 г SiO_2 и 28,8 г Mg.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА
А) кремнезём	1) Na_2CO_3
Б) известняк	2) NaHCO_3
В) питьевая сода	3) SiO_2
Г) кальцинированная сода	4) CaCO_3
	5) SiC

- ② Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС/ГРУППА
А) SiO_2	1) основные соли
Б) CaCO_3	2) средние соли
В) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	3) кислые соли
Г) KHCO_3	4) кислотные оксиды
	5) несолеобразующие оксиды

- ③ Установите соответствие между формулой вещества и возможной областью применения.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ
А) SiC	1) клеящие материалы
Б) Na_2CO_3	2) инструменты для сверления
В) K_2SiO_3	3) производство стекла
	4) изготовление керамики

- ④ Установите соответствие между названием вещества и возможной областью применения.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ
А) кремний	1) производство стекла
Б) графит	2) инструменты для сверления
В) кремнезём	3) производство микросхем
	4) изготовление инертных электродов в электрохимии

- ⑤ Из перечисленных ниже веществ выберите два, которые в твёрдом состоянии образуют молекулярную кристаллическую решётку.

1) карбонат калия	4) силикат кальция
2) диоксид углерода	5) метан
3) кварц	6) карборунд



- ⑥ При нагревании муравьиной кислоты и охлаждении продуктов разложения был получен газ, который пропустили над нагретым оксидом меди(II). Образовавшаяся газовая смесь при пропускании через избыток известковой воды вызывает образование осадка, а непоглощённая часть газа сгорает в кислороде синим пламенем. Запишите уравнения четырёх указанных реакций.
- ⑦ Карбид алюминия обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся газ сожгли в кислороде. Газообразный продукт реакции пропустили над раскалённым графитом. Образовавшееся вещество провзаимодействовало с железом с образованием жидкого продукта. Запишите уравнения четырёх указанных реакций.
- ⑧ Сколько литров газа (н.у.) можно получить при растворении 16,8 г кремния при нагревании в концентрированном растворе гидроксида натрия? Ответ округлите до десятых.
- ⑨ Сколько граммов карборунда было получено при сплавлении кремнезёма и графита, если объём выделившегося угарного газа (н.у.) составил 17,92 л?
- ⑩ Сколько литров газовой смеси (н.у.) можно получить при растворении 5,4 г углерода в избытке концентрированной серной кислоты? Ответ округлите до десятых.
- ⑪ Сколько граммов силиката натрия можно получить сплавлением 90 г кремнезёма с избытком кальцинированной соды?
- ⑫ Среди перечисленных ниже веществ выберите три, способных реагировать с раствором гидроксида калия.
- 1) Si
 - 2) C(графит)
 - 3) CaCO_3
 - 4) CO_2
 - 5) CO
 - 6) NaHCO_3



13) Среди перечисленных веществ выберите два, не взаимодействующих с соляной кислотой.

- 1) CaCO_3
- 2) CaC_2
- 3) CaO
- 4) CaCl_2
- 5) Ca(OH)_2
- 6) CaSiO_3

14) Среди перечисленных веществ выберите три, способных взаимодействовать с твёрдым карбонатом натрия при спекании.

- 1) SiO_2
- 2) Cr(OH)_3
- 3) CaSiO_3
- 4) CaO
- 5) CO_2
- 6) Al_2O_3

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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) Si
- Б) SiO_2
- В) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{p-p})$
- Г) Ca

РЕАГЕНТЫ

- 1) O_2 , H_2O , CaO
- 2) HCl , BaCl_2 , CO_2
- 3) O_2 , NaOH , F_2
- 4) O_2 , H_2 , HCl
- 5) C , NaOH , HF

16) Кремний окислили в избытке кислорода при нагревании. Продукт реакции растворили в горячем концентрированном растворе щёлочи. К раствору прибавили избыток соляной кислоты. Выпавший студенистый осадок отделили и прогрели при высокой температуре. Запишите уравнения четырёх указанных реакций.

17) 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.

- 18) Сколько литров газа можно получить при растворении 180 г ацетиленида серебра в избытке соляной кислоты?
- 19) Сколько килограммов углерода (кокса) потребуется для получения карбида кальция из 200 кг карбоната кальция?



ГЛАВА ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

9 ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

§ 9.1. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ (IA ГРУППА)

Общая характеристика. В главную подгруппу I группы Периодической системы (IA группу) входят элементы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и радиоактивный франций Fr. Реагируя с водой, эти металлы образуют растворимые гидроксиды, сильные основания, называемые щелочами — отсюда и происходит их общее групповое название «щелочные металлы».

Щелочные металлы открывают каждый период, начиная со второго; следовательно, у них имеется только по одному электрону на внешнем энергетическом уровне. Валентные ns^1 электроны этих элементов легко могут быть удалены, так как атому энергетически выгодно отдать один электрон, превратившись в положительный заряженный ион и приобретя конфигурацию инертного газа. Поэтому все простые вещества — щелочные металлы проявляют сильные восстановительные свойства. От Li к Cs увеличивается радиус атома и уменьшается энергия ионизации.

Простые вещества — металлы IA группы имеют серебристо-белый цвет, и только цезий — золотистый. Они очень мягкие, их можно резать ножом. У всех этих металлов низкая температура плавления, которая уменьшается от Li к Cs (последний плавится уже при 28 °C). У лития, натрия и калия плотность меньше 1 г/см³, они легче воды и плавают на её поверхности, реагируя с ней.

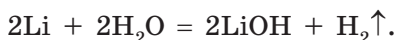
Из-за высокой химической активности щелочных металлов по отношению к воде и кислороду их хранят под изолирующим от атмосферы слоем керосина.

Нахождение в природе. Щелочные металлы химически очень активны, поэтому не встречаются в природе в виде простых веществ. Их можно обнаружить либо в минералах в виде соединений с другими элементами, либо в форме ионов в морской воде. Морская вода содержит растворённый хлорид натрия NaCl, а в почве присутствуют соли калия, например сильвин KCl и карналлит KCl · MgCl₂. Другие минералы, содержащие щелочные металлы: каменная соль NaCl, калийная селитра KNO₃, чилийская селитра NaNO₃, криолит Na₃AlF₆. Из древесной золы можно выделить поташ K₂CO₃.



Натрий и калий являются жизненно важными элементами. В тканях млекопитающих действует система транспорта ионов натрия или калия, называемая калий-натриевый насос. Он обеспечивает необходимое соотношение концентраций ионов натрия или калия во внеклеточном и внутриклеточном пространстве.

Химические свойства. Важным свойством щелочных металлов является их высокая активность по отношению к *воде*. Наиболее спокойно, без взрыва, реагирует с водой *литий*:



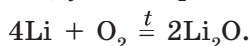
При проведении аналогичной реакции с маленьким кусочком *натрия* наблюдаются жёлтое пламя и небольшой взрыв. *Калий* ещё более активен: в этом случае взрыв гораздо сильнее, а пламя окрашено в фиолетовый цвет. Поэтому очевидно, что реакции щелочных металлов с любыми веществами в водных растворах проводить не следует (металл будет активно взаимодействовать с водой).

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

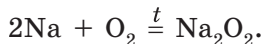
Щелочные металлы — настолько сильные восстановители, что их реакции с кислотами не проводят.

Взаимодействие с кислородом. В зависимости от металла продукты горения элементов IА группы на воздухе имеют разный состав.

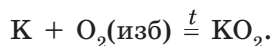
- *Литий* сгорает на воздухе с образованием оксида:



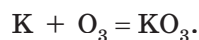
- *Натрий* при горении на воздухе в основном образует пероксид Na_2O_2 с небольшой примесью надпероксида NaO_2 :



- *Калий, рубидий и цезий* сгорают в основном до надпероксидов:



Тяжёлые щелочные металлы способны к образованию относительно устойчивых озонидов:

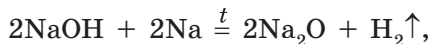


Чтобы получить оксиды натрия и калия, приходится нагревать смеси гидр-

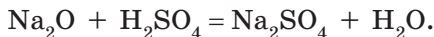
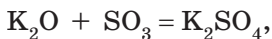
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Оксиды, пероксиды, надпероксиды и озониды — кристаллические вещества ионного строения, в состав которых входят ионы O^{2-} , O_2^{2-} , O_2^- и O_3^- соответственно.

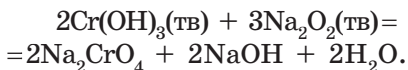
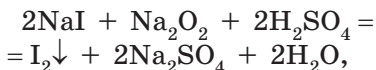
оксида, пероксида или надпероксида с избытком металла в отсутствие кислорода:



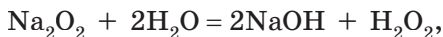
Оксиды щелочных металлов — типичные основные оксиды: они реагируют с водой, кислотными оксидами и кислотами:



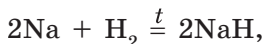
Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов — сильные окислители:



Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов интенсивно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды и пероксид водорода:



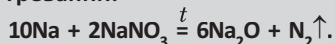
Кроме кислорода, щелочные металлы реагируют со многими неметаллами. При нагревании они соединяются с водородом с образованием гидридов:



с галогенами, серой, фосфором, углеродом и кремнием металлы IА группы реагируют с образованием соответственно галогенидов, сульфидов, фосфидов и карбидов, например:

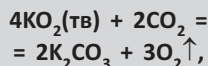
ЭТО ИНТЕРЕСНО

Для получения оксидов можно использовать реакцию нитратов натрия или калия с металлом при нагревании:



ЭТО ИНТЕРЕСНО

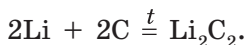
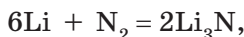
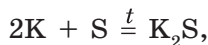
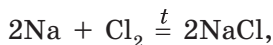
Реакция надпероксида калия:



так же, как и реакция озонида калия с углекислым газом

$4\text{KO}_3 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 5\text{O}_2\uparrow$, используется для регенерации атмосферы в замкнутых пространствах.

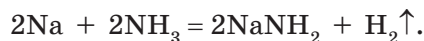




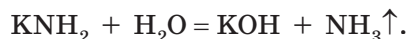
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Только литий способен взаимодействовать с азотом без нагревания. При нагревании лития на воздухе образуются сразу два продукта — нитрид и оксид.

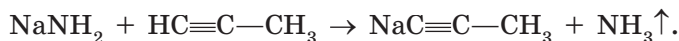
Щелочные металлы растворяются в жидком аммиаке, а также взаимодействуют с парами аммиака при нагревании, образуя кристаллические амиды:



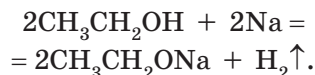
Амиды легко разлагаются водой с образованием щёлочи и аммиака:



Амиды щелочных металлов проявляют свойства очень сильных оснований. Они вступают в реакции с такими слабыми кислотами, как алкины, давая ацетилениды:



Щелочные металлы могут взаимодействовать со многими органическими веществами, в частности с чистыми (безводными) спиртами, образуя алкоголяты:



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Для качественного определения щелочных металлов используют способность их ионов окрашивать пламя.

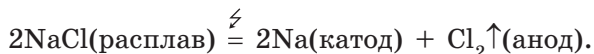
Щелочные металлы и все их соединения окрашивают пламя в определённый, характерный для данного металла, цвет. Карминово-красный цвет характерен для *лития* и его соединений, жёлтый

цвет характерен для соединений *натрия*, фиолетовый — *калия*. Для проведения качественного анализа платиновую проволоку погружают в раствор исследуемого вещества и затем вносят в бесцветное пламя горелки.

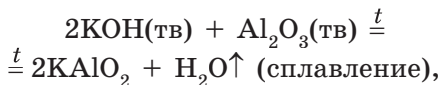
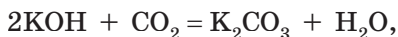
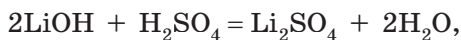
Способы получения. Щелочные металлы получают в основном электролизом расплавов их галогенидов (чаще всего — хлоридов), добываемых как природные ископаемые, либо полученных выпа-



риванием воды соляных озёр или рассола, получаемого из скважин:



Гидроксиды щелочных металлов — белые, расплывающиеся на влажном воздухе вещества, водные растворы которых являются сильными основаниями. Они участвуют во всех реакциях, характерных для оснований (реагируют с кислотами, кислотными оксидами, амфотерными оксидами и гидроксидами):



Гидроксиды щелочных металлов при нагревании плавятся и возгоняются без разложения, за исключением гидроксида *лития*, который так же, как гидроксиды металлов IIА группы, при прокаливании разлагается на оксид и воду:



Для получения гидроксидов щелочных металлов в основном используют электролитические методы. Наиболее крупнотоннажным является получение гидроксида натрия электролизом концентрированного водного раствора поваренной соли NaCl в электролизере с диафрагмой (с разделёнными катодным и анодным пространствами):



Ещё одним важным продуктом, содержащим щелочной металл, является карбонат натрия (сода) Na_2CO_3 . Основное количество соды производят по методу Сольве. Суть метода состоит в следующем: водный раствор NaCl, к которому добавлен аммиак, насыщают углекислым газом при температуре 26–30 °С. При



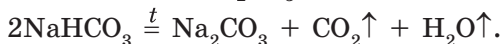
Использовать водные растворы солей для электролитического получения щелочных металлов нельзя, поскольку щелочные металлы в электрохимическом ряду напряжений находятся значительно левее водорода, и электролиз приведёт лишь к образованию в растворе соответствующих щелочей и выделению водорода на катоде (см. § 8.2).



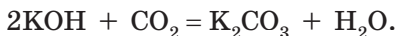
этом наблюдается образование малорастворимого гидрокарбоната натрия, называемого *питьевой содой*:



Добавка аммиака в методе Сольве необходима для нейтрализации кислой среды, возникающей при пропускании CO_2 в раствор, и для образования необходимого гидрокарбонат-иона HCO_3^- . При прокаливании гидрокарбоната натрия получается *кальцинированная*, или *стиральная, сода* Na_2CO_3 :



Карбонат калия (поташ) K_2CO_3 не получают по методу Сольве, так как, в отличие от кислой соли натрия, гидрокарбонат KHCO_3 хорошо растворим в воде. Карбонат калия получают действием CO_2 на раствор гидроксида калия:



В прошлом поташ получали из древесной золы.

Применение соединений металлов IА группы. Мировое производство гидроксида натрия составляет десятки миллионов тонн в год, он используется для изготовления мыла, синтетических моющих средств, производства искусственного волокна, получения органических соединений, например фенола. Мировой объём производства соды также достигает десятков миллионов тонн в год. Основному потребителю соды — стекольной промышленности — ежегодно необходимо около 10 миллионов тонн кальцинированной соды Na_2CO_3 .

Натриевые соли высших жирных кислот используются для приготовления мыла. Хлорид натрия (поваренная соль) используется в пищевой промышленности как вкусовая добавка и консервирующее вещество. Силикат натрия («жидкое стекло») находит применение в качестве клея (силикатный клей). Криолит Na_3AlF_6 применяется при получении алюминия электролитическим способом.

Калий — один из макроэлементов, он необходим растениям в больших количествах. Наиболее широко применяемыми калий-содержащими соединениями являются нитрат калия, необходимый для производства удобрений, и поташ K_2CO_3 , используемый в производстве стекла и жидкого мыла.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 Даны элементы: 1) H, 2) Na, 3) Ba, 4) N, 5) K.

- а) Определите, атомы каких элементов имеют в основном состоянии один s -электрон на внешнем уровне.
б) Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения энергии ионизации атома.
в) Выберите два элемента, которые в соединениях могут иметь степень окисления большую, чем +1.

● **РЕШЕНИЕ.**

а) Один s -электрон на внешнем уровне имеют атомы элементов IА группы:

1), 2), 5).

б) В одной группе Периодической системы находятся водород, натрий и калий. Энергия ионизации уменьшается вниз по подгруппе:

5), 2), 1).

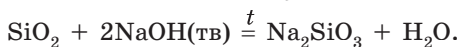
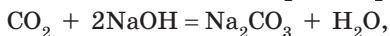
в) Ни водород, ни щелочные металлы не могут иметь степень окисления большую, чем +1. Остаются барий и азот: 3), 4).

ОТВЕТ: а) 125, б) 521, в) 34.

ПРИМЕР 2 Из предложенного перечня оксидов выберите два, которые реагируют со щелочами, но не взаимодействуют с соляной кислотой.

- 1) CO_2 4) SiO_2
2) MgO 5) MnO
3) ZnO

● **РЕШЕНИЕ.** Реагировать со щелочами могут кислотные и амфотерные оксиды. Из них с соляной кислотой не будут взаимодействовать кислотные оксиды — CO_2 и SiO_2 :



ОТВЕТ: 14.

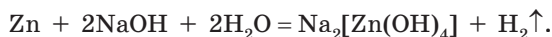


ПРИМЕР 3

Из предложенного списка простых веществ выберите два, которые реагируют с разбавленными щелочами при обычных условиях.

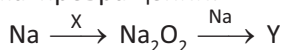
- 1) кислород
- 2) магний
- 3) хлор
- 4) цинк
- 5) серебро

● **РЕШЕНИЕ.** Этими веществами являются хлор и цинк:



ОТВЕТ: 34.

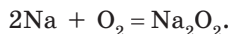
ПРИМЕР 4 Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2O
- 2) Na_2O
- 3) H_2O_2
- 4) O_2
- 5) NaOH

● **РЕШЕНИЕ.** Пероксид натрия образуется при взаимодействии натрия с кислородом воздуха (вещество X):



Это соединение содержит избыток кислорода, поэтому может присоединить натрий с образованием оксида натрия (вещество Y):



ОТВЕТ: 42.

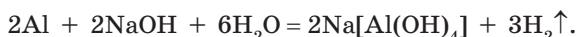
ПРИМЕР 5

В двух пробирках находился разбавленный раствор гидроксида натрия. В первую пробирку добавили твёрдое простое вещество X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй — выпал осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.



- 1) S
- 2) Al
- 3) Cu
- 4) AgNO_3
- 5) H_2SO_4

● **РЕШЕНИЕ.** Вещество X — алюминий:



Вещество Y — нитрат серебра:



ОТВЕТ:

X	Y
2	4

ПРИМЕР

6

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

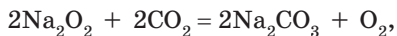
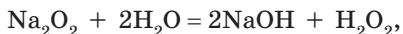
ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- A) Na_2O_2
- Б) KCl
- В) NaHSO_4
- Г) KOH

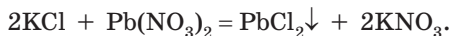
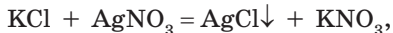
РЕАГЕНТЫ

- 1) BaCl_2 , NaOH , Na_2CO_3
- 2) K_2CO_3 , NH_4Cl , HCl
- 3) H_2O , CO_2 , Na
- 4) AgNO_3 , H_2SO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 5) O_2 , H_2 , HNO_3

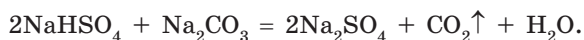
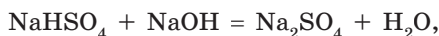
● **РЕШЕНИЕ.** А) Пероксид натрия реагирует со всеми тремя веществами из набора 3):



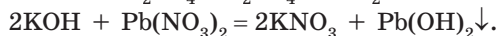
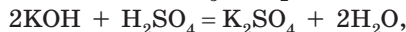
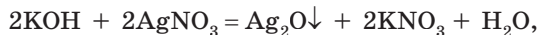
Б) Хлорид калия реагирует со всеми веществами из набора 4):



В) Гидросульфат натрия реагирует со всеми веществами из набора 1):



Г) Гидроксид калия реагирует со всеми веществами из набора 4):



ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
3	4	1	4

ПРИМЕР 7

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

А) NaOH и CO_2 (изб)

Б) NaOH (изб) и CO_2

В) Na_2O_2 и CO_2

Г) Na_2O и CO_2

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

1) NaHCO_3

2) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4) Na_2CO_3

5) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

- **РЕШЕНИЕ.** А) $\text{NaOH} + \text{CO}_2(\text{изб}) = \text{NaHCO}_3$,
 Б) $2\text{NaOH}(\text{изб}) + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 В) $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$,
 Г) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
1	3	5	4

ПРИМЕР 8

Навеску гидрокарбоната натрия прокаливали в течение непродолжительного времени и получили твёрдый остаток массой 44,4 г. При растворении этого остатка в 400 г раствора азотной кислоты, взятой в избытке, выделилось 10,08 л (н.у.) газа. Найдите массовую долю соли в полученном растворе.



● **РЕШЕНИЕ.** Твёрдый остаток после непродолжительного прокаливания (реакция прошла не полностью) — смесь карбоната и гидрокарбоната натрия. Обе соли реагируют с азотной кислотой с выделением углекислого газа:



Примем количества вещества карбоната натрия и гидрокарбоната натрия в твёрдом остатке за x моль и y моль соответственно. Тогда масса остатка равна:

$$m = 106x + 84y = 44,4 \text{ (г)}.$$

Газа выделилось: $v(\text{CO}_2) = x + y = 10,08 / 22,4 = 0,45$ (моль).

Составим и решим систему уравнений:

$$\begin{cases} 106x + 84y = 44,4 \\ x + y = 0,45 \end{cases}$$

$$x = 0,3, \quad y = 0,15.$$

Определим количество вещества и массу нитрата натрия, содержащегося в растворе:

$$v(\text{NaNO}_3) = 2x + y = 0,75 \text{ моль},$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 0,75 \cdot 85 = 63,75 \text{ г}.$$

Рассчитаем массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 400 + 44,4 - m(\text{CO}_2) = 444,4 - 0,45 \cdot 44 = 424,6 \text{ г}.$$

Массовая доля нитрата натрия в растворе:

$$\omega(\text{NaNO}_3) = m(\text{NaNO}_3) / m(\text{р-ра}) = 63,75 / 424,6 \cdot 100\% = 15,0\%.$$

ОТВЕТ: 15,0%.

ПРИМЕР 9

Установите соответствие между веществом, внесённым в бесцветное пламя горелки, и окраской, которую приобретает пламя.

ВЕЩЕСТВО

- А) силикат натрия
- Б) гидроксид лития
- В) ацетат калия

ОКРАСКА ПЛАМЕНИ

- 1) зелёный
- 2) карминово-красный
- 3) жёлтый
- 4) фиолетовый

● **РЕШЕНИЕ.** Цвет пламени обусловлен катионом металла.

ОТВЕТ:

А	Б	В
3	2	4



ПРИМЕР 10

Установите соответствие между веществом и областью его применения.

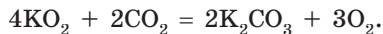
ВЕЩЕСТВО

- А) надпероксид калия
- Б) хлорид натрия
- В) нитрат калия

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) производство удобрений
- 2) производство мыла
- 3) регенерация атмосферы
- 4) получение металлического натрия

● **РЕШЕНИЕ.** Надпероксид калия при взаимодействии с углекислым газом выделяет кислород:



Это свойство используется для регенерации атмосферы в закрытых помещениях.

Из хлорида натрия получают металлический натрий электролизом расплава:



Нитрат калия содержит питательный элемент калий, эту соль используют для производства удобрений.

ОТВЕТ:

А	Б	В
3	4	1



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Даны элементы: 1) Li, 2) P, 3) Cl, 4) Na, 5) Cs.
- а) Определите, атомы каких из указанных элементов имеют в основном состоянии более одного *s*-электрона на внешнем уровне.
 - б) Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке уменьшения радиуса атома.
 - в) Выберите три элемента, которые в соединениях не проявляют отрицательную степень окисления, и расположите эти элементы в порядке уменьшения электроотрицательности.



② Из предложенного списка выберите два оксида, которые реагируют с раствором гидроксида калия.

- | | |
|----------------------------------|----------------------|
| 1) CO | 4) MgO |
| 2) ZnO | 5) Ag ₂ O |
| 3) P ₂ O ₃ | |

③ Из предложенного списка веществ выберите два, которые реагируют с раствором гидроксида натрия при обычных условиях.

- | | |
|----------------|--------------------|
| 1) медь | 4) карбонат натрия |
| 2) оксид цинка | 5) марганец |
| 3) алюминий | |

④ В двух пробирках находился раствор карбоната калия. В одну из пробирок добавили раствор вещества X, а в другую — раствор вещества Y. В первой пробирке выпал осадок, а во второй — образовался осадок и выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- | | |
|--------------------------------------|-----------------------|
| 1) HCl | 4) AlCl ₃ |
| 2) Ca(NO ₃) ₂ | 5) NH ₄ Cl |
| 3) H ₂ S | |

⑤ В двух пробирках находился концентрированный раствор гидроксида калия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — твёрдое вещество Y. В первой пробирке образовался осадок, во второй вещество растворилось и выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- | | |
|--------|-----------------------|
| 1) HCl | 4) NaHCO ₃ |
| 2) Al | 5) MgSO ₄ |
| 3) ZnO | |

⑥ Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

- | ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА | РЕАГЕНТЫ |
|------------------------------------|--|
| A) NaOH | 1) H ₂ O, N ₂ , O ₂ |
| B) Li | 2) Ba(OH) ₂ , CaCl ₂ , AgNO ₃ |
| B) KHCO ₃ | 3) MgCl ₂ , FeCl ₃ , HNO ₃ |
| Г) Na ₂ SO ₄ | 4) Cu, NaOH, BaCl ₂ |
| | 5) HCl, KOH, H ₂ SO ₄ |



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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) NaOH
 Б) Cl_2
 В) Na_2CO_3
 Г) Al_2O_3

РЕАГЕНТЫ

- 1) Fe , S , KOH
 2) Al , FeCl_3 , SO_2
 3) KOH , HCl , H_2SO_4
 4) H_2S , NaCl , CaCO_3
 5) BaCl_2 , H_2SO_4 , AgNO_3

- 8) Натрий сожгли в атмосфере кислорода. Полученное твёрдое вещество растворили в разбавленной серной кислоте и к раствору добавили иодид натрия. Раствор приобрёл тёмную окраску, которая исчезла после добавления к нему сероводородной воды. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

- 9) Установите соответствие между веществом и областью его применения.

ВЕЩЕСТВО

- А) карбонат натрия
 Б) нитрат калия
 В) стеарат натрия

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) производство удобрений
 2) производство мыла
 3) производство стекла
 4) производство жиров

- 10) Установите соответствие между веществом и областью его применения.

ВЕЩЕСТВО

- А) KO_2
 Б) Na_2SiO_3
 В) NaCl

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) пищевая промышленность
 2) регенерация атмосферы
 3) производство стекла
 4) в качестве клея

- 11) Установите соответствие между веществом, внесённым в бесцветное пламя горелки, и окраской, которую приобретает пламя.

ВЕЩЕСТВО

- А) карбонат натрия
 Б) гидроксид калия
 В) хлорид лития

ОКРАСКА ПЛАМЕНИ

- 1) жёлтый
 2) карминово-красный
 3) жёлто-зелёный
 4) фиолетовый
 5) кирпично-красный



- 12) При электролизе расплава хлорида калия было получено 16,8 л газа (н.у.). Сколько граммов хлорида калия было загружено в электролизер?
- 13) Для получения гидрида натрия металл нагревали с водородом. Было получено 19,2 г гидрида. Сколько литров водорода (н. у.) было израсходовано?
- 14) При сплавлении твёрдого гидроксида натрия с металлическим натрием в отсутствие кислорода выделилось 3,36 л газа (н.у.). Сколько граммов оксида натрия было получено?
- 15) Твёрдый карбонат калия обработали избытком соляной кислоты. Объём выделившегося газа составил 6,72 л (н.у.). Сколько граммов твёрдого остатка было получено после выпаривания образовавшегося раствора?
- 16) Сколько граммов нитрата натрия необходимо нагревать в отсутствие кислорода с избытком металлического натрия, чтобы получить 3,72 г оксида натрия?
- 17) Литий нагрели в атмосфере азота. Образовавшееся твёрдое вещество растворили в соляной кислоте и на полученный раствор подействовали избытком щёлочи при нагревании. Выделившийся газ пропустили через избыток раствора фосфорной кислоты. Напишите уравнения четырёх проведённых реакций.
- 18) Порцию лития массой 3,5 г нагрели на воздухе. Полученный твёрдый продукт растворили в соляной кислоте, при этом образование газа не наблюдалось. При добавлении избытка раствора гидроксида калия выделилось 3,36 л газа (н.у.). Определите состав (в % по массе) твёрдого продукта. Ответ округлите до десятых.



- 19) Установите связь между названием вещества и его формулой.

ВЕЩЕСТВО

- А) поваренная соль
Б) питьевая сода
В) калийная селитра

ФОРМУЛА

- 1) NaHCO_3
2) KNO_3
3) K_2CO_3
4) NaCl
5) KCl

- 20) Установите связь между названием вещества и его формулой.

ВЕЩЕСТВО

- А) пероксид калия
Б) хлорат калия
В) гипохлорит калия

ФОРМУЛА

- 1) KO_2
2) K_2O_2
3) KClO_3
4) KClO
5) KCl

§ 9.2. МАГНИЙ И ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ (IIA ГРУППА)

Общая характеристика. В главной подгруппе II группы находятся элементы бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радиоактивный радий Ra. У всех элементов внешний электронный уровень имеет строение ns^2 . Все простые вещества IIA группы являются металлами и имеют серебристо-белый цвет. Кальций, стронций и барий называют щелочноземельными металлами.

В подгруппе от бериллия до бария с ростом порядкового номера элемента увеличиваются атомные и ионные радиусы, уменьшаются потенциалы ионизации, другими словами, закономерно увеличиваются металлические и восстановительные свойства, а также основные свойства оксидов и гидроксидов. Для всех элементов IIA группы устойчивой является степень окисления +2.

Самым тугоплавким металлом подгруппы является бериллий. Из-за невысокой плотности этот металл является очень ценным для самолётостроения и незаменимым при создании тугоплавких сплавов.

В отличие от устойчивых на воздухе бериллия и магния, на поверхности которых образуется прочная оксидная плёнка, ще-



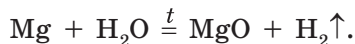
лочноземельные металлы, как и щелочные, хранят под керосином или в запаянных металлических банках.

Нахождение в природе. Все металлы второй группы химически активны, поэтому встречаются только в соединениях, в которых находятся в форме двухзарядных катионов. *Магний* чаще всего встречается в составе сульфатных и карбонатных пород, например доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Сульфат магния содержится в растворённом виде в морской воде. Также известен минерал карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. *Кальций* присутствует в земной коре в виде карбоната, образующего известняк, мел, мрамор, кальцит; а также силикатов, алюмосиликатов, ангидрита CaSO_4 , гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, флюорита CaF_2 , апатита $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$. *Барий* и *стронций* встречаются в основном в виде сульфатов и карбонатов.

Ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} находятся в биологических жидкостях всех живых существ. Организм взрослого человека содержит приблизительно один килограмм *кальция* (в основном в костях и зубах). *Магний* входит в состав пигмента зелёных растений — хлорофилла.

Химические свойства. Из-за разной реакционной способности металлов ПА группы их реакции с водой протекают по-разному. Из-за наличия защитной оксидной плёнки бериллий и магний не очень активны в реакциях с водой.

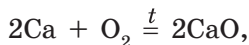
- Бериллий практически не реагирует с водой.
- Магний не растворяется в холодной воде, но взаимодействует с горячей, в парах воды он превращается в оксид:



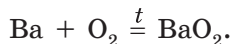
- Барий, стронций и кальций энергично реагируют уже с холодной водой с выделением водорода:



При взаимодействии металлов II группы с кислородом образуются оксиды:



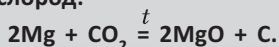
а у бария при температуре 500 °С наряду с оксидом образуется и пероксид:



Бериллий, как и магний, активно реагирует с кислородом. Для магния вообще характерно очень высокое сродство к кислороду.

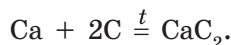
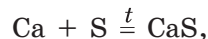
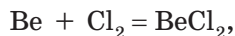
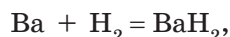
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Магневая лента горит даже в атмосфере углекислого газа, связывая при этом кислород:

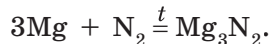


Именно поэтому горящий магний нельзя тушить, используя углекислотный огнетушитель.

В реакциях с другими неметаллами образуются соответствующие бинарные соединения — гидриды, галогениды, сульфиды, карбиды и т.п.



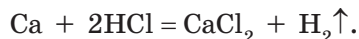
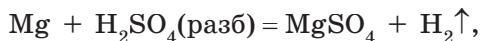
Магний образует нитрид при нагревании на воздухе:



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Твёрдое вещество, образующееся при горении магния на воздухе, является смесью оксида и нитрида магния.

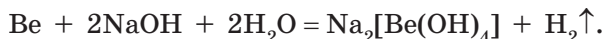
Все металлы IIА группы растворяются в растворах сильных кислот-неокислителей, выделяя водород:



С очень разбавленной азотной кислотой (HNO_3 — окислитель в любой концентрации) кальций и магний реагируют без выделения газообразных продуктов:



Бериллий растворяется не только в кислотах, но и в растворах щелочей, образуя соответствующие тетрагидроксобериллаты (комплексные соединения):

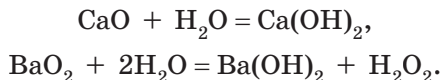


Оксид кальция CaO имеет техническое название «негашёная известь», а гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — «гашёная известь». «Известковым молоком» называют белую взвесь избытка гидрок-

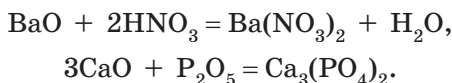


сида кальция в насыщенном водном растворе. Прозрачный раствор гидроксида кальция иногда называют «известковая вода», а раствор гидроксида бария — «баритовая вода».

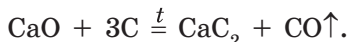
Все оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов реагируют с водой, образуя щёлочи:



Оксиды щелочноземельных элементов и магния проявляют все свойства основных оксидов, они реагируют с кислотами и кислотными оксидами:



Нагреванием негашёной извести с коксом получают карбид кальция:

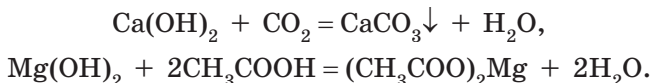


Оксид бериллия является амфотерным, поэтому он способен растворяться в растворах щелочей с образованием соответствующих гидроксобериллатов:



Растворимость гидроксидов бериллия и магния в воде незначительна, как и растворимость их оксидов. В ряду Be(OH)_2 — Mg(OH)_2 — Ca(OH)_2 — Sr(OH)_2 — Ba(OH)_2 повышается растворимость оснований в воде и увеличивается их сила. Гидроксид бериллия Be(OH)_2 является амфотерным гидроксидом, а гидроксид магния Mg(OH)_2 — основанием средней силы. Гидроксиды щелочноземельных металлов — сильные основания, щёлочи.

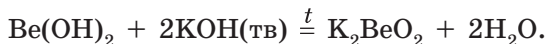
Гидроксиды элементов IIA группы реагируют с кислотными оксидами и кислотами:



Амфотерный Be(OH)_2 растворяется в растворах щелочей:



В твёрдом состоянии эти вещества реагируют при сплавлении:

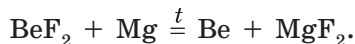



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

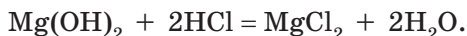
Для качественного определения щелочноземельных металлов используют способность их ионов окрашивать пламя горелки.

При внесении металла или его соединения на платиновой проволоке в бесцветное пламя горелки оно окрашивается в соответствующий цвет. Ионы Ca^{2+} дают *кирпично-красное (тускло-красное)* свечение, ионы Sr^{2+} — *красно-малиновое*, Ba^{2+} — *травянисто-зелёное*.

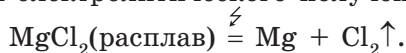
Получение. Бериллий получают восстановлением магнием из фторида:



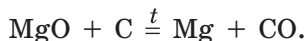
Один из способов получения магния в промышленности — из морской воды. Содержащиеся в ней ионы магния осаждают в виде гидроксида, который затем переводят в хлорид:



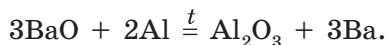
Получившийся хлорид магния обезвоживают, расплавляют и используют для электролитического получения магния:



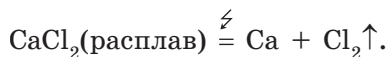
Можно получать магний, нагревая оксид с углеродом (коксом):



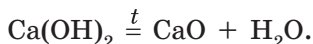
Для получения бария используют алюмотермию:



Кальций и стронций получают электролизом расплавов хлоридов:

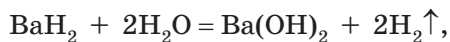


Для получения оксидов металлов IIА группы, кроме прямого взаимодействия металлов с кислородом, используют реакции термического разложения солей и гидроксидов:



Для получения *гидроксидов* элементов IIА группы можно использовать реакции гидридов, нитридов, фосфидов и карбидов этих элементов с водой:





Применение. Бериллий используют для получения лёгких, жаропрочных сплавов. Магний нужен для получения лёгких сплавов (особенно с алюминием) для нужд автомобиле- и самолётостроения. Магний применяют в качестве протекторных анодов для защиты стальных трубопроводов от коррозии.

Соединения кальция находят применение в производстве стекла, в промышленности строительных материалов (цемент, бетон, гипс, кирпич).

ЭТО ИНТЕРЕСНО

Щелочноземельные металлы способны вступать в реакции со многими органическими веществами, образуя металлоорганические соединения. Наиболее широко используемыми являются магнийорганические соединения R-Mg-X (R — алкильный или арильный радикал, X — галоген), называемые реактивами Гриньяра. Для получения реактивов Гриньяра к магниевой стружке добавляют раствор соответствующего галогеналкана в диэтиловом эфире, при этом происходит следующая экзотермическая реакция:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{Mg} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{-Mg-Br}.$$

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1 Даны элементы: 1) Na, 2) Be, 3) Cl, 4) Ba, 5) Mg.

- Определите, какие из указанных элементов образуют устойчивый положительный ион, содержащий 10 электронов.
- Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке усиления металлических свойств.
- Выберите два элемента, которые в соединениях могут проявлять степень окисления +1.

● **РЕШЕНИЕ.** а) Устойчивые положительные ионы, содержащие по 10 электронов, — это Na^+ и Mg^{2+} .
 б) Три элемента — Be, Ba и Mg — принадлежат к одной подгруппе ПА. Металлические свойства усиливаются вниз по под группе, поэтому правильный порядок: Be, Mg, Ba.

в) Степень окисления +1 не проявляют элементы ПА группы, значит, это Na и Cl.

ОТВЕТ: а) 15. б) 254. в) 13.

ПРИМЕР 2

Установите связь между названием вещества и его формулой.

ВЕЩЕСТВО

ФОРМУЛА

А) карбид кальция

1) CaCO_3

Б) карбонат кальция

2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

В) гидрокарбонат кальция

3) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$

4) CaC_2

● **РЕШЕНИЕ.** Карбид кальция — бинарное соединение, в котором атомы углерода имеют отрицательную степень окисления, CaC_2 . Карбонат кальция — средняя соль, CaCO_3 , а гидрокарбонат кальция — кислая соль угольной кислоты, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

ОТВЕТ:

А	Б	В
4	1	2

ПРИМЕР 3

В двух пробирках находился раствор гидрокарбоната кальция. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке выделился газ, во второй образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

1) HNO_3

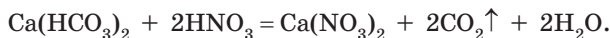
4) KClO_3

2) Br_2

5) NaCl

3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

● **РЕШЕНИЕ.** Вещество X — азотная кислота:



Вещество Y — гидроксид бария:



ОТВЕТ:

X	Y
1	3



ПРИМЕР

4

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

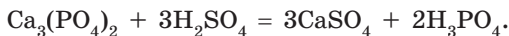
- А) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и H_2SO_4
 Б) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 В) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 Г) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и HCl

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

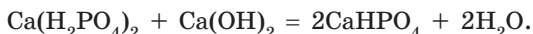
- 1) $\text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{CaCO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2$
 5) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$
 6) $\text{CaHPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

● РЕШЕНИЕ.

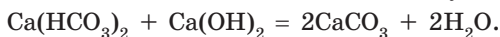
А) Это — обменная реакция, сильная кислота вытесняет слабую из её соли:



Б) Щёлочь частично отнимает ионы водорода у кислой соли:



В) Аналогично Б, но с кислой солью угольной кислоты:



Г) Сильная кислота вытесняет слабую из её кислой соли:



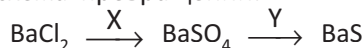
ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
5	6	3	1

ПРИМЕР

5

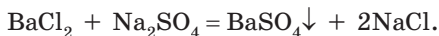
Дана схема превращений:



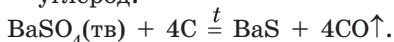
Из приведённого списка выберите вещества X и Y:

- 1) Na_2S 4) KOH
 2) Na_2SO_4 5) SO_2
 3) C

● РЕШЕНИЕ. X — сульфат натрия:



Y — углерод:



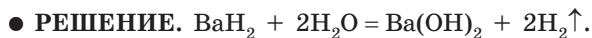
ОТВЕТ:

X	Y
2	3



ПРИМЕР 6

При обработке гидрида бария избытком воды было получено 6,72 л газа (н.у.). Сколько граммов гидрида бария вступило в реакцию? Ответ округлите до десятых.



$$\nu(\text{H}_2) = 6,72 / 22,4 = 0,3 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{BaH}_2) = 0,3 / 2 = 0,15 \text{ моль.}$$

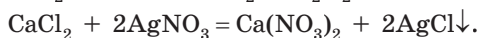
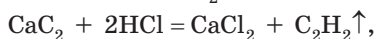
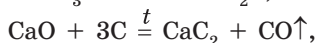
$$m(\text{BaH}_2) = 0,15 \cdot 139 = 20,85 \approx 20,9 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 20,9 г.

ПРИМЕР 7

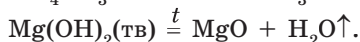
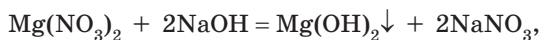
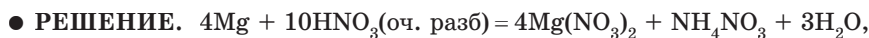
Порцию известняка нагревали до полного удаления газа. Твёрдый остаток после прокаливания прокалили с избытком кокса. Продукт реакции обработали избытком соляной кислоты, не растворившийся избыток кокса отделили фильтрованием. К фильтрату добавили раствор нитрата серебра и получили белый осадок. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

● **РЕШЕНИЕ.**



ПРИМЕР 8

Магний растворили в очень разбавленной азотной кислоте, при этом выделение газа не наблюдалось. К полученному раствору добавили избыток щёлочи и нагрели, в результате выпал осадок и выделился газ. Осадок отфильтровали и прокалили. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



ПРИМЕР

9

Установите соответствие между веществом, внесённым в бесцветное пламя горелки, и окраской, которую приобретает пламя.

ВЕЩЕСТВО

- А) карбонат кальция
- Б) хлорид стронция
- В) сульфат бария

ОКРАСКА ПЛАМЕНИ

- 1) травянисто-зелёный
- 2) кирпично-красный
- 3) малиново-красный
- 4) фиолетовый

● **РЕШЕНИЕ.** Цвет пламени обусловлен катионом металла.

ОТВЕТ:

А	Б	В
2	3	1

ПРИМЕР

10

Установите соответствие между веществом и областью его применения.

ВЕЩЕСТВО

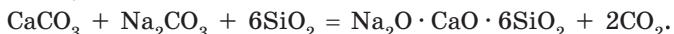
- А) CaCO_3
- Б) CaO
- В) Mg

ОБЛАСТЬ ПРИМЕНЕНИЯ

- 1) получение лёгких сплавов
- 2) производство цемента
- 3) производство пищевой фольги
- 4) производство стекла

● **РЕШЕНИЕ.**

А) CaCO_3 используют как источник кальция при производстве стекла:



Б) CaO , образующийся при прокаливании карбоната кальция



используют для производства цемента, так как он отлично связывает воду и углекислый газ.

В) Mg — лёгкий металл, поэтому его используют для получения лёгких сплавов.

ОТВЕТ:

А	Б	В
4	2	1





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1 Кальций нагрели в токе водорода. Полученное вещество растворили в большом количестве воды, при этом выделился газ. Через образовавшийся водный раствор пропустили избыток углекислого газа. Полученный прозрачный раствор прокипятили, и выпал осадок. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

РЕАГЕНТЫ

A) Mg

1) AgNO_3 , H_2SO_4 , K_2CO_3

B) BaCl_2

2) CaCl_2 , FeCl_3 , HNO_3

B) Na_2CO_3

3) HCl , O_2 , Br_2

Г) $\text{Be}(\text{OH})_2$

4) H_2SO_4 , H_2O , BaCl_2

5) NaOH , HCl , H_2SO_4

3 Навеску технического карбоната кальция массой 8,00 г растворили в избытке соляной кислоты. К полученному раствору добавили избыток оксалата аммония, выпавший осадок отфильтровали и прокалили при температуре 1000 °С до постоянной массы. Полученный порошок взвесили, его масса составила 4,03 г. Определите массовую долю карбоната кальция в техническом образце и объём газа (н.у.), выделившегося при его растворении в соляной кислоте. Примите, что технический образец содержит только некарбонатные примеси. Напишите уравнения всех проведённых реакций.

4 Установите связь между названием вещества и его формулой.

ВЕЩЕСТВО

ФОРМУЛА

A) негашёная известь

1) CaCO_3

B) гашёная известь

2) CaO

B) известняк

3) CaC_2

4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

5 Установите соответствие между веществом, внесённым в бесцветное пламя горелки, и окраской, которую приобретает пламя.

ВЕЩЕСТВО

ОКРАСКА ПЛАМЕНИ

A) хлорид кальция

1) травянисто-зелёный

B) нитрат бария

2) кирпично-красный

B) бромид стронция

3) малиново-красный

4) фиолетовый



⑥ При полном термическом разложении нитрата бария образовалось 5,6 л газов (н.у.). Определите массу исходного нитрата. Ответ округлите до сотых.

⑦ Рассчитайте объём газа (н.у.), выделившегося при обработке 12,8 г карбида кальция избытком соляной кислоты.

⑧ Металлический магний сплавляли с избытком серы. Полученное твёрдое вещество обработали соляной кислотой, при этом выделился газ. Раствор профильтровали, к фильтрату добавили щёлочь. Образовавшийся осадок отделили, высушили и прокалили. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.

⑨ Из предложенного списка веществ выберите два, которые при реакции с раствором гидроксида кальция дают осадок.

- | | |
|--------------------------|-------------------|
| 1) соляная кислота | 4) хлорид магния |
| 2) хлор | 5) карбонат бария |
| 3) гидрокарбонат кальция | |

⑩ Установите связь между названием вещества и его формулой.

- | ВЕЩЕСТВО | ФОРМУЛА |
|-------------------|--|
| А) гипс | 1) CaCO_3 |
| Б) известняк | 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| В) карбид кальция | 3) BaCO_3 |
| | 4) CaC_2 |
| | 5) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |

⑪ Из предложенного списка веществ выберите два, которые при реакции с раствором гидроксида кальция дают осадок.

- | | |
|--------------------|-------------------|
| 1) соляная кислота | 4) нитрат магния |
| 2) серная кислота | 5) карбонат бария |
| 3) сульфит натрия | |

⑫ Из предложенного списка оксидов выберите два, способные растворяться как в растворах кислот, так и в растворах щелочей.

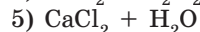
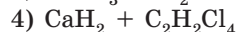
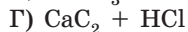
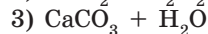
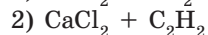
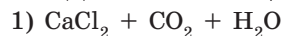
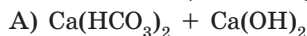
- | | |
|-----------------|-------------------|
| 1) BeO | 4) MnO_2 |
| 2) CuO | 5) ZnO |
| 3) MgO | |



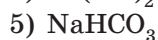
- 13) Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



- 14) В двух пробирках находился раствор гидрокарбоната кальция. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке образовался осадок, из второй пробирки выделился газ и образовался осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.



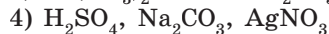
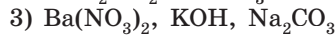
- 15) Сколько граммов алюминия потребуется для получения бария из 9,18 г оксида бария методом алюмотермии? Ответ округлите до десятых.

- 16) Сколько литров ацетилена (н.у.) можно получить из 128,8 г карбида бария обработкой избытком серной кислоты? Ответ округлите до десятых.

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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

РЕАГЕНТЫ



- 18) Сульфат бария прокалили с углём. Твёрдый остаток обработали необходимым количеством соляной кислоты. К полученному раствору добавили раствор карбоната натрия. Осадок отфильтровали, высушили и прокалили. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.



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

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) CaCl_2
 Б) BaO
 В) $\text{Be}(\text{OH})_2$
 Г) CaC_2

РЕАГЕНТЫ

- 1) HCl , H_2O , H_2SO_4
 2) K_2SO_4 , Na_2CO_3 , AgNO_3
 3) NaCl , H_2SO_4 , CO
 4) HCl , NaOH , HNO_3
 5) H_2 , NaOH , H_2SO_4

- 20) Твёрдый остаток после прокаливании нитрата магния растворили в соляной кислоте. К раствору добавили избыток раствора карбоната натрия. Выпавший осадок отфильтровали, высушили и прокалили с избытком угля. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.

§ 9.3. АЛЮМИНИЙ (IIIА ГРУППА)

Общая характеристика. Главную подгруппу третьей группы Периодической системы (IIIА подгруппу) открывает бор, являющийся типичным неметаллом. Аналогично IA и IIА подгруппам в этой подгруппе свойства первого элемента заметно отличаются от свойств остальных представителей подгруппы: алюминия, галлия, индия и таллия. Алюминий проявляет металлические свойства, которые далее в ряду галлий — индий — таллий усиливаются. Всем элементам IIIА подгруппы свойственна электронная конфигурация внешнего уровня ns^2np^1 , что определяет высшую степень окисления +3.

Кристаллический бор почти такой же твёрдый, как алмаз. Он обладает полупроводниковыми свойствами, подобно кремнию. Бор — очень тугоплавкий элемент, остальные представители подгруппы — легкоплавкие металлы, в особенности галлий. Как и в других группах, с увеличением атомного номера увеличивается радиус атома элемента.

Алюминий в свободном виде — серебристо-белый металл, обладающий высокой тепло- и электропроводностью. Алюминий очень лёгкий и мягкий, что делает его незаменимым в производстве проводов.

Нахождение в природе. Алюминий — самый распространённый металл на Земле (третье место среди всех элементов). Из-за высокого сродства к кислороду алюминий не встречается в при-



роде в виде свободного металла, а входит в состав глинозёмов Al_2O_3 , бокситов $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, криолита Na_3AlF_6 и других минералов. Кроме того, алюминий встречается в виде алюмосиликатов в таких породах, как глина, слюда и полевой шпат.

Химические свойства. Поверхность алюминия обычно покрыта тонкой, но очень прочной плёнкой оксида Al_2O_3 , которая предохраняет его от взаимодействия с окружающей средой. Благодаря этой плёнке поверхность алюминиевых изделий кажется тусклой и жирной на ощупь. Если оксидную плёнку удалить механически или химически, то очень недолго, до образования новой плёнки, металл будет энергично реагировать с водой:



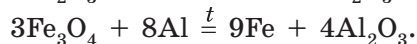
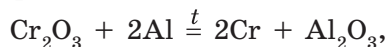
ЭТО ИНТЕРЕСНО

Для снятия оксидной плёнки используют амальгмирование алюминия (обработку ртутью). Ртуть способна растворять в себе алюминий, образуя амальгаму (сплав алюминия со ртутью Al/Hg), что предотвращает образование плёнки и способствует быстрому взаимодействию алюминия с водой.

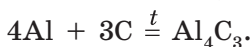
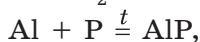
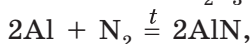
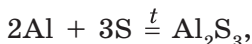
Окисление алюминия кислородом (особенно если алюминий находится в виде стружек или порошка) происходит с большим выделением энергии, что свидетельствует о высоком сродстве алюминия к кислороду:



Благодаря этому алюминий используется для восстановления металлов из их оксидов методом алюмотермии, например:



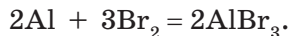
При нагревании алюминий взаимодействует с другими неметаллами — серой, азотом, фосфором и углеродом:



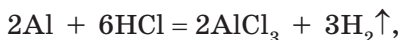
Все эти соединения алюминия полностью гидролизуются водой с образованием гидроксида алюминия и, соответственно, сероводорода, аммиака, фосфина и метана, например:



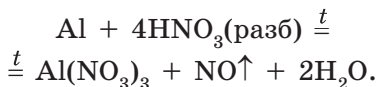
Алюминий при комнатной температуре активно реагирует со всеми галогенами, образуя галогениды:



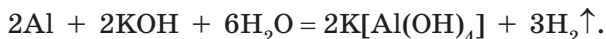
Алюминий легко растворяется в соляной кислоте любой концентрации и разбавленной серной кислоте с выделением водорода:



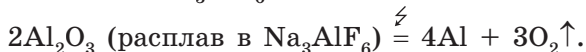
В разбавленной азотной кислоте происходит реакция с выделением оксида азота(II):



Алюминий растворяется не только в кислотах, но и в растворах щелочей с образованием тетрагидроксоалюминатов и выделением водорода:

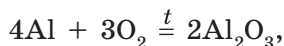


Способы получения. Алюминий получают электрохимическим способом путём электролиза боксита Al_2O_3 , растворённого в расплавленном криолите Na_3AlF_6 , на инертных электродах:

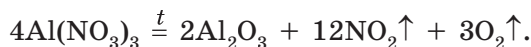


Электролитическое получение металла из водных растворов солей алюминия невозможно, так как на катоде будет выделяться водород, а не алюминий. Электрохимическое производство алюминия требует очень больших затрат электроэнергии, поэтому заводы по производству алюминия строят вблизи крупных электростанций.

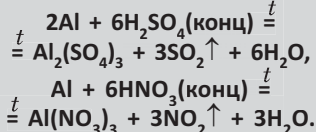
В лаборатории *оксид алюминия* (вещество белого цвета) можно получить, сжигая порошок алюминия в кислороде:



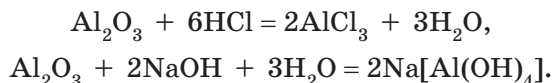
или разлагая нагреванием гидроксид или нитрат алюминия:



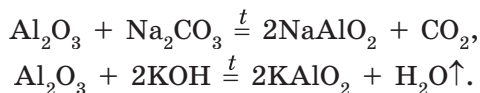
Концентрированные серная и азотная кислоты на холоде пассивируют алюминий, поэтому холодную концентрированную азотную кислоту можно хранить в алюминиевых ёмкостях. При нагревании алюминий восстанавливает эти концентрированные кислоты без выделения водорода:



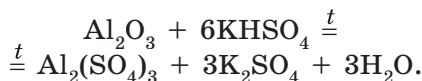
Оксид алюминия амфотерен, поэтому взаимодействует с кислотами и с растворами щелочей:



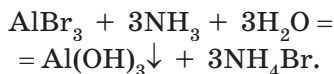
Твёрдый оксид алюминия при сплавлении со щелочами и карбонатами щелочных металлов образует метаалюминаты:



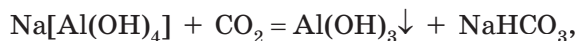
Оксид алюминия реагирует с кислыми солями:



Свежеосаждённый *гидроксид алюминия* $\text{Al}(\text{OH})_3$ — студенистое белое вещество, практически не растворимое в воде, обладающее амфотерными свойствами. Он может быть получен обработкой солей алюминия раствором аммиака:



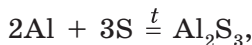
Из раствора тетрагидроксоалюмината гидроксид алюминия можно осадить, пропуская CO_2 :



или



Из гидроксида и оксида алюминия можно получить практически все соли алюминия. Почти все соли алюминия и сильных кислот хорошо растворимы в воде и при этом сильно гидролизованы. Соли алюминия, образованные слабыми кислотами, подвергаются очень сильному гидролизу и не существуют в водных растворах. Например, сульфид алюминия можно получить прямым синтезом из элементов:



в воде он необратимо гидролизуется:



Для осаждения $\text{Al}(\text{OH})_3$ из растворов солей не применяют щёлочь, поскольку возможно образование растворимых комплексных солей — тетрагидроксоалюминатов:



а обменная реакция в растворе между галогенидом алюминия и сульфидом натрия приводит к полному взаимному гидролизу этих солей:



Квасцы — двойные соли алюминия общей формулой $\text{M}^{\text{I}}\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, где M^{I} — однозарядный катион (Na^+ , K^+ или NH_4^+). При растворении в воде квасцов, например алюмокалиевых $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, образуются ионы K^+ , Al^{3+} и SO_4^{2-} .

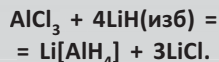
Применение алюминия и его соединений. Металлический алюминий и его сплавы широко используются в транспортном машиностроении, например для создания самолётов, судов и автомобилей, в производстве электрических проводов. В пищевой промышленности из алюминия изготавливают упаковочные материалы, пищевую фольгу и посуду.

Алюминий легко образует сплавы с другими металлами. Медь, никель и цинк повышают прочность металла и его твёрдость, а магний — его коррозионную устойчивость. Наиболее распространёнными сплавами алюминия являются дуралюмин (дюраль): 95% Al, 4% Cu, 1% (Mg, Fe, Si); силумин — сплав алюминия и кремния и алюминиевая бронза — сплав, содержащий 89% меди.

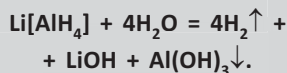
Многие соединения алюминия имеют важное практическое значение. Безводный AlCl_3 применяют в качестве катализатора в реакции Фриделя — Крафта, алюмогидрид лития $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ используется в качестве восстановителя. В текстильной промышленности в качестве протравы при крашении тканей и в кожевенной промышленности при дублении кож широко используются квасцы.

ЭТО ИНТЕРЕСНО

Образование *алюмогидрида лития* $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ происходит при взаимодействии галогенида алюминия с избытком гидрида лития в неводном растворителе:



Алюмогидрид лития используется в органической химии в качестве сильного восстановителя, а также осушителя органических растворителей за счёт интенсивного взаимодействия с водой:





ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1

Алюминий растворили в разбавленной серной кислоте, к полученному раствору добавили избыток водного раствора аммиака. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили, а твёрдый остаток сплавляли с карбонатом натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

- **РЕШЕНИЕ.** 1) $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$,
 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$,
 3) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$.

ПРИМЕР 2

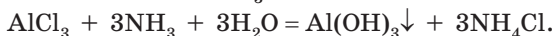
В двух пробирках находился раствор хлорида алюминия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В первой пробирке образовался осадок и выделился газ, во второй — образовался только осадок, а газ не выделялся. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NH_3
- 2) H_2SO_4
- 3) SO_2
- 4) Na_2S
- 5) Br_2

● **РЕШЕНИЕ.** X — это Na_2S :



Вещество Y — это NH_3 :



ОТВЕТ:

X	Y
4	1

ПРИМЕР 3

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.



РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2(\text{изб})$
 Б) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{HCl}(\text{изб})$
 В) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв}) + \text{NaOH}(\text{тв})$
 Г) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв}) + \text{NaOH}(\text{р-р}) + \text{H}_2\text{O}$

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

- 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{NaHCO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$
 3) $\text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
 5) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 6) $\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- **РЕШЕНИЕ.** А) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2(\text{изб}) = \text{NaHCO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$,
 Б) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}(\text{изб}) = \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$,
 В) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 2\text{NaOH}(\text{тв}) \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 Г) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 2\text{NaOH}(\text{р-р}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
2	3	6	5

ПРИМЕР

4

Сколько граммов сульфида алюминия требуется для получения 2,24 л (н.у.) сероводорода с помощью реакции гидролиза? Ответ округлите до ближайшего целого числа.

- **РЕШЕНИЕ.** Гидролиз сульфида алюминия:



Найдём количество вещества сероводорода:

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

В соответствии с уравнением реакции

$$\nu(\text{Al}_2\text{S}_3) = \nu(\text{H}_2\text{S}) / 3 = 0,1 / 3 = 0,033 \text{ моль}.$$

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,033 \cdot 150 = 4,95 = 5 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 5 г.

ПРИМЕР

5

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 алюминия в исходной смеси.



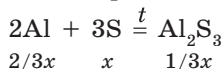
● **РЕШЕНИЕ.** Пусть в смеси было x моль серы и y моль алюминия. Тогда масса смеси:

$$20,4 = 32x + 27y.$$

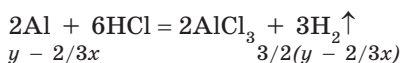
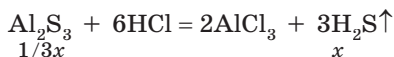
Количество газа:

$$v(\text{газа}) = 10,08 / 22,4 = 0,45 \text{ моль.}$$

Уравнение реакции:



С соляной кислотой реагирует и сульфид алюминия, и оставшийся в избытке алюминий:



$$x + 1,5y - x = 1,5y = 0,45,$$

$$y = 0,45 / 1,5 = 0,3 \text{ моль.}$$

Масса алюминия:

$$m(\text{Al}) = 0,3 \cdot 27 = 8,1 \text{ г.}$$

Массовая доля алюминия в смеси:

$$\omega(\text{Al}) = 8,1 / 10,8 = 0,75 \text{ (75\%).}$$

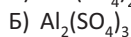
ОТВЕТ: 75%.

ПРИМЕР

6

Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА



КЛАСС/ГРУППА

1) средняя соль

2) амфотерный оксид

3) основная соль

4) двойная соль

5) основной оксид

ОТВЕТ:

А	Б	В
4	1	2

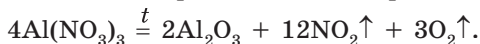


ПРИМЕР

7

При длительном прокаливании нитрата алюминия получен твёрдый остаток массой 25,5 г. Сколько литров оксида азота(IV) образовалось (в пересчёте на н.у.)? Ответ запишите с точностью до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Прокаливание нитрата алюминия:



Твёрдый остаток — оксид алюминия, его количество:

$$v(\text{Al}_2\text{O}_3) = 25,5 / 102 = 0,25 \text{ моль.}$$

В соответствии с уравнением реакции

$$v(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 2v(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 0,25 = 0,5 \text{ моль,}$$

$$m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 0,5 \cdot 213 = 106,5 \text{ г.}$$

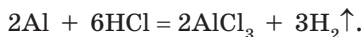
ОТВЕТ: 106,5 г.

ПРИМЕР

8

Сколько литров водорода (при н.у.) можно получить при взаимодействии 10,8 г алюминия с соляной кислотой? Ответ округлите до десятых.

● **РЕШЕНИЕ.** Реакция взаимодействия алюминия с кислотой:



Количество вещества алюминия $v(\text{Al}) = 10,8 / 27 = 0,4$ моль. Значит, количество вещества водорода $v(\text{H}_2) = 0,4 \cdot 1,5 = 0,6$ моль.

Объём газа: $V(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 0,6 = 13,4$ л.

ОТВЕТ: 13,4 л.

ПРИМЕР

9

Дана схема превращений:



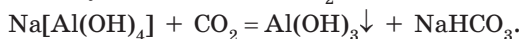
Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2O
- 2) CO_2
- 3) $\text{NaOH}(\text{p-p})$
- 4) NH_3
- 5) NaNO_3

● **РЕШЕНИЕ.** X — это раствор NaOH:



Y — это углекислый газ CO_2 :



ОТВЕТ:

X	Y
3	2

ПРИМЕР 10

В раствор нитрата калия внесли избыток алюминия и добавили щёлочь. При нагревании из реакционной смеси выделился газ, который пропустили через раствор хлорида алюминия. Выпавший при этом осадок отфильтровали и прокалили, а твёрдый остаток сплавляли с гидроксидом натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

- **РЕШЕНИЕ.** 1) $3\text{KNO}_3 + 8\text{Al} + 5\text{KOH} + 18\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 3\text{NH}_3\uparrow + 8\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4],$
 2) $3\text{NH}_3 + \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl},$
 3) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O},$
 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}(\text{тв}) \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow.$



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① В двух пробирках находился свежееосаждённый гидроксид алюминия. В одну из пробирок добавили раствор щёлочи X, а в другую — раствор вещества Y. В обеих пробирках осадок растворился. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) NH_3
- 2) CO_2
- 3) H_2SO_4
- 4) FeCl_2
- 5) KOH

② В двух пробирках находился раствор хлорида алюминия. В одну из пробирок добавили избыток раствора вещества X, а в другую — раствор вещества Y. В первой пробирке выпал осадок, во второй — образовался осадок и выделился газ. Из предложен-



ного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) CO_2
- 2) Na_2CO_3
- 3) H_2SO_4
- 4) KOH
- 5) NH_3

3) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) Cl_2
- 2) HCl
- 3) K_2CO_3
- 4) KNO_3
- 5) KCl

4) Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ
А) $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$	1) $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2$
Б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$	2) $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
В) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH}(\text{тв})$	3) $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
Г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3(\text{тв})$	4) KAlO_2
	5) $\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2$

5) Сколько граммов карбида алюминия требуется для получения 6,27 л (н.у.) метана с помощью реакции гидролиза? Ответ округлите до десятых.

6) Установите соответствие между формулой вещества и классом/группой, к которому(-ой) это вещество принадлежит.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	КЛАСС/ГРУППА
А) $\text{Al}(\text{OH})_3$	1) средняя соль
Б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	2) амфотерный оксид
В) Al_2O_3	3) основная соль
	4) амфотерный гидроксид
	5) основной оксид
	6) щёлочь



7) 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 алюминия в исходной смеси (в %). Ответ округлите до десятых.

8) 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 алюминия в исходной смеси (в %). Ответ округлите до десятых.

9) Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует оксид алюминия.

- 1) HCl
- 2) NO
- 3) Na_2CO_3
- 4) H_2O
- 5) C_6H_6

10) Порцию оксида алюминия прокалили с карбонатом калия. Полученный твёрдый продукт реакции растворили в избытке соляной кислоты. После пропускания аммиака через полученный раствор образовался осадок, который отделили, высушили и прокалили. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

11) Порцию нитрата алюминия прокалили, твёрдый продукт реакции растворили в растворе щёлочи. После пропускания углекислого газа через полученный раствор образовался осадок. После добавления серной кислоты осадок растворился. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

12) Алюминий растворили в растворе щёлочи. Через полученный раствор пропустили углекислый газ, образовавшийся осадок отделили и растворили в соляной кислоте. При добавлении к полученному раствору раствора сульфида натрия наблюдалось



выделение газа и образование осадка. Запишите уравнения четырёх упомянутых реакций.

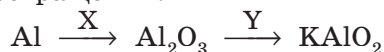
- 13) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) CO_2
- 2) NH_3
- 3) NaOH
- 4) H_2O
- 5) NaCl

- 14) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) CO_2
- 2) KOH
- 3) Fe_2O_3
- 4) H_2O
- 5) K_2SO_4

- 15) Из предложенного списка выберите два вещества, которые реагируют с оксидом алюминия.

- 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 2) KOH
- 3) K_2CO_3
- 4) O_2
- 5) H_2O

- 16) Из предложенного списка выберите два вещества, которые реагируют с сульфатом алюминия в растворе.

- 1) K_2SO_4
- 2) K_2S
- 3) HNO_3
- 4) Al_2O_3
- 5) NH_3



- 17 Карбид алюминия полностью прореагировал с водой. Образовавшийся осадок отфильтровали и высушили при нагревании. Твёрдый остаток сплавляли с карбонатом калия. Продукт после сплавления растворили в воде. Запишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 18 Сколько граммов алюминия потребуется для получения 38,4 г меди из оксида меди(II)?
- 19 Сколько литров газа (н.у.) выделится при сплавлении 55 г карбоната кальция с избытком оксида алюминия? Ответ округлите до десятых.
- 20 Сколько литров газа (н.у.) выделилось при взаимодействии растворов нитрата алюминия и сульфата натрия, если масса образовавшегося при этом осадка после отделения и прокаливании составила 25,5 г?



ГЛАВА 10 ПЕРЕХОДНЫЕ МЕТАЛЛЫ: ХРОМ, МАРГАНЕЦ, ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ, МЕДЬ, ЦИНК, СЕРЕБРО

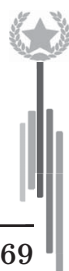
В школьной программе рассматривается химия нескольких переходных металлов (*d*-металлов), а именно хрома, марганца, железа, кобальта, никеля, меди, цинка и серебра. Рассмотрим основные закономерности в химии перечисленных элементов. Среди названных металлов два — медь и серебро — находятся правее водорода в электрохимическом ряду напряжений металлов, а остальные — левее. Переходные металлы уже не являются такими активными, как щелочные и щелочноземельные.

В твёрдом состоянии все металлы образуют кристаллические структуры, в которых реализуется металлическая связь. Температуры плавления и кипения для металлов различаются в очень широком диапазоне (табл. 10.1). Все металлы обладают высокой электро- и теплопроводностью, они ковкие и пластичные. Железо, а с ним часто хром и марганец, относят к *чёрным* металлам, получаемым в чёрной металлургии. Остальные — медь, цинк, никель, кобальт — к *цветным* металлам, получаемым в цветной металлургии.

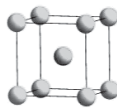
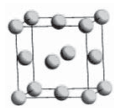
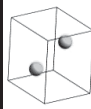
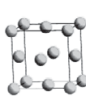
	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ag
Электронная конфигурация	[Ar] $3d^5 4s^1$	[Ar] $3d^5 4s^2$	[Ar] $3d^6 4s^2$	[Ar] $3d^7 4s^2$	[Ar] $3d^8 4s^2$	[Ar] $3d^{10} 4s^1$	[Ar] $3d^{10} 4s^2$	[Kr] $4d^{10} 5s^1$
r (М), Å	1,249	1,24	1,24	1,25	1,25	1,28	1,33	1,44
T пл., °C	1857	1244	1535	1495	1453	1084	420	962

ТАБЛИЦА 10.1.

Основные характеристики *d*-металлов



Окончание таблицы

	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ag
$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	2672	1962	2750	2870	2732	2567	907	2212
Кристаллическая решётка								
Ряд напряжений металлов и положение d -металлов в нём $\text{Li} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Ba} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{Cr} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Cd} \rightarrow \text{Co} \rightarrow \text{Ni} \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{Sb} \rightarrow \text{Bi} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Pd} \rightarrow \text{Pt} \rightarrow \text{Au}$								

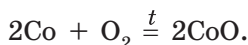
Проявляемые степени окисления. Химические свойства любого элемента неразрывно связаны с электронной конфигурацией его атома. Для хрома и марганца известно очень большое число соединений, в которых они проявляют степени окисления от +2 до высшей степени окисления, +6 и +7 соответственно. Для железа соединения с высшей степенью окисления, равной номеру группы, в которой находится этот элемент, неизвестны. Максимальная степень окисления железа, проявляемая в соединениях, равна +6. В случае кобальта и никеля в школьной программе рассматривается только степень окисления +2 и, действительно, это очень устойчивое состояние для водных растворов солей этих металлов. Однако при образовании комплексов или гидроксидов кобальта и никеля есть примеры соединений с более высокими степенями окисления, в основном +3. У меди в водных растворах солей наиболее часто проявляется степень окисления +2, но также есть большое число соединений, в которых степень окисления меди равна +1, обычно это плохорастворимые или комплексные со-

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

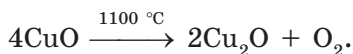
Для хрома, меди и серебра (см. таблицу 10.1) наблюдается «проскок» («провал») электрона с s -орбитали внешнего уровня на d -орбиталь предвнешнего уровня.

единения. Для серебра наиболее устойчива степень окисления +1. У цинка валентными являются только электроны, находящиеся на внешнем уровне $4s^2$, предвнешний $3d^{10}$ подуровень полностью заполнен и не принимает участия в образовании связи, поэтому цинк в соединениях проявляет только степень окисления +2.

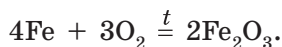
Оксиды металлов. При нагревании на воздухе все металлы, за исключением серебра, реагируют с кислородом с образованием оксидов. Для кобальта, никеля, меди и цинка это будут оксиды двухвалентных металлов:



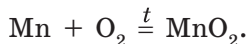
Однако при более высокой температуре — выше 1100°C — чёрный оксид меди(II) разлагается с образованием красно-коричневого оксида меди(I):



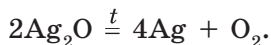
В случае хрома и железа при нагревании в чистом кислороде получают оксиды металлов в степени окисления +3:



Для марганца нагревание на воздухе или в атмосфере кислорода приводит к образованию чёрного MnO_2 :

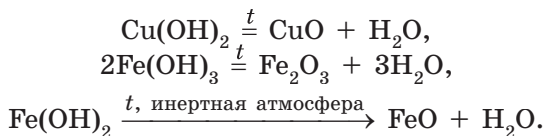


Серебро образует оксид, но его получают не прямым взаимодействием простых веществ, а косвенным путём, так как он термически малоустойчив и разлагается выше 280°C :

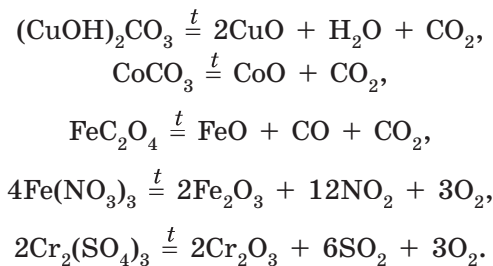


Существует много других способов получения оксидов. В первую очередь, это термическое разложение гидроксидов и солей кислородсодержащих солей. Все перечисленные оксиды не реагируют с водой, но практически для всех есть соответствующие гидроксиды. В результате термического разложения гидроксидов можно получить оксиды металлов в соответствующих степенях окисления:

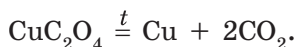




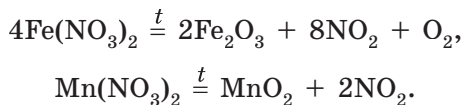
Также можно получить оксиды разложением солей — карбонатов, оксалатов, нитратов, сульфатов:



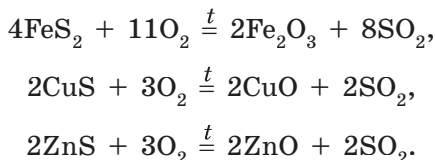
Однако надо помнить, что оксалат-ион проявляет свойства восстановителя, а нитрат- и сульфат-анионы — окислителей, поэтому при разложении этих солей может происходить окислительно-восстановительный процесс. Например, при разложении оксалата меди образуется металлическая медь:



При разложении нитратов металлов получают соответствующие оксиды, но если металл может быть дополнительно окислен выделяющимися газами-окислителями, то образуется оксид металла в более высокой степени окисления:



Оксиды металлов могут быть получены при обжиге сульфидов:

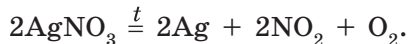


Серебро стоит особняком. Оксид серебра может быть получен при добавлении щёлочи к раствору соли серебра, так как его гидроксид неустойчив и сразу разлагается на воду и оксид:

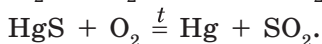
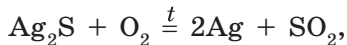




Разложение нитрата серебра, так же как и нитрата ртути, приводит к образованию не оксида, а металла из-за термической неустойчивости оксида:

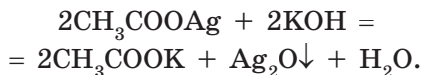


По той же причине — термической неустойчивости оксида — при обжиге сульфидов серебра и ртути образуется металл:



Гидроксиды металлов МОН.

AgOH — неустойчивое соединение, при образовании сразу же отщепляет воду и превращается в коричнево-чёрный оксид серебра:

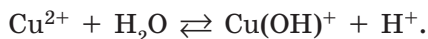


Гидроксид меди(I) CuOH — неустойчивое соединение жёлтого цвета, быстро переходит в оксид меди(I) красно-коричневого цвета:



Гидроксиды металлов $\text{M}(\text{OH})_2$ окрашены разнообразно: $\text{Cr}(\text{OH})_2$ — жёлто-коричневый; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ — бледно-розовый, часто с бурой примесью из-за окисления до MnO_2 ; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — белый, однако получить его непросто, так как из-за окисления до Fe(III) осадок бывает обычно разной интенсивности зелёного цвета; $\text{Co}(\text{OH})_2$ — розовый; $\text{Ni}(\text{OH})_2$ — зелёный; $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — сине-голубой; $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — белый.

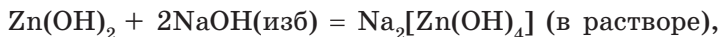
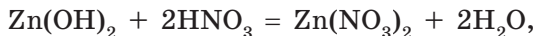
Все перечисленные гидроксиды плохо растворимы в воде. Из-за того, что все гидроксиды являются основаниями средней силы, в растворах солей с анионами сильных кислот реакция среды кислая из-за гидролиза по катиону:



Гидроксид серебра является сильным основанием, поэтому в растворах солей серебра гидролиз по катиону не протекает. Реакция среды водных растворов солей серебра и анионов сильных кислот — нейтральная.

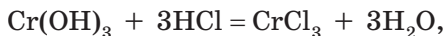


Среди перечисленных гидроксидов необходимо выделить гидроксид цинка из-за его амфотерных свойств. Гидроксид цинка реагирует как с кислотами, так и со щелочами с образованием гидроксокомплексов:



Гидроксиды металлов M(OH)_3 . При повышении степени окисления катиона уменьшается основность соответствующих оксидов и гидроксидов и увеличиваются кислотные свойства.

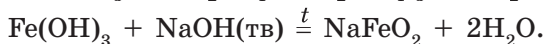
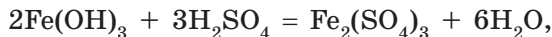
Гидроксид хрома(III) Cr(OH)_3 — осадок серо-голубого цвета. Проявляет амфотерные свойства, растворяясь в кислотах и щелочах:



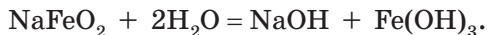
Также возможна запись и другой формы — тетрагидроксохромат-аниона:



Гидроксид железа(III) Fe(OH)_3 — осадок бурого или красно-коричневого цвета. Он растворяется только в кислотах, при сплавлении реагирует со щелочами с образованием ферритов(III), что также подтверждает его амфотерные свойства:



При взаимодействии ферритов с водой происходит полный гидролиз с образованием соответствующих гидроксидов:

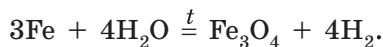


Нерастворимые в щелочах гидроксиды металлов получают осаждением из растворов солей действием избытка щёлочи. Для гидроксидов металлов, растворимых в щелочах, осаждение из растворов солей производят контролируемым добавлением щёлочи, или добавлением раствора аммиака (если не образу-



ются аммиачные комплексы; аммиачные комплексы известны для Cu(I), Cu(II), Ag(I), Ni(II), Zn(II)). Гидроксиды хрома(III) и железа(III) можно получить добавлением к раствору соответствующих солей хрома или железа соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой — карбоната натрия, гидрокарбоната натрия, сульфида натрия, гидросульфида натрия, силиката натрия, сульфита натрия. Все перечисленные гидроксиды хорошо растворяются в растворах кислот, а гидроксид цинка также ещё и в щелочах.

С водой при обычных условиях рассматриваемые *d*-металлы не реагируют, но возможно их взаимодействие с парами воды при нагревании («железо-паровой синтез»):

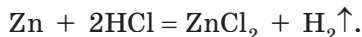
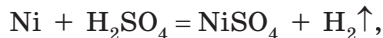
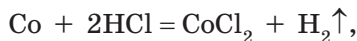
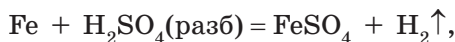
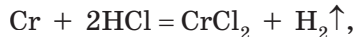
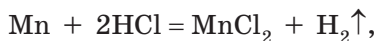


Это — старинный способ получения водорода в промышленности.

Поскольку серебро и медь находятся правее водорода в ряду напряжений, они не реагируют даже с парами воды.

Отличие в восстановительных свойствах *d*-металлов приводит к тому, что медь и серебро реагируют только с кислотами-окислителями, а в кислотах-неокислителях эти металлы не растворяются.

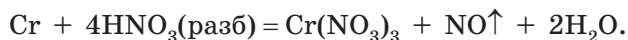
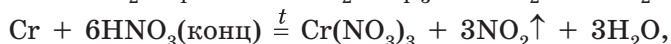
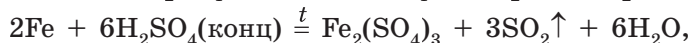
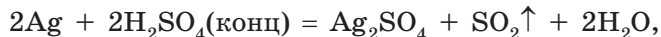
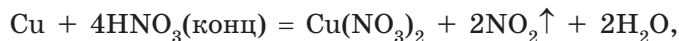
Таким образом, с кислотами-неокислителями реагируют хром, марганец, железо, кобальт, никель и цинк. Окислительные свойства в таких кислотах обусловлены ионом H^+ , который не является очень сильным окислителем, поэтому металлы переходят в невысокую положительную степень окисления +2:



С кислотами-окислителями реагируют все перечисленные металлы, а также медь и серебро. В кислотах-окислителях в качестве окислителя выступают анионы, у которых окислительные свойства



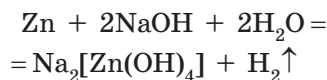
выражены значительно сильнее, чем у иона H^+ . Благодаря этому в случае железа и хрома образуются соли, в которых эти металлы имеют степень окисления +3. В случае марганца в кислой среде оказывается наиболее устойчивой степень окисления +2, поэтому и продуктами реакции будут соли марганца(II).



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Хром и железо пассивируются концентрированными азотной и серной кислотами, и реакцию с этими веществами следует проводить при сильном нагревании.

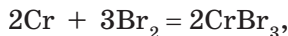
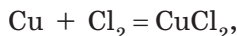
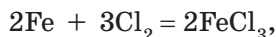
Отличительной особенностью цинка является взаимодействие с растворами щелочей:



(сходство с алюминием и бериллием).

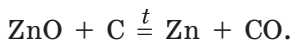
Эту реакцию можно использовать для получения водорода в лаборатории.

Все эти металлы при разных условиях (нагревание) взаимодействуют с большинством неметаллов, при этом получаются соответствующие соли — галогениды, сульфиды, фосфиды:

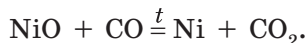


Получение металлов. Металлы получают восстановлением из оксидов. В качестве восстановителей можно использовать углерод (уголь, кокс), водород, монооксид углерода, активные металлы.

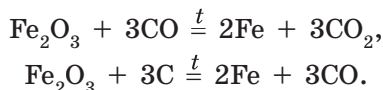
Восстановление углём (коксом) — очень распространённый способ получения многих металлов:



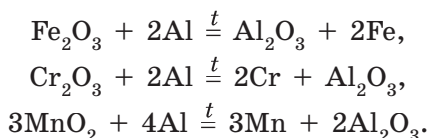
Однако этот способ не пригоден, если образуются устойчивые карбиды металлов. Удобнее в качестве восстановителя использовать монооксид углерода — в этом случае нет возможности для образования карбидов:



Реакции восстановления оксида железа углём (коксом) или монооксидом углерода протекают в доменных печах при получении чугуна. В промышленности железо получают в огромных количествах, поэтому восстановитель должен быть недорогим и доступным.

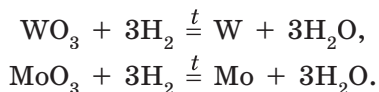


Для лабораторного получения железа и других металлов можно использовать *алюмотермию* — восстановление металла из оксида алюминием:

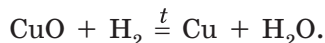


Смесь стехиометрических количеств оксида железа и алюминия является примером *термитных* смесей. В результате протекающей реакции выделяется большое количество энергии в виде тепла и света, поэтому эту реакцию используют для проведения сварочных работ.

Некоторые металлы можно восстановить из их оксидов водородом. В случае таких металлов, как вольфрам и молибден, этот способ получения нашёл применение в промышленности:

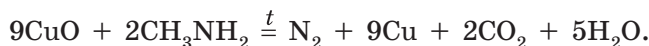
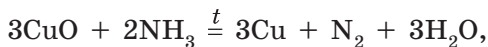


Для других металлов это — способ восстановления оксида в лабораторных условиях:

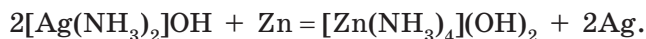
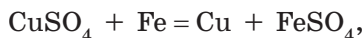


Также в качестве восстановителя можно использовать аммиак, амины или углеводороды:





Металлы можно получить и восстанавливая катионы из водных растворов другими, более активными, металлами. Особенно распространён этот способ получения для меди и серебра:



Металлы (чаще всего медь и серебро) также получают электролизом растворов. В сравнении с другими, электрохимический способ получения металлов — более дорогостоящий, но он позволяет получать металлы высокой чистоты:

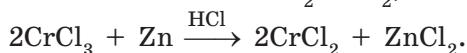
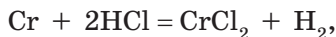


В случае металлов, стоящих в ряду напряжений левее водорода, при проведении электролиза водных растворов солей на катоде параллельно протекают два процесса — восстановление катионов металлов и водорода.

Хром Cr

Хром в соединениях проявляет степени окисления +2, +3 и +6. При повышении степени окисления от +2 до +6 изменяются свойства оксидов и гидроксидов: CrO и $\text{Cr}(\text{OH})_2$ имеют основной характер, Cr_2O_3 и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ амфотерны, а высший оксид CrO_3 имеет кислотный характер, ему соответствуют кислоты H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Двухвалентный хром можно получить при растворении металлического хрома в кислотах-неокислителях или восстановлением солей хрома(III) в кислой среде металлическим цинком:



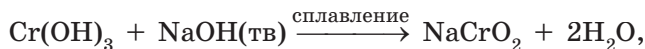
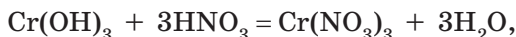
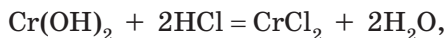
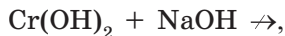
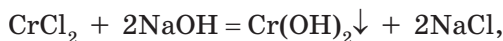
Хром в степени окисления +2 проявляет ярко выраженные восстановительные свойства и легко окисляется любыми окислителями. При доступе кислорода воздуха протекает реакция окисления:



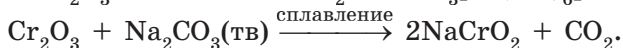
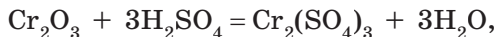
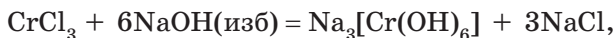
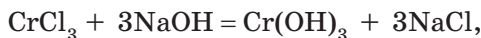
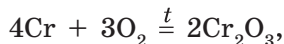
Реакция металлического хрома с кислотой-неокислителем протекает до степени окисления +2 (см. выше), а в присутствии окислителей образуется хром (+3):



Гидроксид хрома(II) проявляет основные свойства, а гидроксид хрома(III) — амфотерные, что проявляется в реакциях со щелочами и кислотами:



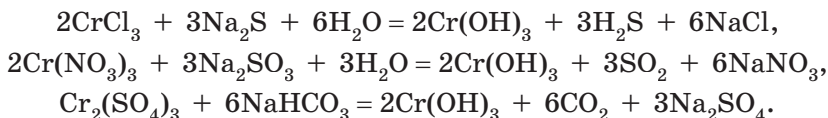
Степень окисления +3 является наиболее устойчивой для хрома. При окислении металлического хрома кислородом при нагревании образуется зелёный оксид Cr_2O_3 , проявляющий амфотерные свойства, а соответствующий ему гидроксид хрома(III) может быть получен из растворов солей хрома(III) при добавлении стехиометрического количества щёлочи или водного раствора аммиака:



Амфотерность гидроксида хрома(III) приводит к тому, что соли хрома(III) очень сильно гидролизуются в водном растворе по ка-

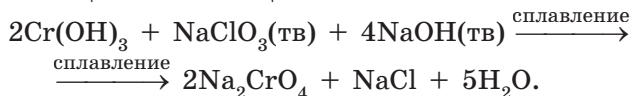


тиону. При сливании растворов солей хрома(III) и солей слабых кислот происходит взаимное усиление гидролиза, которое приводит к образованию слабого основания $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и соответствующей слабой кислоты. С этим связана невозможность получения из водных растворов сульфида, карбоната, сульфита хрома(III):

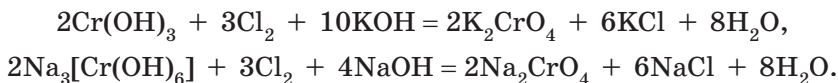


Сульфиды хрома CrS и Cr_2S_3 можно получить прямым взаимодействием простых веществ.

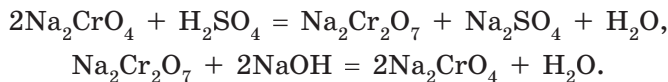
Реакции окисления хрома до высшей степени окисления проводят в щелочных растворах и расплавах. При сплавлении в качестве реагента, создающего щелочную среду, используют щёлочи или карбонаты щелочных и щелочноземельных металлов:



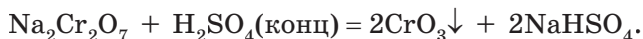
В водном растворе хром до высшей степени окисления можно окислить хлором, бромом, гипохлоритом натрия, перекисью водорода. Реакцию надо проводить в щелочной среде:



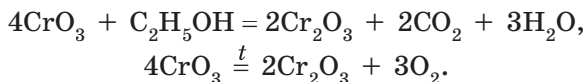
Высшей степени окисления в водном растворе соответствуют хромат и дихромат-анионы. Первый придаёт раствору ярко-жёлтую окраску, второй — оранжевую. Переход из хромат-аниона в дихромат и обратно очень лёгкий, и его возможно осуществлять, изменяя реакцию среды раствора — добавляя щёлочь или кислоту:



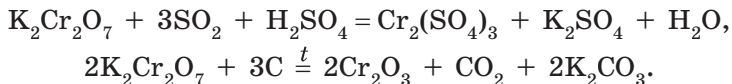
При добавлении к дихромату натрия концентрированной серной кислоты образуется осадок высшего оксида хрома:



CrO_3 — кристаллы красного цвета, очень сильный окислитель:

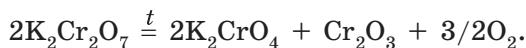


Дихромат калия — классический окислитель, используемый как в неорганическом, так и в органическом синтезе:

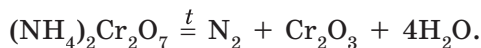


Продуктами восстановления являются соединения хрома(III). Если реакция протекает в кислой среде, то образуются соли, в состав которых входят катионы Cr(III). Если реакция протекает при реакции среды, близкой к нейтральной, то образуется гидроксид хрома Cr(OH)₃. Взаимодействие в щелочной среде приводит к образованию зелёных растворов гидроксокомплексов хрома(III) [Cr(OH)₆]³⁻.

Нагревание дихромата калия приводит к разложению с выделением кислорода:

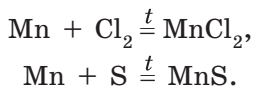


Всем известен опыт под названием «вулканчик» — термическое разложение дихромата аммония. Из оранжевого кристаллического вещества получается зелёный, похожий на пепел, рыхлый порошок оксида хрома(III), а выделение газов похоже на извержение вулкана:

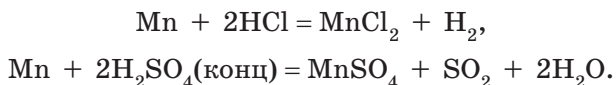


Марганец Mn

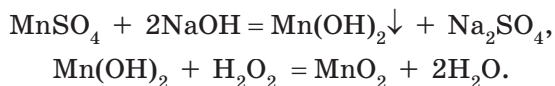
Марганец в соединениях проявляет степени окисления +2, +4, +6, +7. Марганец реагирует со многими неметаллами. Только с очень сильными окислителями, такими как фтор и кислород, получаются степени окисления больше +2. С большинством неметаллов марганец образует соединения в степени окисления +2:



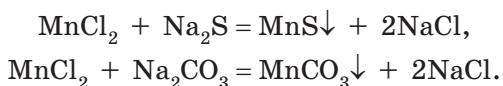
При взаимодействии с кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями получают соли двухвалентного марганца:



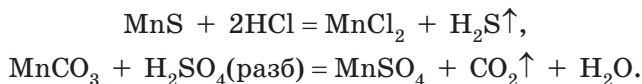
Гидроксид марганца(II) проявляет основные свойства, его можно осадить растворами щелочей или аммиака, образующийся бледно-розовый гидроксид очень легко окисляется, меняя окраску на бурую:



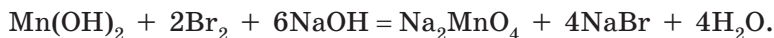
Гидроксид марганца(II) относится к основаниям средней силы, растворы солей марганца и анионов сильных кислот имеют кислую реакцию среды, но степень протекания гидролиза не очень высока. Добавлением к растворам солей марганца сульфидов или карбонатов натрия можно осадить соответствующие плохо растворимые соединения розового цвета:



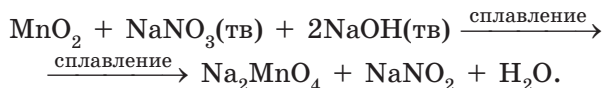
Сульфид марганца нельзя получить из водных растворов солей марганца действием раствора сероводородной кислоты, для его осаждения требуются растворы с более высокой концентрацией сульфид-ионов. Поэтому используют растворимые сульфиды и гидросульфиды щелочных металлов или аммония. Сульфид и карбонат марганца легко растворяются в кислотах-неокислителях:



Окислить марганец до высокой степени окисления возможно в щелочной среде, при этом получают соединения марганца(VI). Окисление можно проводить в растворе или при сплавлении. Окислителями в водном растворе обычно служат хлор, бром или гипохлорит натрия:



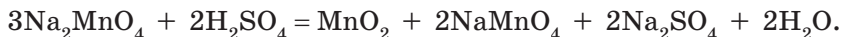
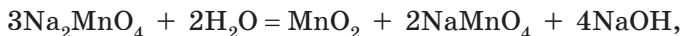
В качестве окислителей при сплавлении используют хлораты или нитраты щелочных металлов, чаще натрия или калия:



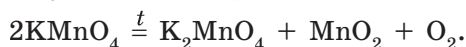
Окисление соединений марганца проводят в щелочной среде. Продуктом окислительно-восстановительной реакции является



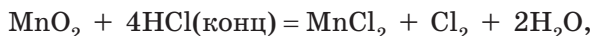
манганат(VI) тёмно-зелёного цвета, устойчивый только в щелочных растворах. При разбавлении таких растворов или подкислении кислотами, не проявляющими восстановительных свойств, происходит диспропорционирование шестивалентного марганца на диоксид марганца (плохорастворимое соединение, которое отделяется фильтрованием раствора) и перманганат:



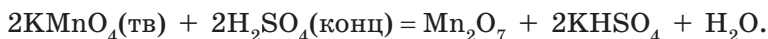
Термическое разложение перманганата калия — это лабораторный способ получения кислорода:



Соединения марганца(IV), (VI) и (VII) проявляют сильные окислительные свойства:



Как и в случае с дихроматом, добавление концентрированной серной кислоты к перманганату калия приводит к образованию высшего оксида марганца:



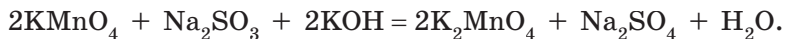
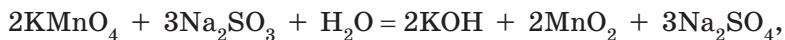
Высший оксид марганца Mn_2O_7 — это тёмно-зелёная маслянистая вязкая жидкость. Оксид марганца(VII) является чрезвычайно сильным окислителем, его реакции с восстановителями протекают очень бурно. Кроме того, оксид марганца(VII) термически неустойчив, и при нагревании, а также просто при хранении разлагается на диоксид марганца и кислород:



Перманганат калия является классическим окислителем, распространённым реагентом, используемым как в неорганическом, так и в органическом синтезе. В зависимости от реакции среды оказываются более устойчивыми различные формы. При проведении реакции в кислой среде происходит образование солей марганца(II), при протекании реакции в нейтральной среде — выпа-



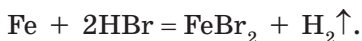
дает осадок MnO_2 тёмно-коричневого цвета, при сильнощелочной реакции среды образуются тёмно-зелёные растворы, содержащие манганат(IV)-анионы MnO_4^{2-} :



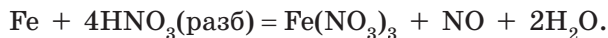
Железо Fe

Железо в промышленности получают в огромных количествах. При первичной переработке руд получают чугуны — это сплавы железа, содержащий небольшое количество углерода. Чугун отличается устойчивостью к коррозии, он прочный, твёрдый, но не пластичный. Благодаря своим свойствам чугуны используют для изготовления высокохудожественных изделий — оград парков, мостов, скульптур (каслинское литьё), посуды, печей, а также различных деталей в машиностроении и судостроении. Последующей переработкой чугуна получают стали — сплавы железа с различными металлами, с очень низким содержанием углерода. Существует очень много марок сталей, которые, в зависимости от своих специфических свойств, широко используются в промышленности, технике и в быту. Давно известны булатная и дамасская стали, использовавшиеся для изготовления холодного оружия — клинков, режущих изделий.

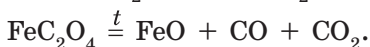
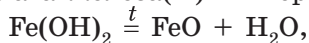
Железо в соединениях проявляет степени окисления +2, +3 и +6. При растворении железа в кислотах-неокислителях образуются соли железа(II):



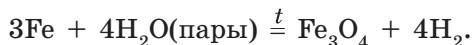
При реакции с кислотами-окислителями образуются соли железа(III):



Оксид железа(II) можно получить термическим разложением гидроксида или оксалата железа(II) в инертной атмосфере:



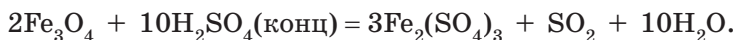
Кроме оксидов железа(II) FeO и (III) Fe_2O_3 , существует ещё смешанный оксид (II,III) Fe_3O_4 , который может быть представлен в виде $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$. Взаимодействие железа с парами воды приводит к образованию железной окалины:



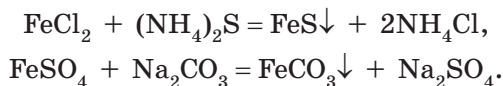
При взаимодействии с кислотами-неокислителями происходит образование двух солей, так как это смешанный оксид:



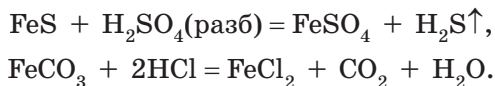
Реакции с кислотами-окислителями приводят к образованию солей железа(III):



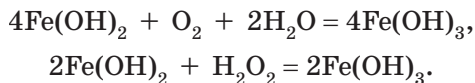
Гидроксид железа(II) является основанием средней силы, реакция среды водных растворов солей железа(II) с анионами сильных кислот слабокислая из-за гидролиза по катиону. Так же, как и в случае с марганцем(II), при добавлении к растворам солей железа(II) растворов сульфидов или карбонатов щелочных металлов или аммония происходит образование осадков плохо растворимых средних солей:



Для осаждения сульфида железа можно использовать растворы солей щелочных металлов и аммония, но не подходит раствор сероводородной кислоты. Этим также объясняется лёгкость растворения этих плохо растворимых соединений в растворах кислот-неокислителей:



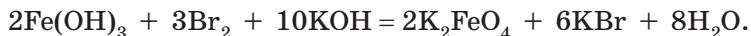
Железо(II), особенно в щелочных растворах, очень легко окисляется до более высокой степени окисления +3:



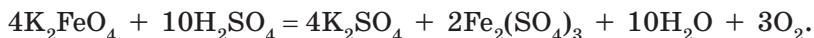
Окисление до более высокой степени окисления возможно более сильными окислителями — бромом, хлором, гипохлоритом



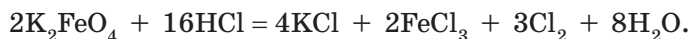
натрия, и только в щелочной среде. При этом получается феррат(VI) щелочного или щелочноземельного металла:



При подкислении происходит растворение осадка, и феррат-ион, являясь сильным окислителем, окисляет воду до кислорода:



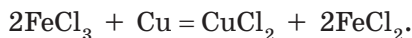
Если в растворе есть восстановители более сильные, чем кислород, то происходит их окисление. Приведён пример с хлорид-ионом; если будут присутствовать ионы аммония, то возможно окисление азота до N_2 :



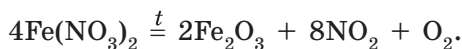
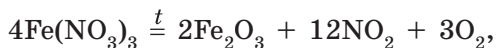
Окислительные свойства также свойственны и соединениям трёхвалентного железа, которое окисляет сульфид-ион до серы, а также иодид-ион до молекулярного иода:



Следует отметить реакцию солей трёхвалентного железа с металлической медью. В результате получают соли двухвалентных катионов:

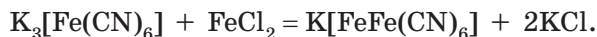


При разложении нитратов железа всегда образуется оксид железа(III):

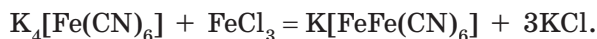


Качественные реакции

На соли железа +2: при добавлении к растворам красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ солей двухвалентного железа образуются синие растворы:

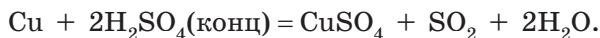
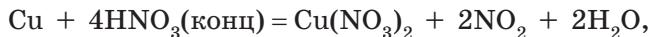


На соли железа +3: при добавлении к растворам жёлтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ солей трёхвалентного железа образуются синие растворы:



Медь Cu

Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 и +2. Медь не растворяется в кислотах-неокислителях, но реагирует с кислотами-окислителями:

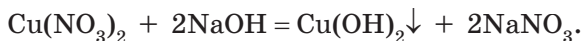


Также медь растворяется в растворе, содержащем нитрат любого металла и любую кислоту, так как создаются необходимые условия — кислая среда и присутствие нитрат-ионов, проявляющих окислительные свойства:



Водные растворы солей меди окрашены в голубой цвет из-за присутствия в них аквакомплексов меди(II).

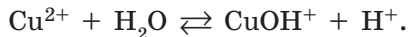
При добавлении щелочей к растворам солей меди(II) образуется плохо закристаллизованный осадок сине-голубого цвета:



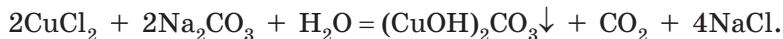
Если добавлять концентрированную щёлочь быстро и без перемешивания, то из-за экзотермичности реакции возможно разложение гидроксида меди до оксида меди(II) чёрного цвета:



Гидроксид меди(II) является основанием средней силы, поэтому в растворах катионы меди(II) подвержены гидролизу:

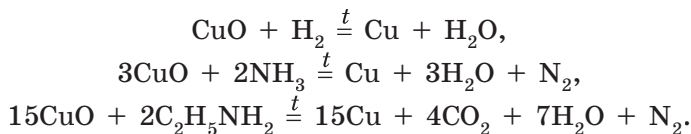


Из-за гидролиза нельзя получить средний карбонат меди(II). При реакции карбоната натрия с солями меди(II) образуется осадок основного карбоната меди, близкого по составу к природному минералу меди — малахиту:

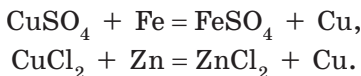


Соединения меди (чаще оксид) можно восстановить до металлической меди различными восстановителями: углём, угарным газом, водородом, аммиаком, аминами, металлами.





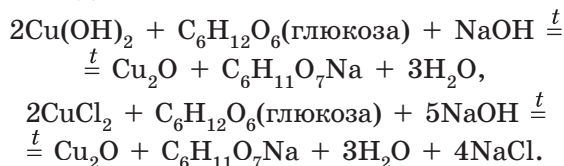
Восстановить медь можно и в растворе. Если в качестве восстановителей использовать более активные металлы, которые в ряду напряжений расположены левее меди, то из водных растворов можно получить металлическую медь:



Другой реакцией, показывающей окислительные свойства соединений меди(II), является взаимодействие с иодид-ионом:

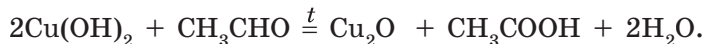


Если в качестве восстановителей в щелочном растворе использовать альдегиды, альдегидоспирты, гидразин, то получаются соединения меди(I):

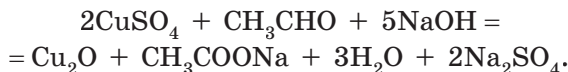


В качестве восстановителя могут быть использованы любые органические соединения с альдегидной группой. Промежуточным продуктом является гидроксид одновалентной меди жёлтого цвета, который достаточно быстро переходит в оксид одновалентной меди красно-коричневого цвета.

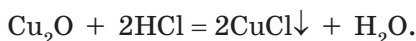
В органической химии часто записывают уравнение реакции следующим образом:



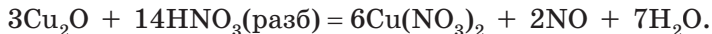
Надо понимать, что эта реакция идёт в щелочной среде и кислота не получается, а получается соль кислоты:



Оксид меди(I) реагирует с кислотами. С галогеноводородными — с образованием соответствующих солей, которые являются плохорастворимыми соединениями:



Если к оксиду меди(I) добавить кислоту-окислитель, то медь полностью окислится до степени окисления +2:



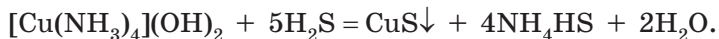
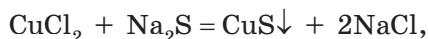
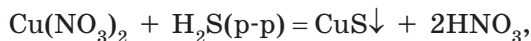
Для меди(I) и меди(II) известно большое число комплексных соединений. Аммиачный комплекс меди(I) используется в органической химии в качественной реакции на алкины с концевой тройной связью. Комплекс $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ бесцветный:



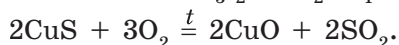
Образование аммиачных комплексов характерно как для одновалентной, так и двухвалентной меди. Аммиачный комплекс меди(II) имеет ярко-синюю окраску, что также является качественной реакцией на катион меди(II) и аммиак:



Катионы меди(I) и (II) образуют устойчивые сульфиды Cu_2S и CuS чёрного цвета, которые также присутствуют в природе. Эти соединения очень устойчивые, относятся к очень плохо растворимым соединениям. Получить их можно взаимодействием растворимых в воде соединений соответствующих катионов меди с сероводородной кислотой или сульфидами. Устойчивость этих соединений настолько высока, что позволяет выделять осадки сульфидов при реакции с комплексными соединениями меди:



Чтобы перевести сульфиды меди в реакционное состояние, их можно растворить в кислотах-окислителях или окислить при нагревании кислородом до оксида меди(II):



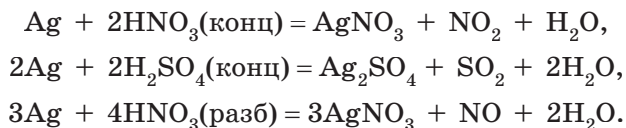
Широко известны сплавы меди: с оловом — это сплав, давший название целой исторической эпохе — бронза; с цинком — латунь; с никелем — мельхиор. Все эти сплавы обладают достаточно



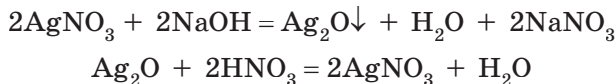
высокой коррозионной стойкостью. Бронзы используют в машиностроении, авиации, судостроении и другой промышленности, а также для изготовления скульптур и памятников, изделий высокохудожественных форм. Латунь, как и бронза, жёлтого цвета, используется для изготовления высокохудожественных изделий и знаков отличия. Мельхиор — сплав серо-серебристого цвета, широко применяется для изготовления посуды, ювелирных и художественных изделий, медицинских инструментов.

Серебро Ag

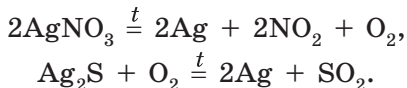
Для серебра характерна одна степень окисления +1. Серебро не относится к активным металлам и растворяется только в кислотах-окислителях:



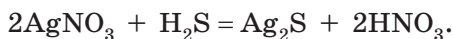
При добавлении щелочей к растворам солей серебра образуется гидроксид серебра, который неустойчив и сразу разлагается на оксид и воду. Гидролиз по катионам серебра не протекает, что свидетельствует о том, что гидроксид серебра — сильное основание.



Оксид серебра термически не очень устойчив (температура разложения 280 °С), поэтому при разложении нитрата и при обжиге сульфида серебра образуется металлическое серебро:



Сульфид серебра — вещество чёрного цвета, он осаждается растворами сульфидов или сероводородной кислоты из водных растворов солей из-за очень низкой растворимости:



Такая низкая растворимость приводит к тому, что сульфид серебра, подобно сульфидам меди(I) и (II), не растворяется в кис-

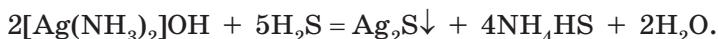
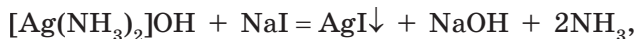
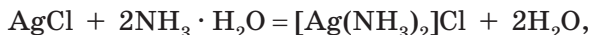


лотах-неокислителях, а реагирует только с кислотами-окислителями:



Для серебра характерно образование комплексных соединений. Например, оксид серебра растворяется в растворе аммиака за счёт образования комплекса.

В растворе аммиака, кроме оксида, растворяются хлорид и бромид серебра, а иодид серебра из-за самой низкой растворимости среди всех галогенидов серебра, наоборот, может быть осаждён из раствора аммиачного комплекса добавлением иодид-ионов. Разрушить аммиачный комплекс можно также добавлением сульфид-ионов в раствор, так как образуется очень плохо растворимый осадок:



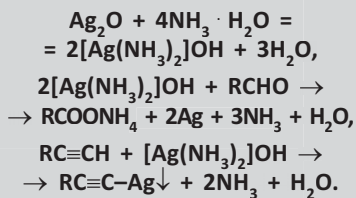
Для растворения иодида (как наименее растворимого из галогенидов), а также остальных плохорастворимых солей серебра можно использовать раствор тиосульфата натрия:



Качественные реакции. Серебро образует плохорастворимые галогениды — хлорид серебра представляет собой белый творожистый осадок, бромид серебра — светло-жёлтый осадок, иодид серебра светло-жёлтый осадок, чуть более интенсивный по цвету, чем бромид. Из водных растворов также легко выпадает очень плохо растворимый сульфид серебра чёрного цвета.

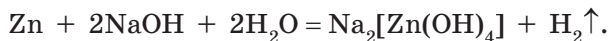
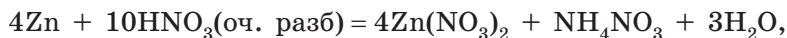
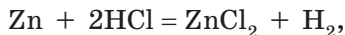


Аммиачный раствор гидроксида диамминсеребра(II) называют реактивом Толленса, он используется в органической химии для качественных реакций на альдегидную группу (реакция «серебряного зеркала») и концевую тройную связь:



Цинк Zn

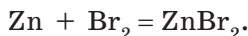
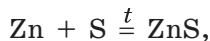
Цинк относится к достаточно активным металлам, в соединениях он проявляет одну степень окисления +2. Он растворяется в кислотах-неокислителях и кислотах-окислителях, а также в растворах щелочей:



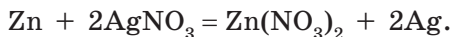
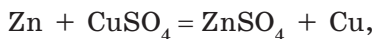
Образование водорода при растворении цинка, так же как и алюминия, в щелочных растворах используют для восстановления многих частиц, которые не проявляют окислительных свойств или являются слабыми окислителями в этих условиях. Водород в момент выделения является сильным восстановителем и восстанавливает азот из нитрат-аниона и нитрит-аниона до аммиака, из органических нитросоединений до соответствующих аминов, хлор из хлорат-аниона до хлорид-аниона:



Являясь активным металлом, цинк реагирует с большинством неметаллов:



Цинк расположен значительно левее водорода в электрохимическом ряду напряжений металлов, поэтому восстанавливает металлы, стоящие в ряду напряжения правее, например, медь и серебро из катионной формы до металла:

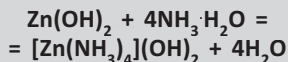


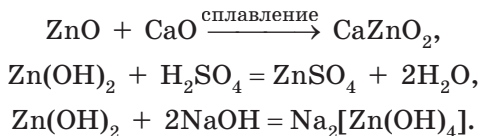
Оксид и гидроксид цинка являются амфотерными соединениями и реагируют как с кислотами и кислотными оксидами, так и с основаниями и основными гидроксидами:



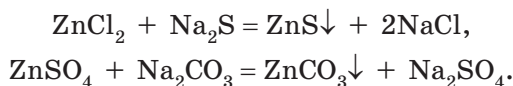
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Получить гидроксид цинка из растворов солей осаждением аммиаком нельзя, полного осаждения не происходит, так как образуется растворимый аммиачный комплекс:

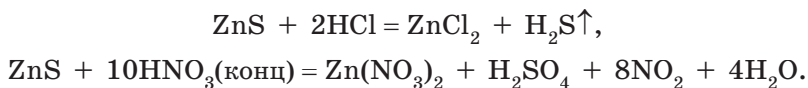




При взаимодействии солей цинка с растворами сульфидов щелочных металлов или аммония, а также карбонатов образуются осадки средних солей:



Осадить сульфид цинка из раствора соли действием сероводородной кислоты нельзя, так как в растворе не хватает необходимой концентрации сульфид-ионов для образования осадка. Поэтому всегда используют соли. С этим же связана лёгкость растворения сульфида цинка — он растворяется в растворах любых сильных кислот:



Карбонат цинка также растворяется в растворах любых сильных кислот.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 Такую же степень окисления, как в CrO_3 , хром имеет в

- 1) CrCl_2 2) Cr_2O_3 3) Cr(OH)_3 4) K_2CrO_4

● **РЕШЕНИЕ.** В CrO_3 степень окисления хрома равна +6. Такую же степень окисления он имеет в хроматах, в частности K_2CrO_4 .

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР 2 С наибольшей скоростью при комнатной температуре взаимодействуют

- 1) цинк (гранулы) и кислород
2) цинк (гранулы) и соляная кислота
3) цинк (порошок) и кислород
4) цинк (порошок) и соляная кислота



● **РЕШЕНИЕ.** Соляная кислота быстрее реагирует с одним и тем же образцом цинком, чем кислород, так как реакция идёт на поверхности, а хлорид цинка легко уходит с поверхности в раствор кислоты. Порошок цинка растворяется в кислоте быстрее, чем гранулы, так как у него при равной массе больше площадь поверхности.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР

3

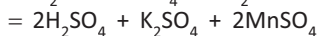
Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и степенью окисления окислителя.

СХЕМА РЕАКЦИИ

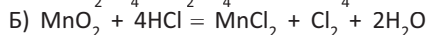
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ



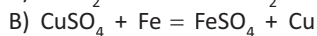
1) +7



2) +3



3) +4



4) +2



● **РЕШЕНИЕ.** А) Окислитель — Mn^{+7} в составе KMnO_4 .

Б) Окислитель — Mn^{+4} в составе MnO_2 .

В) Окислитель — Cu^{+2} в составе CuSO_4 .

Г) Окислитель — Fe^{+3} в составе Fe_2O_3 .

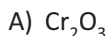
ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
1	3	4	2

ПРИМЕР

4

Среди перечисленных веществ амфотерными оксидами являются:



ОТВЕТ: АГД.

ПРИМЕР

5

Сколько ионов хрома образуется при полной электролитической диссоциации 0,12 моль сульфата хрома(III)?

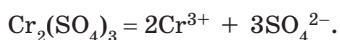
1) 0,06 моль

3) 0,24 моль

2) 0,12 моль

4) 0,36 моль

● **РЕШЕНИЕ.**



$$\nu(\text{Cr}^{3+}) = 2 \cdot \nu(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 0,12 = 0,24 \text{ моль}.$$

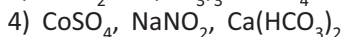
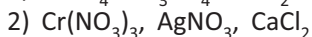
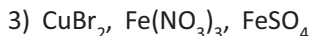
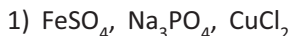
ОТВЕТ: 3.



ПРИМЕР

6

Среди перечисленных веществ выберите группу солей, которые подвержены гидролизу только по катиону.



● **РЕШЕНИЕ.**

1) Na_3PO_4 гидролизуеться только по аниону. Не подходит.

2) CaCl_2 не гидролизуеться. Не подходит.

3) Все соли образованы остатками слабых оснований, поэтому гидролизуются по катиону. Подходит.

4) NaNO_2 и $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ гидролизуются только по аниону. Не подходит.

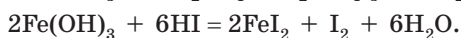
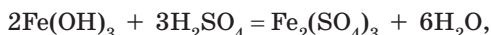
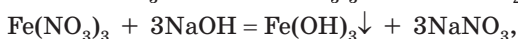
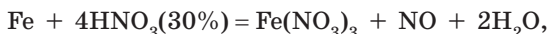
ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

7

Серебристый металл растворили при нагревании в 30%-м растворе азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток щёлочи, при этом образовался бурый осадок, который растворяется в кислотах, например серной. При добавлении к осадку иодоводородной кислоты наблюдается образование чёрного осадка. Напишите уравнения перечисленных реакций.

● **РЕШЕНИЕ.**



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



① Выберите из перечня элементы, высшая степень окисления которых совпадает с номером группы Периодической системы, в которых они находятся.

1) Zn 2) Mn 3) Cu 4) Co 5) Cr

② Выберите вещество, в котором есть только ионные связи.

1) Fe 2) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 3) CoF_2 4) N_2 5) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$



- 3 Для каждого из металлов подберите набор реагентов, с которыми он взаимодействует.

МЕТАЛЛ

- А) Fe
Б) Zn

РЕАГЕНТЫ

- 1) Br_2 , KOH, NaCl, H_3PO_4
2) HNO_3 , NaOH, Cl_2 , Na_2O_2
3) HCl, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_4 , Br_2
4) O_2 , HNO_3 , $\text{CuSO}_4(\text{p-p})$, FeCl_3

- 4 Среди нижеперечисленных соединений выберите те, водные растворы которых имеют кислую среду.

- 1) AgNO_3 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ 4) ZnSO_4

- 5 Установите соответствие между соединением и реакцией среды его водного раствора.

СОЕДИНЕНИЕ

- А) BaO
Б) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
В) $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Г) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$

РЕАКЦИЯ СРЕДЫ

- 1) кислая
2) нейтральная
3) щелочная

- 6 Для перечисленных солей укажите их отношение к гидролизу в водном растворе.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
Б) CH_3COOAg
В) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
Г) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролизуется по катиону
2) гидролизуется по аниону
3) гидролизуется по катиону и по аниону
4) гидролизу не подвергается

- 7 Цинк растворили в щелочном растворе нитрата натрия. Выделившийся газ при нагревании прореагировал с оксидом меди(II), а к раствору добавили азотную кислоту до полной нейтрализации, затем прилили раствор сульфида натрия, при этом образовался белый осадок. Напишите уравнения перечисленных реакций.

- 8 Серебристый металл растворили в соляной кислоте. Через полученный раствор пропустили аммиак, при этом образовался бледно-розовый осадок, который при добавлении концентрированной щёлочи и брома растворился, и раствор приобрёл тёмно-зелё-



ный цвет. Пропускание углекислого газа приводит к изменению цвета раствора на фиолетовый и образованию тёмно-коричневого осадка. Определите, что это за металл и напишите уравнения всех перечисленных реакций.

9 К хлориду железа(III) добавили раствор кальцинированной соды (карбоната натрия). Полученный в ходе реакции осадок реагирует в щелочном растворе с хлором с образованием раствора соединения, которое при добавлении серной кислоты выделяет газ из раствора. При опускании меди в раствор соли железа, полученной на предыдущей стадии, происходит её растворение. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.

10 Железо растворили в соляной кислоте. К полученному раствору прибавили раствор сульфида натрия. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили на воздухе. Выделившийся при прокаливании газ обесцвечивает раствор перманганата калия. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.

11 При растворении голубовато-белого металла в соляной кислоте без доступа воздуха образуется голубой раствор, добавление к которому пероксида водорода приводит к изменению окраски раствора. Если к получившемуся раствору добавить избыток концентрированной щёлочи и гипохлорит натрия, то пойдёт дальнейший процесс окисления и получится раствор жёлтого цвета. Добавление серной кислоты к получившемуся раствору приводит к изменению его окраски на оранжевую. Определите, что за металл был взят, и напишите уравнения всех перечисленных реакций.

12 Тёмно-красный металл растворяется в концентрированной азотной кислоте с образованием раствора, при пропускании через который сероводорода выпадает чёрный осадок. Осадок отфильтровали и нагрели на воздухе, при этом цвет твёрдого остатка не изменился. Нагревание в атмосфере аммиака полученного твёрдого остатка приводит к изменению его окраски на розовую. Определите, что за металл был взят, и напишите уравнения всех перечисленных реакций.



⑬ Растворение меди при нагревании в концентрированной серной кислоте приводит к образованию голубого раствора. При добавлении щёлочи к полученному раствору образуется осадок сине-голубого цвета, который реагирует со щелочным раствором глюкозы с образованием оранжевого осадка. Осадок отфильтровали и растворили в водном растворе аммиака, при этом получился неокрашенный раствор. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.

⑭ Серебристо-белый металл растворяется в кислотах-окислителях, например в азотной. Добавление к полученному раствору щёлочи приводит к образованию чёрно-коричневого осадка, растворимого в водном растворе аммиака. При пропускании сероводорода через полученный аммиачный раствор выпадает чёрный осадок. Определите, о каком металле идёт речь, и напишите уравнения всех перечисленных реакций.

⑮ Железо массой 5,6 г растворили в избытке соляной кислоты. Выделившийся газ собрали и пропустили при нагревании над 10 г оксидом меди(II). После этого твёрдый порошок растворили в избытке концентрированной азотной кислоты. Рассчитайте объём выделившегося при этом газа (н. у.). Напишите уравнения всех протекающих реакций.

⑯ Смесь хрома и цинка разделили на две равные части. Первую часть смеси поместили в избыток раствора щёлочи, при этом выделилось 3,36 л (н. у.) газа. Вторую часть смеси хрома и цинка поместили в избыток соляной кислоты, при этом выделилось 5,56 л (н. у.) газа. Рассчитайте массу исходной смеси металлов. Какой объём воздуха (н. у.) может прореагировать с раствором, полученным при взаимодействии смеси металлов с раствором соляной кислоты? Напишите уравнения всех перечисленных реакций.

⑰ Оксид хрома(III) массой 21,28 г сплавляли с 60 г карбоната натрия и 14,91 г хлората натрия. Получившийся плав растворили в воде. К полученному раствору добавили 277,34 г 20%-го раствора серной кислоты. Рассчитайте массовые доли солей в конечном растворе.



- 18) При нагревании 50 г дихромата калия масса его уменьшилась на 3,44 г. Полученный твёрдый остаток сплавляли с 11,65 г гидроксида калия, полученный сплав растворили в избытке концентрированной соляной кислоты. Рассчитайте объём (н. у.) выделившегося при этом газа. Напишите уравнения всех протекающих реакций.
- 19) При полном разложении перманганата калия выделился газ, который при нагревании может окислить 8 г меди. Твёрдый остаток реакции разложения растворили в избытке концентрированного раствора соляной кислоты. Рассчитайте массу железа, которое прореагирует с выделяющимся газом. Напишите уравнения всех протекающих реакций.
- 20) Железо массой 2,8 г растворили в 24,5 г 80%-го раствора серной кислоты при нагревании. Рассчитайте объём газа (н. у.), который выделится при добавлении избытка карбоната натрия к полученному раствору.
- 21) Смесь нитратов цинка и серебра растворили в 100 мл воды. К полученному раствору добавили 250 г 10%-го раствора сульфида натрия. Выпавший осадок отфильтровали, высушили и прокалили на воздухе. При этом выделился газ, который может обесцветить раствор перманганата калия, содержащий 16,669 г соли. При реакции с избытком соляной кислоты твёрдого вещества, получившегося при прокаливании, остаётся 2,97 г нерастворившегося осадка. Напишите уравнения реакций, рассчитайте массовые доли солей в исходной смеси.
- 22) Электролиз водного раствора, содержащего нитраты меди(II) и серебра, закончили в тот момент, когда раствор полностью обесцветился. Массовая доля вещества в конечном растворе равна 20%, а масса раствора равна 230 г. Масса продуктов, выделившихся на катоде, равна 41,72 г. Напишите уравнения протекающих реакций и определите массовые доли солей в исходном растворе.



ГЛАВА 11 ПРОМЫШЛЕННОЕ ПРОИЗВОДСТВО НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Способы получения некоторых веществ мы обсуждали, рассматривая химию элементов. Но несколько крупнотоннажных промышленных процессов получения неорганических веществ мы рассмотрим отдельно.

Аммиак NH_3

Одним из основных компонентов воздуха является химически достаточно инертный газ — азот N_2 . Проблема связывания азота была решена в начале XX века. Синтез аммиака NH_3 из простых веществ в лабораторных условиях разработал Ф. Габер, а для промышленных условий (к 1913 г.) этот процесс подготовили К. Бош и Ф. Бергиус, за что учёные были удостоены Нобелевских премий (1918 г. — Ф. Габер, 1931 г. — К. Бош и Ф. Бергиус).

Для получения аммиака используют простые вещества азот N_2 и водород H_2 . Реакция образования аммиака:

- протекает только в присутствии катализатора;
- обратимый процесс, поэтому при синтезе аммиака создают повышенное давление, чтобы сместить равновесие в сторону продукта реакции;
- экзотермический процесс, но, несмотря на негативное влияние повышения температуры на положение равновесия реакции, его проводят при повышенной температуре, чтобы обеспечить необходимую скорость реакции (при низкой температуре скорость очень низкая):

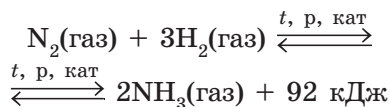


Схема промышленной установки представлена на рисунке 11.1.

Азот для синтеза берут из воздуха — его получают ректификацией (перегонкой) сжиженного атмосферного воздуха. Водород для синтеза ам-

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

В настоящее время синтез аммиака проводится при температуре около 500°C , давление в реакционной системе — около 300 атм, в качестве катализатора используют губчатое железо с добавками (промоторами) — оксидами кальция, алюминия, калия.

аммиак может быть получен конверсией природного газа (метана или его газообразных гомологов), конверсией оксида углерода с водяным паром, разделением коксового газа, газификацией твёрдого топлива, крекингом метана.

Смесь азота и водорода подают в *колонну синтеза* (рис. 11.1). Здесь азот и водород при повышенной температуре и давлении проходят через катализатор. В колонне синтеза протекает реакция синтеза аммиака. При прохождении через катализатор, расположенный в колонне синтеза, в реакцию вступает только около 20% газов. Газы, вышедшие из колонны синтеза, попадают в *холодильник (или конденсатор)*, в котором газовая смесь охлаждается и аммиак конденсируется в жидкость. Это возможно благодаря большой разнице температур кипения азота ($-196\text{ }^{\circ}\text{C}$), водорода ($-253\text{ }^{\circ}\text{C}$) и аммиака ($-33\text{ }^{\circ}\text{C}$). Далее смесь газов и жидкости попадает в *сепаратор*, где разделяются жидкая и газовая фазы. Жидкий аммиак, продукт синтеза, собирается отдельно, а газовая смесь попадает далее в *циркуляционный компрессор* и заново запускается в цикл синтеза аммиака вместе со свежей порцией смеси водорода и азота.

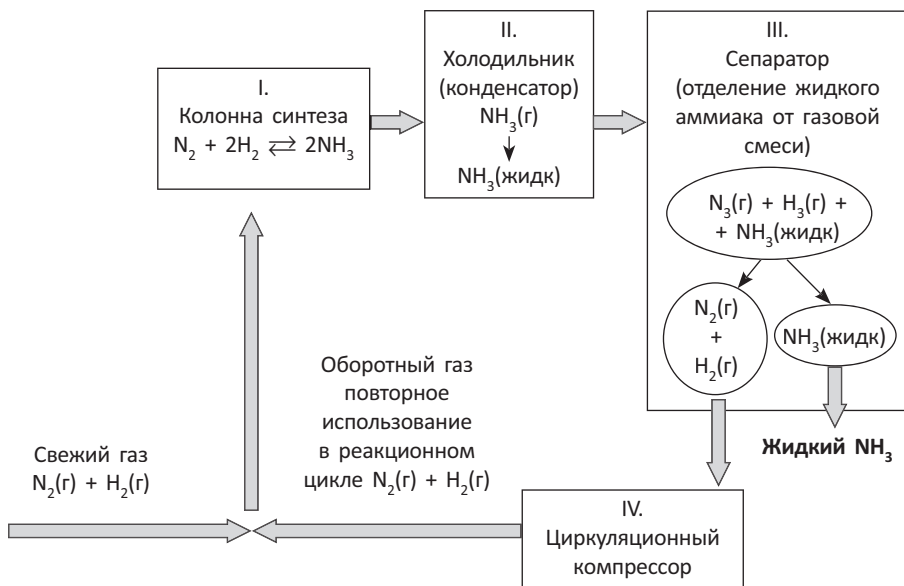


РИСУНОК 11.1.

Схема производственного цикла синтеза аммиака



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Жидкий аммиак при попадании на кожу вызывает сильные ожоги, поэтому надо работать в защитных перчатках, а если попадание на кожу произошло, необходимо промыть её большим количеством воды. При содержании газообразного аммиака более чем 0,5% по объёму в воздухе, он сильно раздражает слизистые оболочки, при более высоком содержании аммиака возможно сильное отравление с тяжёлыми последствиями. Первая помощь — вывести пострадавшего на свежий воздух.

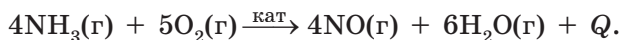
Аммиак является хорошим источником азота для дальнейших процессов химического синтеза — получения азотных удобрений, азотной кислоты, взрывчатых веществ, соды, хладагентов и др., поэтому производство аммиака является одним из самых многотоннажных.

Азотная кислота HNO_3

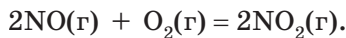
Известно несколько способов синтеза азотной кислоты, здесь мы рассмотрим современный метод (рис. 11.2).

Аммиак подвергают окислению кислородом воздуха. Это каталитический процесс, протекающий в присутствии платино-родиевого катализатора, сопровождающийся выделением большого ко-

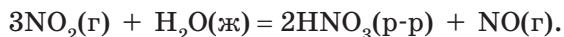
личества энергии в виде тепла. Процесс проводят в *контактном аппарате* при температуре около 900°C . Перед тем как попасть в контактный аппарат, аммиак и воздух смешиваются, нагреваются и сжимаются до давления порядка $0,7\text{ МПа}$ (7 атм). Таким образом, из *смесителя газов* выходит подготовленная воздушно-аммиачная смесь, которая затем попадает в *контактный аппарат*, где протекает реакция окисления аммиака:



Далее газовая смесь несколько охлаждается в *холодильнике*, после чего происходит реакция окисления кислородом воздуха монооксида азота NO до диоксида азота NO_2 :

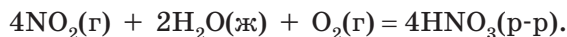


Следующий этап — абсорбция диоксида азота в присутствии кислорода воздуха водой, протекающая в *абсорбционной колонне*:



В присутствии кислорода воздуха идёт реакция окисления монооксида азота до диоксида азота, и суммарная реакция может быть записана следующим образом:

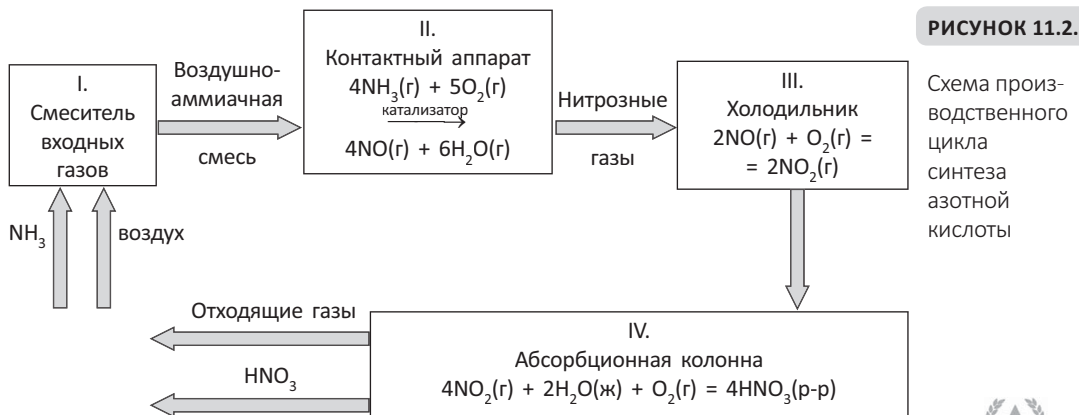




Из абсорбционной колонны получают водный раствор азотной кислоты и отходящие газы, которые представляют собой оставшиеся оксиды азота, кислород и азот. Раньше выбросы отходящих газов производства азотной кислоты можно было распознать по окраске — дым из заводской трубы шёл оранжево-бурого цвета, поэтому его называли «лисий хвост». Сейчас отходящие газы поглощают, не допуская выбросов в атмосферу. Кислота, получаемая в промышленности, имеет концентрацию от 60 до 68%, что объясняется образованием азеотропной смеси с водой при 68% по массе, которую нельзя разделить перегонкой, или же из 68%-го раствора получают 98%-й раствор кислоты, используя осушители, в первую очередь — концентрированную серную кислоту.

ВАЖНО ЗНАТЬ!

Азотная кислота — сильный окислитель и нитрующий агент. При попадании HNO_3 на кожу возможен химический ожог, поэтому работать с азотной кислотой необходимо в защитных перчатках. При попадании её на кожу необходимо промывание большим количеством проточной воды. После контакта с азотной кислотой на коже остаётся жёлтый след из-за реакции нитрования с белками, включающими остатки аминокислот с ароматическими радикалами — *ксантопротеиновая реакция*.



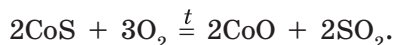
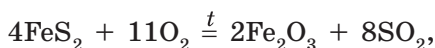
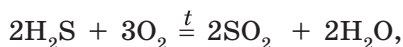
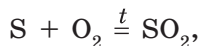
Азотная кислота производится в больших количествах, она используется в неорганическом и органическом синтезе для получения разнообразных нитросоединений, взрывчатых веществ, удобрений, красителей, искусственных волокон.

Серная кислота

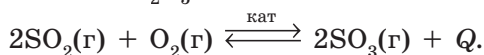
Для получения серной кислоты необходима сера, природными источниками которой являются самородная сера (относительно небольшие запасы), достаточно широко распространённые сульфиды переходных металлов, сероводород и сульфаты металлов. Сульфидные и сульфатные руды металлов служат источником и серы, и самих металлов.

Существует несколько методов синтеза серной кислоты, но мы рассмотрим только современный контактный способ (рис. 11.3).

Первой стадией обработки является реакция сжигания серы или сероводорода в избытке кислорода воздуха или окислительного обжига сульфидных руд, в результате чего получают сернистый газ:



В природных ископаемых наряду с серой могут содержать селен, теллур, мышьяк и другие неметаллы в форме различных соединений, поэтому при обжиге получается сернистый газ с примесями оксидов других *p*-элементов. Чтобы не происходило отравления катализатора при последующем синтезе, сернистый газ тщательно очищают от примесей. Смесь диоксида серы с кислородом подаётся в *компрессор*, из которого смесь попадает в *теплообменник*. В теплообменнике поступающая смесь газов нагревается отходящими газами из контактного аппарата до необходимой температуры, и после этого смесь SO_2 и O_2 , нагретая до 400–420 °С, поступает в *контактный аппарат*. В контактном аппарате смесь проходит через твёрдый катализатор (на производстве твёрдый катализатор называют контактом), и в результате реакции образуется высший оксид серы SO_3 . Реакция сернистого ангидрида с кислородом обратима, является экзотермической, протекает в присутствии катализатора (катализатором служит высший оксид ванадия V_2O_5 с добавками оксида калия):



Получаемый продукт SO_3 разлагается при высокой температуре, поэтому необходимо внимательно следить за температурным режимом в контактном аппарате. В контактном аппарате есть теплообменники, которые и охлаждают смесь газов после прохождения части реакции на катализаторе, и нагревают новые порции сернистого газа. Очень важное значение имеет поддержание температуры реакционной смеси. Полнота протекания реакции окисления близка к 100%. Получаемая нагретая смесь газов (в основном SO_3) поступает обратно в теплообменник, где остывает, нагревая новую порцию смеси сернистого ангидрида с кислородом. Из теплообменника триоксид серы в виде жидкости попадает в ряд абсорбционных колонн, в которых происходит орошение концентрированной серной кислотой для поглощения синтезированного триоксида серы. Полученный раствор SO_3 в H_2SO_4 (олеум) далее смешивают с водой в необходимых пропорциях для получения растворов серной кислоты требуемой концентрации. Поглощение высшего оксида серы водой не проводят из-за очень высокого экзотермического эффекта — выделяющегося в этом случае тепла достаточно для перевода части веществ в газовую фазу и образования тумана из серной кислоты, который тяжело сконденсировать в жидкую фазу.

При получении серной кислоты также протекает экзотермический процесс при смешении олеума с водой. Необходимо помнить, что олеум и концентрированную серную кислоту приливают к воде, а не наоборот.

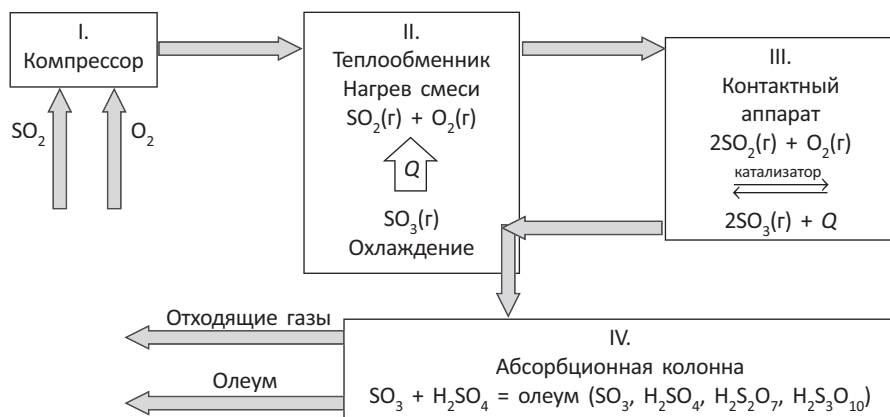


РИСУНОК 11.3.

Схема производственного цикла синтеза серной кислоты



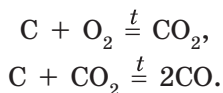
Серную кислоту используют для получения фосфорной и азотной кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов, в большом числе органических и неорганических процессов, для травления металлов.

Серная кислота является окислителем в концентрированных растворах, при массовой доле больше 70%. Более важным свойством серной кислоты является её водоотнимающая способность. Концентрированную серную кислоту используют как водоотнимающее средство во многих неорганических и органических реакциях, с этим же связано действие серной кислоты на кожу. При попадании кислоты на кожу первым делом необходимо промыть поражённый участок большим количеством воды.

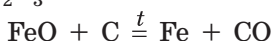
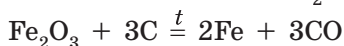
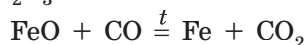
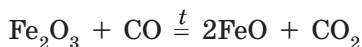
Производство чугуна и стали

Железо в виде сплавов производится в огромном количестве (около миллиарда тонн в год), все остальные металлы получают в значительно меньшем объёме. В качестве сырья используют оксиды железа Fe_2O_3 или Fe_3O_4 . Переработка оксидов железа может быть разделена на два этапа. Первый этап — восстановление углеродом (коксом) или монооксидом углерода (угарным газом, оксидом углерода(II)). При этом образуется чугун — железо с определённым содержанием углерода. Второй этап заключается в дальнейшей переработке чугуна — частичном удалении углерода, содержащегося в исходном чугуне, и добавлении определённых металлов для получения стали с заданными характеристиками.

Производство чугуна проводят в доменных печах (шахтные печи). Современные доменные печи — это сооружения очень больших размеров, высотой более 30 метров, построенные из огнеупорного кирпича и других огнеупорных материалов. В печь загружают горючее — древесный уголь, каменноугольный кокс, руду и флюсы. Снизу печи через специальные отверстия — фурмы — подаётся воздух, необходимый для горения кокса. При этом протекают реакции:

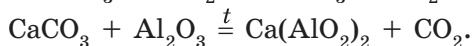
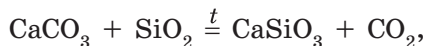


Руда при нагревании начинает реагировать с коксом и с угарным газом. Температура в печи зависит от уровня, на котором находится руда с коксом: в самом низу — около 1500 °С, а сверху печи — около 500 °С. Образующееся железо представляет собой тяжёлую жидкость (температура плавления железа 1535 °С, плотность около 8 г/мл), которая стекает в низ печи (горн) в ходе реакции восстановления.



В результате контакта жидкого железа и кокса полученное жидкое железо превращается в жидкий чугун.

В любой руде содержатся примеси. Для их удаления добавляют вещества, которые будут с примесями образовывать легкоплавкие шлаки. В процессе получения чугуна примесями являются оксид кремния SiO_2 и оксид алюминия Al_2O_3 (песок и глина), а также фосфаты, сульфаты и др. Оксид железа(II) образует соединения и с оксидом кремния, и с оксидом алюминия, что приводит к потере железа. Чтобы этого не происходило, кроме руды и кокса, в доменную печь загружают карбонат кальция CaCO_3 — известняк:



Образуются прочные соединения с катионами кальция, легкоплавкие и менее плотные, чем жидкое железо, поэтому в доменной печи расплавленные шлаки находятся над жидким железом. Это позволяет через специальное отверстие в печи производить отвод шлака (сначала это отверстие забито глиной). Жидкое железо сливается через другое отверстие, расположенное в самом низу доменной печи.

Получаемое таким образом железо называют чугуном, он содержит более 2% углерода по массе, а также в небольшом количестве примеси других металлов и неметаллов.

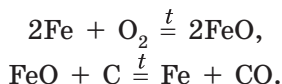
ВАЖНО ЗНАТЬ!

Чугун обладает низкой механической прочностью, он не ковкий, его химическая стойкость зависит от состава. Чугун по своим физическим свойствам очень хорошо подходит для изготовления различных предметов методом литья. Для придания чугуна определённых свойств в него вводят добавки — таким образом получают легированный чугун.

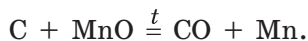
Большая часть чугуна идёт на производство сталей. В состав сталей входят также другие металлы, придающие стали определённые свойства. Передел чугуна в сталь может осуществляться двумя методами — *конвертерным* и *мартеновским*. В настоящее время на крупных производствах от мартеновского способа получения отказываются из-за большого загрязнения окружающей среды.

ВАЖНО ЗНАТЬ!
Сталь — это сплав на основе железа, со значительно меньшим, чем в чугуне, содержанием углерода — не больше 2% по массе.

При конвертерном способе чугун заливают в ёмкость, по форме напоминающую грушу, со стенками из огнеупорных материалов, и через специальные отверстия продувают воздух или кислород. Кислород, попадая в горячий чугун, частично окисляет металл до оксидов, при этом выделяется большое количество тепла, что поддерживает реакцию в жидком состоянии, а образовавшийся оксид восстанавливается углеродом, присутствующим в чугуне, до металла:



Также при конвертерном способе возможно добавление в чугун оксидов переходных металлов, при нагревании происходит реакция с углеродом, приводящая к уменьшению содержания углерода в сплаве и образованию добавок соответствующего *d*-металла:



При содержании в полученном сплаве большого количества оксида проводят раскисление — добавление дополнительного количества чугуна, содержащего определённые количества углерода.



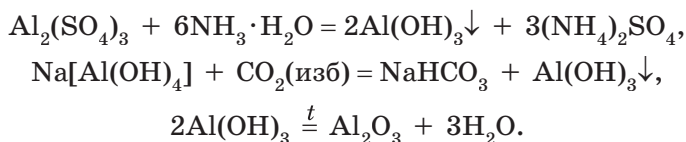
Кроме конвертерного и кислородно-конвертерного способов, сейчас для выплавки сталей определённых марок используют *электросталеплавильный* способ.

Существует большое количество марок сталей. Добавление тех или иных легирующих добавок позволяет изменять коррозионную устойчивость стали, плотность, твёрдость, электропроводность, жаропрочность и другие характеристики, важные для различных областей науки и техники.

Получение алюминия Al

Металлургическое производство можно разделить на чёрную и цветную металлургию. К первой относится получение сплавов железа — чугуна и стали. Ко второй относится получение меди, цинка и других металлов, в том числе и алюминия. Алюминий является одним из самых распространённых элементов (первый среди металлов) в земной коре. Природными источниками алюминия являются бокситы, нефелины, каолины, алуниты, основным или одним из основных компонентов которых является оксид алюминия Al_2O_3 . Основными примесями в алюминийсодержащих природных ископаемых являются кремнезём SiO_2 и оксид железа Fe_2O_3 .

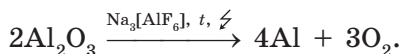
Первой и очень важной стадией производства является получение чистого глинозёма Al_2O_3 , которую проводят, основываясь на различии поведения основного вещества и примесей в кислых и щелочных растворах. Обработка природного сырья кислотой позволяет отделить основную часть оксида кремния. Обработка растворами щелочей или сплавление с содой приводит к отделению соединений железа(III), которые в щелочном растворе остаются в виде осадка, а алюминий переходит в растворимый гидроксокомплекс. В конце первой стадии — очистки — получают чистый гидроксид алюминия, который прокаливают для получения оксида алюминия — глинозёма, для дальнейшего получения алюминия:



**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Природный минерал Al_2O_3 называется *корунд*. Крупные прозрачные кристаллы используются как драгоценные камни. Примеси хрома окрашивают корунд в красный цвет, и такие камни называют рубинами или яхонтами. Примеси других металлов, часто железа и титана, приводят к образованию корундов другого цвета — синего, зелёного, их называют сапфирами. Кристаллический оксид алюминия обладает высокой твёрдостью, огнеупорными свойствами, низкой реакционной способностью. Сейчас производят большое количество искусственных сапфиров и рубинов, которые применяют в качестве часовых камней — деталей часовых механизмов. Искусственный корунд — алунд — используется для изготовления керамических изделий для химического синтеза — тиглей, лодочек, трубок и др., которые используют для проведения высокотемпературных синтезов благодаря их огнеупорности и низкой реакционной способности.

Чистый оксид алюминия имеет высокую температуру плавления 2072°C . Для снижения температуры плавления готовят раствор оксида алюминия в расплавленном криолите $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Температура плавления такой двухкомпонентной системы значительно ниже, чем у чистого алюминия, это позволяет получать жидкую фазу при температурах $950\text{--}980^\circ\text{C}$. Также увеличивается электропроводность полученной жидкой фазы по сравнению с расплавом чистого оксида алюминия. Полученный расплав (раствор оксида алюминия в криолите) подвергают электролизу, в качестве электродов работают железный катод и графитовый анод. На катоде алюминий восстанавливается и из-за более высокой плотности, чем у расплава, опускается на дно электролитической ванны, откуда периодически сливается через специальные отверстия. На аноде проходят окисление и выделение кислорода. Однако кислород, являющийся окислителем, графитовый анод, способный быть восстановителем, и высокая температура приводят к протеканию последующей реакции выделяющегося кислорода с материалом анода, при этом образуются оксиды углерода, что приводит к большому расходу графитовых анодов. Суммарно реакцию получения алюминия можно записать в следующем виде:



Алюминий, а также металлы IA и IIA подгрупп являются очень активными металлами, хорошими восстановителями, и из водных растворов их получить в виде простых веществ нельзя.

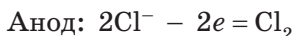
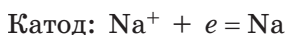
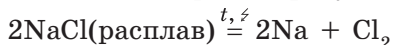


Метод, разработанный уже более 100 лет назад, требует затрат большого количества электричества и большого расхода графитовых анодов. Однако, за исключением некоторых локальных усовершенствований, метод промышленного получения алюминия остаётся неизменным до настоящего времени.

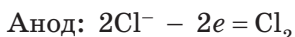
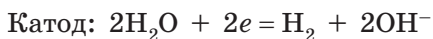
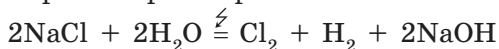
Алюминий производится в больших масштабах, он необходим для получения сплавов, используемых в машино- и авиастроении, широко используется в электротехнике, в химической промышленности как восстановитель для получения ряда металлов, в качестве компонента термитных смесей, также алюминий находит применение в быту.

Получение щелочных и щелочноземельных металлов

Щелочные и щелочноземельные металлы — одни из самых активных металлов, очень хорошие восстановители, и это обуславливает возможные способы их получения — наиболее широко используется электролиз расплавов хлоридов. Например, при электролизе расплава хлорида натрия продуктом восстановления, выделяющимся на катоде, является натрий, а продуктом окисления, который образуется на аноде, — хлор.



Получить щелочные и щелочноземельные металлы электролизом водных растворов их солей, например хлоридов, нельзя, так как на катоде будет происходить восстановление и выделение водорода, а не металла. Таким способом получают хлор и водород из растворов (рассолов) хлорида натрия, а из полученного после электролиза раствора извлекают техническую щёлочь.



Удобрения

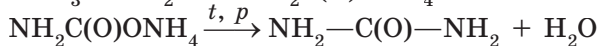
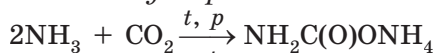
Вещества природного или синтетического происхождения, содержащие химические элементы, необходимые для роста, развития и питания растений, называют *удобрениями*.



Так, с древних времён при возделывании земли люди вносят в почву экскременты домашних животных (скота и птицы), золу, вулканический пепел, известняк, перепревшие остатки растений. Все эти вещества удобряют землю, что приводит к получению богатого урожая.

В настоящее время химическая промышленность производит большое количество минеральных (неорганических) и органических удобрений. Минеральные удобрения делятся на три большие группы: фосфорные, азотные и калийные удобрения в соответствии с содержащимися в них необходимыми растениям макроэлементами. В сельском хозяйстве также широко применяются сложные удобрения, сочетающие в себе несколько макроэлементов.

Азотные удобрения



Мочевина, или карбамид $\text{NH}_2\text{—C(O)—NH}_2$



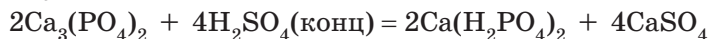
Аммиачная селитра NH_4NO_3

Реже используются натриевая, или чилийская, и кальциевая селитры NaNO_3 и $\text{Ca(NO}_3)_2$.

Фосфорные удобрения

Фосфоритная мука — перемолотый фосфорит, состава $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$

Простой суперфосфат — смесь гидро- и дигидрофосфатов кальция, сульфата кальция и апатита:



Калийные удобрения

Карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (природное ископаемое)



Сложные (комплексные) удобрения

Калийная, или индийская, селитра KNO_3

Аммофос и диаммофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



① Выберите четыре правильных утверждения о промышленном производстве аммиака.

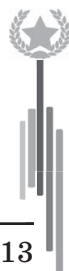
- 1) Реакция синтеза аммиака — каталитический процесс.
- 2) Для синтеза аммиака используют водород воздуха.
- 3) Аммиак, полученный в колонне синтеза, выделяют из реакционной смеси растворением в воде.
- 4) Синтез аммиака проводится при повышенном давлении.
- 5) При синтезе аммиака применяют принцип циркуляции (многократное использование непрореагировавших водорода и азота).
- 6) Для синтеза аммиака используют азот воздуха.

② Выберите три промышленных метода использования аммиака.

- 1) производство азотной кислоты
- 2) наполнение воздушных шаров и аэростатов
- 3) производство соды
- 4) производство серной кислоты
- 5) производство азотных удобрений
- 6) получение азота

③ Выберите три правильных утверждения о производстве азотной кислоты.

- 1) Сырьём для промышленного производства азотной кислоты являются селитры — природные ископаемые нитраты.
- 2) Сырьём для промышленного производства азотной кислоты является аммиак.
- 3) В абсорбционной колонне поглощение диоксида азота водой происходит в присутствии кислорода.
- 4) В абсорбционной колонне диоксид азота поглощают водой в атмосфере инертного газа.
- 5) В процессе синтеза азотной кислоты катализатор используется на стадии окисления аммиака.
- 6) В процессе синтеза азотной кислоты катализатор используется на стадии окисления диоксида азота.



④ Выберите три способа применения азотной кислоты в лаборатории и в промышленности.

- 1) промышленный синтез аммиака
- 2) получение нитросоединений в органическом синтезе
- 3) лабораторный метод получения водорода реакцией с металлами
- 4) промышленное производство удобрений
- 5) производство искусственного волокна
- 6) осушение серной кислоты в лаборатории

⑤ Выберите четыре правильных утверждения о промышленном производстве серной кислоты.

- 1) Сырьём для промышленного производства серной кислоты могут служить сульфидные руды.
- 2) Единственным сырьём для производства серной кислоты является самородная сера.
- 3) Окисление диоксида серы до триоксида — каталитический процесс.
- 4) Окисление диоксида серы до триоксида — экзотермический процесс.
- 5) На выходе из абсорбционной колонны получают разбавленную серную кислоту.
- 6) На выходе из абсорбционной колонны получают олеум.

⑥ Выберите четыре правильных утверждения о промышленном производстве серной кислоты.

- 1) В результате окислительного обжига сульфидной руды получают оксид металла и диоксид серы.
- 2) Поглощение триоксида серы водой или водным раствором кислоты — сильно экзотермический процесс.
- 3) Каталитической стадией производства серной кислоты является обжиг сульфидов.
- 4) Окисление диоксида серы до триоксида — эндотермический процесс.
- 5) В теплообменнике поступающая реакционная смесь диоксида серы и кислорода нагревается газами, выходящими из контактного аппарата.
- 6) Произведённую серную кислоту выгоднее транспортировать в виде олеума.



- 7) Выберите четыре правильных утверждения о чугунае.
- 1) Чугун — продукт переработки стали.
 - 2) Чугун выплавляют в доменных печах.
 - 3) В доменном процессе оксид железа(III) восстанавливают до металла углеродом (коксом) и оксидом углерода(II).
 - 4) Чугун — это железо, основной примесью в котором является кремний.
 - 5) Большую часть произведённого чугуна перерабатывают в сталь.
 - 6) Чугун — продукт чёрной металлургии.
- 8) Выберите четыре правильных утверждения о стали.
- 1) Сталь — это сплавы на основе железа.
 - 2) Сталь является сырьём для производства чугуна.
 - 3) Один из методов производства стали из чугуна — конвертерный способ.
 - 4) При переделе чугуна в конвертер продувается кислород.
 - 5) Специальные сорта стали получают электрометаллургическим способом.
 - 6) При переделе чугуна в конвертер добавляют кокс.
- 9) Выберите четыре правильных утверждения о производстве алюминия.
- 1) Производство алюминия относится к цветной металлургии.
 - 2) Алюминий получают из оксида алюминия (глинозёма).
 - 3) Алюминий восстанавливают из расплавленного оксида коксом.
 - 4) Криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ добавляют к оксиду алюминия для повышения выхода металла.
 - 5) Алюминий получают электролизом раствора оксида алюминия в расплавленном криолите.
 - 6) Для производства алюминия чистый оксид алюминия получают прокаливанием осаждённого гидроксида.

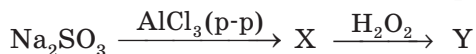


- 10) Выберите четыре правильных утверждения об удобрениях.
- 1) Удобрения — это вещества исключительно природного происхождения.
 - 2) Химические удобрения производятся промышленностью в больших количествах.
 - 3) Макроэлементами, необходимыми для роста, развития и плодоношения растений, являются азот, фосфор и калий.
 - 4) Селитры — это азотные удобрения.
 - 5) Вещества KNO_3 и $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ относятся к сложным удобрениям.
 - 6) Мочевина — это фосфорное удобрение.



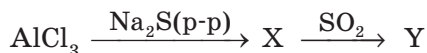
ГЛАВА 12 ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. КОМБИНИРОВАННЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

- ① Определите конечное вещество Y в схеме превращений:



- 1) H_2S 2) O_2 3) S 4) H_2SO_4

- ② Определите конечное вещество Y в схеме превращений:



- 1) Na_2SO_3 2) H_2SO_4 3) S 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- ③ Определите вещества X и Y в схеме превращений:



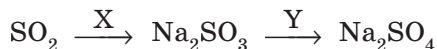
- 1) $\text{X} - \text{H}_2$, $\text{Y} - \text{SO}_3$ 3) $\text{X} - \text{Al}$, $\text{Y} - \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц})$
 2) $\text{X} - \text{C}$, $\text{Y} - \text{CuSO}_4$ 4) $\text{X} - \text{CO}_2$, $\text{Y} - \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб})$

- ④ Определите вещества X и Y в схеме превращений:



- 1) $\text{X} - \text{HCl}$, $\text{Y} - \text{Cl}_2$ 3) $\text{X} - \text{H}_2\text{SO}_4$, $\text{Y} - \text{Mg}$
 2) $\text{X} - \text{H}_2$, $\text{Y} - \text{KOH}$ 4) $\text{X} - \text{NaOH}$, $\text{Y} - \text{O}_2$

- ⑤ Определите вещества X и Y в схеме превращений:



- 1) $\text{X} - \text{NaNO}_3$, $\text{Y} - \text{SO}_3$ 3) $\text{X} - \text{NaCl}$, $\text{Y} - \text{CuSO}_4$
 2) $\text{X} - \text{Na}_2\text{O}$, $\text{Y} - \text{BaSO}_4$ 4) $\text{X} - \text{NaOH}$, $\text{Y} - \text{H}_2\text{SO}_4$

- ⑥ Определите вещества X и Y в схеме превращений:



- 1) $\text{X} - \text{K}_2\text{CO}_3$, $\text{Y} - \text{HNO}_3$ 3) $\text{X} - \text{CO}_2$, $\text{Y} - \text{NO}_2$
 2) $\text{X} - (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Y} - \text{AgNO}_3$ 4) $\text{X} - \text{NaHCO}_3$, $\text{Y} - \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$



- 7) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2
- 2) O_2
- 3) H_2O
- 4) HNO_3
- 5) CO_2

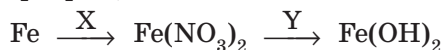
- 8) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2O
- 2) O_2
- 3) CO_2
- 4) C
- 5) H_2SO_4

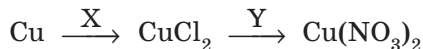
- 9) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) NO_2
- 2) AgNO_3
- 3) H_2O
- 4) KOH
- 5) KNO_3

- 10) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) HCl
- 2) Cl_2
- 3) KClO_3
- 4) NaNO_3
- 5) AgNO_3



- 11) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) Cl_2
- 2) HCl
- 3) H_2O
- 4) KOH
- 5) H_2

- 12) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) HCl
- 2) Cl_2
- 3) H_2O
- 4) KOH (р-р, изб)
- 5) Na_2CO_3 (р-р)

- 13) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2S
- 2) SO_2
- 3) H_2SO_4
- 4) KCl
- 5) HCl

- 14) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) H_2S
- 2) S
- 3) C
- 4) HCl
- 5) NaCl



- 15) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) CaCl_2
- 2) CaSO_4
- 3) Ca(OH)_2
- 4) AgNO_3
- 5) HNO_3

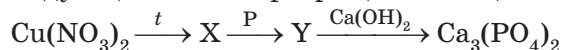
- 16) Дана схема превращений:



Из приведённого списка выберите вещества X и Y.

- 1) CO_2
- 2) KOH
- 3) BaCl_2
- 4) NaCl
- 5) Cl_2

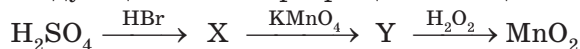
- 17) Задана следующая схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) H_2O
- 2) P_2O_5
- 3) N_2
- 4) KOH
- 5) CuO
- 6) O_2

- 18) Задана следующая схема превращения веществ:



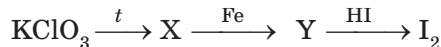
Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.

- 1) KBr
- 2) O_2
- 3) NO_2





- 19) Задана следующая схема превращения веществ:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X и Y.



- 20) Хром растворили в избытке соляной кислоты. Через полученный раствор пропустили ток хлора. Далее к раствору прибавили гидроксид натрия и пероксид водорода. К полученному жёлтому раствору добавили нитрат бария до обесцвечивания раствора. Напишите уравнения четырёх перечисленных реакций.

- 21) Перманганат калия прокалили. Выделившийся газ использовали для обжига сульфида марганца(II). Полученное твёрдое вещество прореагировало с бромом в щелочном растворе, а выделившийся газ — с раствором гексагидроксохромата(III) калия. Напишите уравнения четырёх перечисленных реакций.

- 22) Газ, выделившийся на аноде при электролизе водного раствора хлорида натрия, пропустили в раствор щёлочи. Одна из полученных в ходе реакции солей реагирует в щелочном растворе с гидроксидом марганца(II) с образованием тёмно-зелёного раствора. При добавлении соляной кислоты раствор обесцвечивается и выделяется жёлто-зелёный газ. Напишите уравнения четырёх перечисленных реакций.

- 23) Продукт взаимодействия цинка и серы при нагревании растворили в избытке концентрированной азотной кислоты. К полученному раствору добавили карбонат бария. Осадок отфильтровали и прокалили с углём. Напишите уравнения четырёх перечисленных реакций.



- 24 Слили два раствора — карбоната натрия и хлорида хрома(III). Осадок отфильтровали и нагрели с нитратом и карбонатом калия. Сплав растворили в воде и добавили раствор хлорида бария. Осадок отфильтровали и обработали концентрированной серной кислотой. Напишите уравнения четырёх перечисленных реакций.
- 25 Марганец растворили в 20%-й азотной кислоте. Полученный раствор выпарили, а твёрдый остаток прокалили. К образовавшемуся чёрно-бурому веществу добавили концентрированную соляную кислоту и наблюдали выделение жёлто-зелёного газа, который пропустили через нагретый раствор щёлочи. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 26 Фосфор растворили в концентрированном растворе гидроксида бария, выделившийся газ сожгли с образованием белого порошка. К оставшемуся раствору добавили серную кислоту до прекращения выделения осадка, который отфильтровали. Полученный раствор обесцветил подкисленный раствор перманганата калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 27 Хром нагрели в атмосфере хлора. Образовавшееся вещество растворили в воде и добавили избыток раствора карбоната калия. Выделившийся осадок отфильтровали и растворили в избытке щёлочи. К полученному раствору добавили пероксид водорода, в результате чего раствор приобрёл жёлтый цвет. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 28 Оксид хрома(VI) растворили в щёлочи. Образовавшийся раствор жёлтого цвета при подкислении серной кислотой изменил цвет на оранжевый. Через полученный раствор пропустили оксид серы(IV) и получили раствор зелёного цвета, из которого при добавлении раствора карбоната калия выпадает осадок. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 29 Перманганат калия прокалили на воздухе. Полученную твёрдую смесь обработали водой, к нерастворившемуся остатку чёрного цвета добавили концентрированную соляную кислоту, при этом выделился жёлто-зелёный газ. К оставшемуся раствору прилили избыток щёлочи, выпавший осадок отфильтровали и нагрели при 200 °С до постоянной массы. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



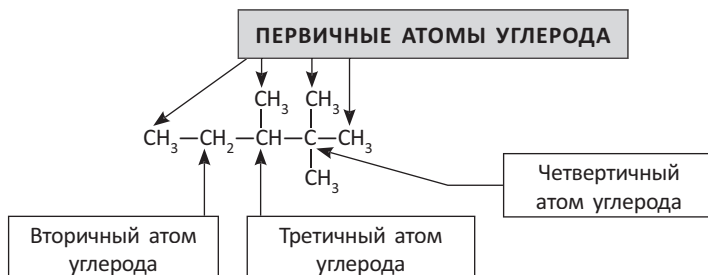
- 30) Оксид меди(II) растворили в строго необходимом количестве серной кислоты. К полученному раствору добавили раствор карбоната натрия, при этом выделился газ и выпал зелёный осадок, который отфильтровали и прокалили. Твёрдый остаток чёрного цвета нагрели и пропустили над ним ток водорода, в результате чего цвет твёрдого вещества изменился на розово-красный. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 31) Азот объёмом 1,12 л (н.у.) прореагировал с избытком кислорода в электрическом разряде. Продукт реакции был окислен кислородом. Полученный бурый газ вместе с кислородом пропустили через 200 мл воды. Рассчитайте массовую долю вещества в полученном растворе.
- 32) Слили 20 г 5%-го раствора нитрата меди(II) и 10 г 10%-го раствора хлорида натрия. После этого стали проводить электролиз раствора, который остановили, когда масса раствора уменьшилась на 0,7155 г. К оставшемуся раствору добавили 10 г 10%-го раствора нитрата серебра. Рассчитайте массовые доли веществ (в %) в полученном растворе. Ответы округлите до сотых.
- 33) 31,8 г карбоната натрия сплавляли с 15,2 г оксида хрома(III). Полученный плав растворили в избытке раствора соляной кислоты. Выделившийся при этом газ пропустили через 295 г 10%-го раствора тетрагидроксоалюмината натрия. Рассчитайте массовые доли веществ (в %) в конечном растворе. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.
- 34) 6,2 г фосфора прореагировало с 64 г брома. Полученные вещества растворили в 300 мл воды и пропустили в раствор ток хлора объёмом 2,24 л (н.у.). К полученному раствору добавили 105 г карбоната бария. Рассчитайте массовые доли веществ (в %) в конечном растворе. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.
- 35) Нитрат серебра прокалили, а в выделившемся газе нагрели 13 г цинка. Полученный твёрдый остаток растворили в 100 г 30%-го раствора гидроксида натрия, при этом выделилось 3,136 л (н.у.) газа. Рассчитайте массу нитрата серебра. Напишите уравнения всех перечисленных реакций.



ГЛАВА 13 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Химию соединений углерода выделяют в особый раздел науки — органическую химию. Это связано с тем, что по числу соединений углерод значительно превосходит все другие элементы. Причина разнообразия органических соединений заключается в электронном строении атома углерода, в его способности образовывать устойчивые цепочки самой различной длины, в которых атомы углерода соединены друг с другом одинарными, двойными или тройными связями. Цепочки, состоящие из углеродных атомов, могут иметь разветвления. Органические соединения, в которых атомы углерода образуют цепочки, называют ациклическими. Если хотя бы некоторые атомы углерода, входящие в состав органической молекулы, замкнуты в цикл, такие вещества называют карбоциклическими. В состав цикла могут входить и другие атомы, отличные от углерода, например кислород, сера или азот. В этом случае говорят о гетероциклическом органическом соединении. Последовательность атомов углерода, соединённых химическими связями, называют углеродным скелетом молекулы. Атомы углерода могут быть связаны с различным числом атомов углерода. В зависимости от числа соседних атомов углерода данный атом С называют первичным (один соседний атом С), вторичным (два атома углерода), третичным (три атома углерода) и четвертичным (четыре атома углерода). Первичные атомы углерода располагаются на концах молекулы.

СХЕМА 13.1.



Однако они могут иметь различную гибридизацию — sp^3 , sp^2 и sp (табл. 13.1), которая определяет геометрию данного фрагмента молекулы. В образовании кратных связей (двойных и тройных) наряду с σ -участвуют и π -связи. При наличии в молекуле последних свободное вращение вокруг связи затруднено.

ВАЖНО ЗНАТЬ!
Атомы углерода, входящие в состав органических веществ, всегда имеют валентность, равную четырём.

Тип	Идеальный валентный угол	Кратные связи	Число π -связей	Примеры молекул	Электронное строение
sp^3	$109^\circ 28'$	нет	0	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$	
sp^2	120°	1 двойная	1	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	
sp	180°	2 двойные или 1 тройная	2	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ $\text{CH}\equiv\text{CH}$	

ТАБЛИЦА 13.1.

Типы гибридизации атомов углерода в органических веществах

Органические вещества, состоящие только из атомов углерода и водорода, называют углеводородами.

Большинство других органических веществ можно рассматривать как их функциональные производные, то есть продукт замещения в молекуле углеводорода одного или нескольких атомов водорода на функциональную группу (табл. 13.2).

ВАЖНО ЗНАТЬ!
Именно функциональная группа обуславливает принадлежность вещества к тому или иному классу органических соединений и его реакционную способность в химических реакциях.

ТАБЛИЦА 13.2.

Важнейшие функциональные группы и соответствующие им классы органических соединений

Обозначение	Название	Название	Классы соединений
—F, —Cl, —Br, —I	Фтор- Хлор- Бром- Иод-	Галоген	Галогено-производные
—OH	-ол, гидрокси-*	Гидроксильная группа, гидроксил	Спирты, фенолы
$\begin{array}{c} \\ \text{C}=\text{O} \\ \end{array}$	-аль (альдегид) -он (кетон)	Карбонильная группа, карбонил	Альдегиды, кетоны
—COOH	-карбоновая кислота	Карбоксильная группа, карбоксил	Карбоновые кислоты
—NO ₂	нитро-	Нитрогруппа	Нитросоединения
—NH ₂	-амин, амино-*	Аминогруппа	Амины

* название в приставке (при наличии старшей группы), для галоген-производных и нитросоединений — всегда в приставке

ВАЖНО ЗНАТЬ!

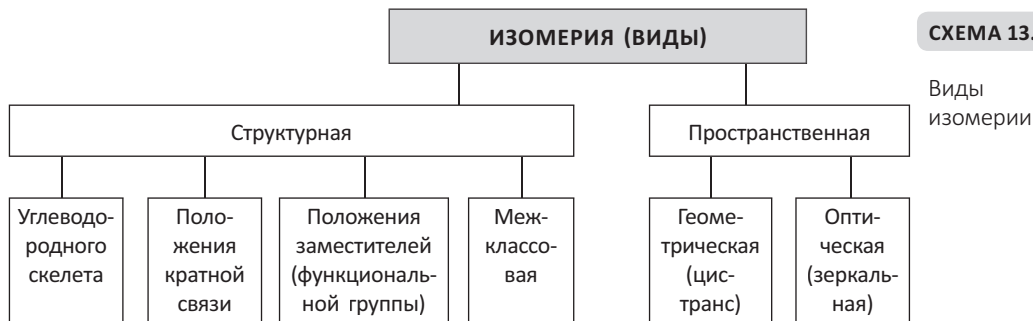
Свойства веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка связи атомов в молекуле, т.е. от структуры молекул. Эта теория впервые объяснила существование изомеров.

Согласно структурной теории органических соединений, огромный вклад в которую внёс А. М. Бутлеров, атомы в молекулах соединены между собой в определённой последовательности согласно их валентности.



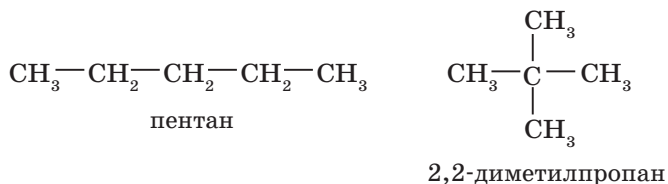
Изомеры — вещества, имеющие одинаковый состав молекулы, но разное строение и, как следствие, разные свойства.

Все изомеры можно разделить на два класса — *структурные* и *пространственные* (схема 13.2).

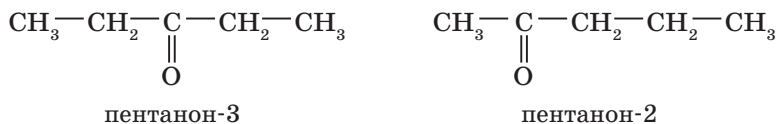


Структурные изомеры имеют разный порядок соединения атомов в молекуле. Они могут отличаться

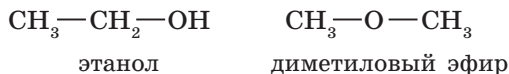
1) строением углеродных скелетов:



2) положением заместителя или кратной связи в молекуле:



3) функциональной группой, то есть относиться к различным классам органических соединений (*межклассовые изомеры*):

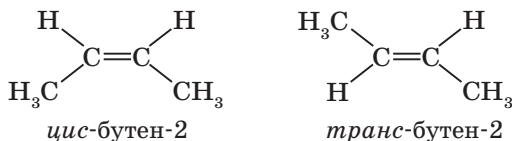


Структурные изомеры различаются между собой по физическим свойствам (температуры плавления и кипения). Межклассовые изомеры сильно различаются по химическим свойствам.

Пространственные изомеры (*стереоизомеры*) характеризуются различным взаимным расположением атомов в пространстве при одинаковом порядке их соединения.

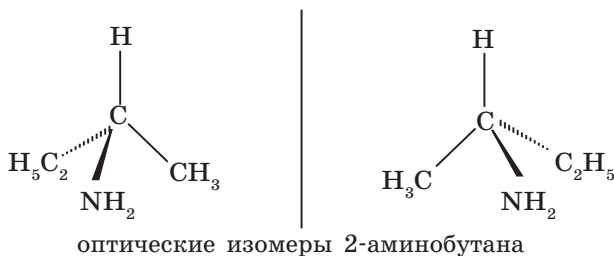


1. *Цис-транс*-изомеры существуют у соединений, молекулы которых содержат двойную связь или жёстко зафиксированный цикл (циклоалканы). В *цис*-изомерах заместители у различных атомов углерода находятся по одну сторону от некоторой плоскости, в *транс*-изомерах — по разную:



В данном примере CH_3 -группы расположены по разные стороны от плоскости, проходящей по линии двойной связи перпендикулярно плоскости молекулы. *Цис-транс*-изомеры различаются по физическим, а в некоторых случаях и по химическим свойствам.

2. *Оптическая изомерия (хиральность)* характерна для молекул, зеркальные отображения которых не совместимы друг с другом при любых поворотах в пространстве, как правая и левая руки. Таким свойством обладают молекулы, имеющие *асимметрический центр* — атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями.



Многие физические и химические свойства оптических изомеров одинаковы. Однако их химическая активность может различаться в реакциях с другими соединениями, также обладающими оптической активностью. Это явление носит название *стереоспецифичности*.

Сходные по строению органические соединения объединяют в гомологические ряды.

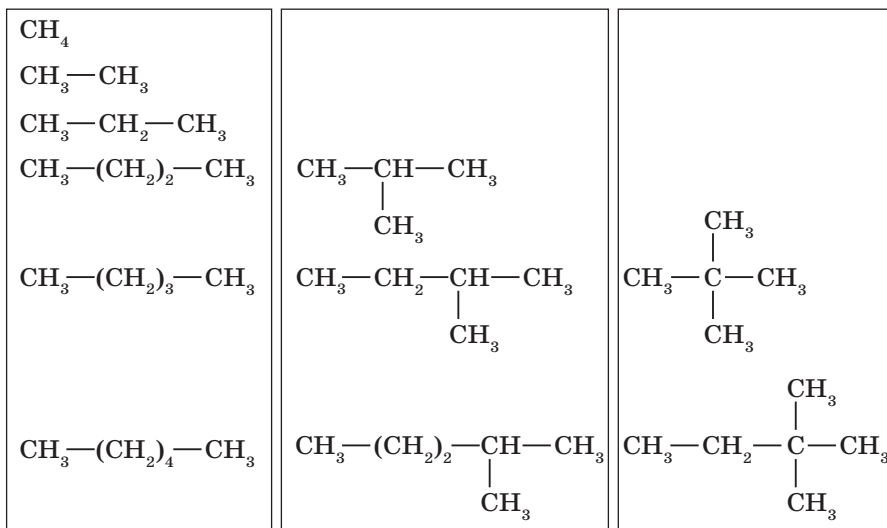
Гомологами называют вещества сходного строения, состав которых отличается на одну или несколько групп CH_2 .



Гомологи имеют не только сходное строение, но и близкие химические свойства. Благодаря гомологии становится возможным не описывать химические свойства каждого органического вещества, а говорить о химических свойствах веществ определённого гомологического ряда.

Классы органических соединений объединяют в себя бесконечное число гомологических рядов, характеризующихся общей формулой. Так, класс алканов имеет формулу $C_n H_{2n+2}$, он объединяет в себе гомологические ряды метана, 2-метилбутана, 2,2-диметилпропана и т.д. (схема 13.3).

СХЕМА 13.3.

 Гомологи-
ческие ряды
алканов


Свойства вещества определяются взаимным влиянием атомов в молекуле, как связанных между собой химическими связями, так и непосредственно не связанных. Взаимное влияние атомов имеет электронную природу. В его основе лежит распределение электронной плотности в молекуле.

Названия органических соединений составляют в соответствии с правилами номенклатуры. В настоящее время общепринятыми являются правила номенклатуры, разработанные ИЮПАК (Международным союзом чистой и прикладной химии), их ещё называют Женевской номенклатурой. Система номенклатуры опирается на понятия «углеродный скелет молекулы» и «функциональная группа». Все органические соединения рассматриваются как про-



изводные углеводов, в молекулах которых часть водородных атомов заменена на функциональные группы или углеводородные радикалы. Для составления названия:

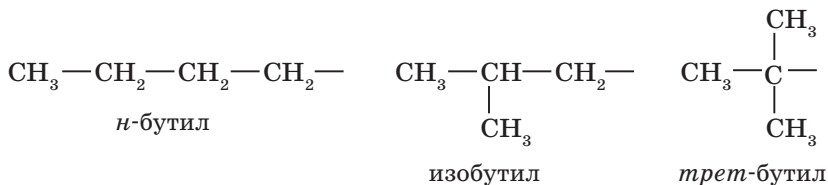
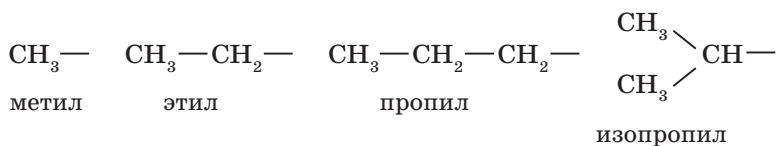
1. В молекуле выбирают *главную углеродную цепь*. Название углеводорода, соответствующего главной цепи, и будет корнем составляемого названия.

2. Атомы углерода в главной цепи нумеруются таким образом, чтобы атом, к которому присоединён заместитель (углеводородный радикал или функциональная группа), получил возможно меньший номер.

3. Перед корнем указываются положение заместителя цифрой и название заместителя. Если в молекуле несколько одинаковых заместителей, то используют приставки *ди-*, *три-* и т.д. Если же в молекуле имеются разные заместители, их названия перечисляют в алфавитном порядке.

4. Органическое вещество относят к тому или иному классу в зависимости от того, какая функциональная группа в его молекуле является старшей. Старшинство функциональных групп уменьшается в следующем ряду: $\text{COOH} > \text{C=O} > \text{OH} > \text{NH}_2$. К корню названия прибавляется окончание, после которого цифрой указывается положение старшей группы в молекуле. Все остальные функциональные группы рассматриваются как заместители, и их названия выносятся в приставку.

Заместители, входящие в состав органической молекулы, иногда называют радикалами, их обозначают в формуле буквой R. Названия *предельных радикалов* производятся от названий соответствующих алканов с заменой окончания *-ан* на *-ил*:

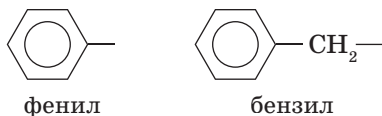


Для разветвлённых радикалов существуют правила построения названий с использованием приставок *изо-*, *нео-*, *втор-*, *трет-* (см. алканы).

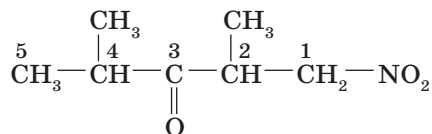
Для двух простейших *непредельных радикалов* используют тривиальные названия:



Ароматические радикалы также имеют тривиальные наименования:



Рассмотрим вещество

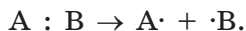


В данном примере корнем названия будет «пентан», заместителями в молекуле являются две метильные группы в положениях 2 и 4 и нитро-группа в положении 1 (нумерация произведена так, чтобы положения заместителей обозначались возможно меньшими номерами). Старшей функциональной группой является карбонильная группа, расположенная у третьего атома углерода, следовательно, соединение относится к классу кетонов (окончание *-он*). Полное название соединения будет таким:

2,4-диметил-1-нитропентанон-3.

Многие соединения имеют тривиальные названия. Например, этановую кислоту принято называть уксусной, а метаналь — формальдегидом. Такие названия надо запоминать.

Свободными радикалами называют электронейтральные частицы, содержащие неспаренные электроны. Они образуются в результате *гомолитического* разрыва ковалентной связи. При этом пара электронов, образующая связь, делится таким образом, что каждая из частиц получает по одному электрону:

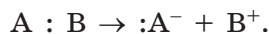


Реакции с участием свободных радикалов протекают на свету, в газовой фазе, под действием инициаторов — веществ, которые легко образуют свободные радикалы. В качестве инициаторов радикальных реакций часто используют органические пероксиды — производные пероксида водорода.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Ионные реакции протекают в полярных растворителях, которые стабилизируют ионы за счёт ион-дипольного взаимодействия. Часто эти процессы являются каталитическими.

Полярные ковалентные связи часто подвергаются *гетеролитическому* разрыву, когда оба электрона связи остаются с одной из образующихся частиц. Так молекула распадается на два иона — анион и катион:

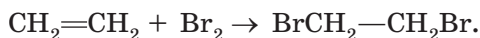


В органической химии принято разделять реакции на три простейших типа.

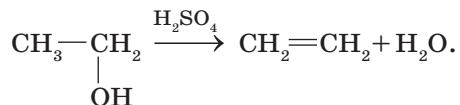
1. Реакции замещения:



2. Реакции присоединения:



3. Реакции отщепления:



Обратите внимание, что в число реакций замещения попадают реакции между простым и сложным и даже двумя сложными веществами, в результате которых образуются два сложных вещества.

Многие окислительно-восстановительные реакции в органической химии удобно анализировать с позиций потери и приобретения молекулой органического вещества атомов водорода и кислорода. Вещество окисляется, если оно теряет атомы Н и (или) приобретает атомы О (схема 13.4).



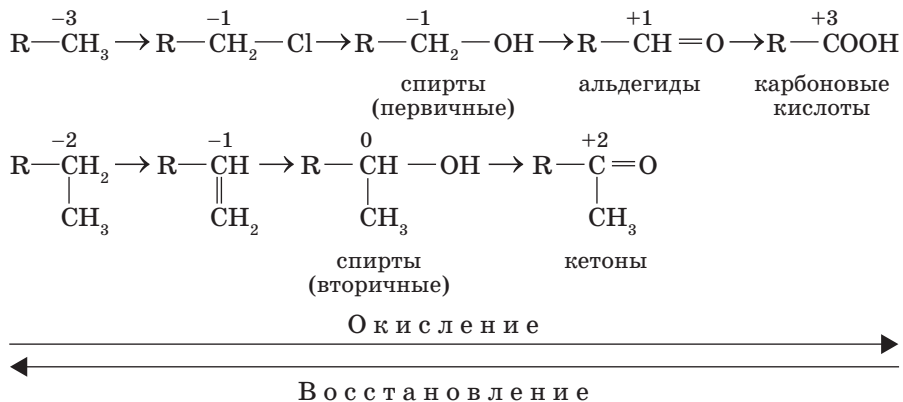


СХЕМА 13.4.

Примеры процессов окисления и восстановления в органической химии

Чтобы расставить степени окисления в молекуле органического вещества, удобно поступать следующим образом. Молекулу разбиваем на блоки, на каждый из которых приходится по одному атому углерода. Суммарный заряд каждого блока принимаем равным нулю, как у отдельной молекулы. Зная степени окисления других элементов (O -2, H +1, Cl -1 и т.д.) и исходя из уравнения электронейтральности, находим степень окисления каждого из атомов углерода (рис. 13.1).

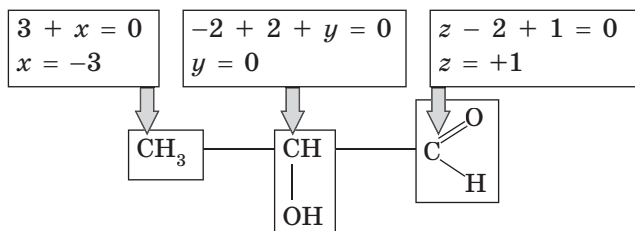


РИСУНОК 13.1

Расчёт степеней окисления атомов углерода

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1 Выберите пары структурных изомеров.

- 1) этанол и этандиол
- 2) пропин и пропен
- 3) *цис*-гексен-2 и *транс*-гексен-3
- 4) бутен и изобутан
- 5) гексен-1 и циклогексан



● **РЕШЕНИЕ.** Изомерами называют вещества, имеющие один и тот же качественный и количественный состав (одну и ту же формулу), но разное строение и свойства. Этанол и этандиол (этиленгликоль) — это спирты, одноатомный и двухатомный. Они отличаются по составу и изомерами не являются. Пропин C_3H_4 и пропен C_3H_6 также не могут быть изомерами. Они относятся к разным классам органических соединений: пропин к алканам, а пропен к алкенам. *Цис*-гексен-2 и *транс*-гексен-3 имеют одну и ту же формулу C_6H_{12} , это алкены, они отличаются расположением двойной связи (изомеры положения кратной связи). Гексен-1 и циклогексан также имеют формулу C_6H_{12} , они служат примером межклассовой изомерии.

ОТВЕТ: 35.

ПРИМЕР 2

В молекулах каких веществ все атомы углерода имеют одинаковый тип гибридизации?

- 1) бутен-2
- 2) толуол
- 3) пропин
- 4) 2,2,4-триметилпентан
- 5) этин

● **РЕШЕНИЕ.** Гибридизацию атома углерода в молекуле можно определить по количеству образуемых им кратных связей. При отсутствии кратных связей (4 одинарные связи) атом углерода находится в состоянии sp^3 -гибридизации, при наличии одной двойной связи — в sp^2 -гибридизации, а при наличии двух двойных или тройной связи — в sp -гибридизации. В молекуле бутена-2 атомы углерода при двойной связи имеют гибридизацию sp^2 , а расположенные на концах цепи — sp^3 -гибридизацию. В молекуле толуола у атомов углерода в бензольном кольце sp^2 -гибридизация, а в метильной группе sp^3 -гибридизация. Пропин и этин — алкины, в них у атома углерода при тройной связи sp -гибридизация, но у пропина есть ещё один атом углерода с sp^3 -гибридизацией. 2,2,4-триметилпентан — алкан, а все атомы углерода в алканах и циклоалканах находятся в sp^3 -гибридизации.

ОТВЕТ: 45.

ПРИМЕР 3

В молекулах каких веществ нет π -связей?

- 1) пропен
- 2) этанол
- 3) пропаналь



- 4) циклопропан
- 5) пропановая кислота

● **РЕШЕНИЕ.** Ковалентные связи разделяют на два основных типа — σ -связи и π -связи. В σ -связях максимум электронной плотности лежит на линии, соединяющей центры ядер, а в π -связях — по сторонам от этой линии. Все одинарные связи — это σ -связи, а в кратных связях есть одна σ -связь, а остальные — π -связи. Чтобы ответить на вопрос задания, достаточно найти среди вариантов ответа вещества, которые не содержат кратных связей. Это — этанол и циклопропан.

ОТВЕТ: 24.

ПРИМЕР

4

В молекулах каких веществ π -связи способны взаимодействовать друг с другом, образуя единую π -систему?

- 1) 2-метилбутадиен-1,3
- 2) акриловая (пропеновая) кислота
- 3) бутен-2
- 4) олеиновая кислота
- 5) бутанон

● **РЕШЕНИЕ.** Если две π -связи в молекуле разделены одной одинарной связью (σ -связью), их электронные облака способны к перекрыванию. Это приводит к тому, что в молекуле или какой-то её части образуется единая π -система. Примером такой π -системы служит молекула бензола, в которой три двойные связи полностью делокализованы, то есть все связи C—C в молекуле равноценны. Для ответа на вопрос задания достаточно выбрать из перечня названия веществ, в которых две кратные связи разделены одной одинарной. Это — 2-метилбутадиен-1,3 и акриловая (пропеновая) кислота.

ОТВЕТ: 12.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



① Выберите гомологи бутанола-1.

- 1) пропанол-1
- 2) глицерин
- 3) бутанол-2
- 4) 2-метилбутанол-1
- 5) бутандиол-1,2



- 2) У каких веществ нет геометрических изомеров?
- 1) бутен-2
 - 2) бутин-2
 - 3) пентен-2
 - 4) пентен-1
 - 5) гептен-3
- 3) π -Электронные системы толуола и стирола
- 1) содержат одинаковое число электронов
 - 2) состоят из 6 и 8 электронов соответственно
 - 3) содержат чётное число электронов
 - 4) состоят из 6 электронов
 - 5) отсутствуют
- 4) Выберите пары веществ, являющихся изомерами.
- 1) триметиламин и 2-нитропропан
 - 2) бутин-2 и циклобутан
 - 3) пентен-1 и 2-метилбутен-2
 - 4) пропандиол-1,2 и пропаналь
 - 5) бутанол-2 и диэтиловый эфир
- 5) Установите соответствие между парой изомеров и типом изомерии, который им соответствует: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ПАРА ИЗОМЕРОВ

- А) этанол и диметиловый эфир
- Б) пентан и 2,2-диметилпропан
- В) бутен-1 и бутен-2

ТИП ИЗОМЕРИИ

- 1) геометрическая изомерия
- 2) изомерия положения кратной связи
- 3) межклассовая изомерия
- 4) изомерия углеродного скелета



6) Установите соответствие между парой изомеров и типом изомерии, который им соответствует: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ПАРА ИЗОМЕРОВ

- А) 2,2,4-триметилпентан и октан
Б) пентен и метилциклобутан
В) *цис*-бутен-2 и *транс*-бутен-2

ТИП ИЗОМЕРИИ

- 1) изомерия углеродного скелета
2) изомерия положения кратной связи
3) геометрическая изомерия
4) межклассовая изомерия

7) Установите соответствие между формулой органического вещества и общей формулой гомологического ряда, к которому это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
Б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3$
В) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$

ФОРМУЛА ГОМОЛОГИЧЕСКОГО РЯДА

- 1) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$
2) C_nH_{2n}
3) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$
4) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}\text{O}$

8) Установите соответствие между формулой органического вещества и общей формулой гомологического ряда, к которому это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
Б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
В) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

ФОРМУЛА ГОМОЛОГИЧЕСКОГО РЯДА

- 1) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$
2) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$
3) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$
4) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_2$

9) Установите соответствие между названием органического вещества и классом, к которому это вещество принадлежит: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.



НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА	КЛАСС
А) глицерин	1) аминокислоты
Б) глицин	2) спирты
В) аланин	3) амины
Г) анилин	4) кетоны

- 10) Изомерами являются:
- 1) метилацетат и пропановая кислота
 - 2) бутен-1 и пропен-1
 - 3) ацетон и пропен-2-ол-1
 - 4) пентан и циклопропан
 - 5) пропанол-1 и пропанон
- 11) Выберите углеводороды среди веществ.
- 1) ацетон
 - 2) стирол
 - 3) этилацетат
 - 4) фенилацетилен
 - 5) глицин
- 12) Выберите аминокислоты среди веществ.
- 1) аланин
 - 2) анилин
 - 3) глицерин
 - 4) фенилацетилен
 - 5) глицин
- 13) Выберите карбонильные соединения среди веществ.
- 1) ацетальдегид
 - 2) этанол
 - 3) глицерин
 - 4) метаналь
 - 5) анилин
- 14) Гомологами этиламина являются:
- 1) диметиламин
 - 2) пропиламин
 - 3) фениламин
 - 4) фенилаланин
 - 5) метиламин



- 15) Изомерами метилциклопентана являются:
- 1) пентан
 - 2) гексан
 - 3) циклогексан
 - 4) гексен-2
 - 5) гексин-1
- 16) Структурных изомеров не имеют:
- 1) пентан
 - 2) бутан
 - 3) пропан
 - 4) циклопропан
 - 5) этилен
- 17) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых есть две π -связи.
- 1) уксусная кислота
 - 2) пентин-1
 - 3) бутадиен-1,3
 - 4) этилен
 - 5) этиленгликоль
- 18) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых есть атом(-ы) углерода в sp^2 -гибридном состоянии.
- 1) формальдегид
 - 2) циклогексан
 - 3) триметиламин
 - 4) ацетилен
 - 5) толуол
- 19) Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых есть атом(-ы) углерода в sp^3 -гибридном состоянии.
- 1) муравьиная кислота
 - 2) диэтиловый эфир
 - 3) бутин-2
 - 4) стирол (винилбензол)
 - 5) этилен



20 Из предложенного перечня выберите два вещества, которые являются изомерами изопрена (2-метилбутадиена-1,3).

- 1) хлоропрен (2-хлорбутадиен-1,3)
- 2) пентадиен-1,3
- 3) пентен-2
- 4) пентин-1
- 5) циклопентан

ГЛАВА УГЛЕВОДОРОДЫ

14

Алканы

Алканы — это предельные, или насыщенные, углеводороды. Они не содержат кратных связей, имеют общую формулу C_nH_{2n+2} . Все атомы углерода в алканах находятся в состоянии sp^3 -гибридизации и связаны между собой σ -связями, вдоль которых возможно свободное вращение.

Номенклатура. Первые четыре представителя семейства алканов имеют тривиальные названия, а начиная с пятого члена гомологического ряда называются по определённой схеме: корень образован из греческого числительного, указывающего число углеродных атомов (*пент-, гекс-, гепт-* и т.д.), и окончания *-ан*, указывающего, что соединение относится к классу предельных углеводородов.

Названия алканов	
Формула	Название
CH_4	Метан
C_2H_6	Этан
C_3H_8	Пропан
C_4H_{10}	Бутан
C_5H_{12}	Пентан
C_6H_{14}	Гексан
C_7H_{16}	Гептан
C_8H_{18}	Октан
C_9H_{20}	Нонан
$C_{10}H_{22}$	Декан

Названия алкильных радикалов	
Формула	Название
$-CH_3$	Метил
$-C_2H_5$	Этил
$-C_3H_7$	Пропил
$-C_4H_9$	Бутил
$-C_5H_{11}$	Амил
$-C_6H_{13}$	Гексил
$-C_7H_{15}$	Гептил
$-C_8H_{17}$	Октил
$-C_9H_{19}$	Нонил
$-C_{10}H_{21}$	Децил

ТАБЛИЦА 14.1

Названия алканов и соответствующих им радикалов

Физические свойства. Температуры плавления и кипения увеличиваются с ростом молекулярной массы алканов. При комнатной температуре первые четыре члена гомологического ряда —



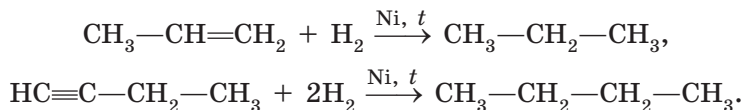
бесцветные газы, C_5 — C_{17} — бесцветные жидкости, начиная с C_{18} — твёрдые, белые, воскоподобные вещества. При одинаковом числе атомов углерода в молекуле алканы с разветвлённым углеродным скелетом имеют более низкие температуры кипения, чем алканы нормального строения. Алканы практически нерастворимы в воде и других полярных растворителях, зато хорошо растворяются в неполярных растворителях, например в бензоле и четырёххлористом углероде. Жидкие алканы легко смешиваются друг с другом. Газообразные алканы растворимы в жидких.

Природные источники. Основными природными источниками алканов являются нефть и природный газ. Состав *природного газа* зависит от месторождения, обычно в его составе от 75 до 95% — метан, этана и пропана значительно меньше. *Нефть* содержит алканы нормального и разветвлённого строения от C_5H_{12} до $C_{30}H_{62}$. В составе нефти также находятся растворённые газы метан и этан. Метан (болотный газ) выделяется из болот, где он образуется в анаэробных условиях.

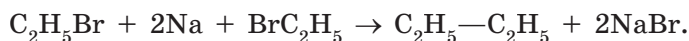
Способы получения

1. Алканы в больших количествах получают из природного газа и нефти. В промышленности с различными целями используются в основном смеси алканов, поэтому нет необходимости выделять определённые углеводороды в чистом виде.

2. Алканы получают присоединением водорода к непредельным углеводородам на металлических катализаторах (Ni, Pd) при нагревании (*реакция гидрирования*):



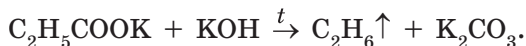
3. Нагревание моногалогенопроизводных алканов с металлическим натрием позволяет получить алканы с удвоенным числом атомов углерода в молекуле (*реакция Вюрца*):



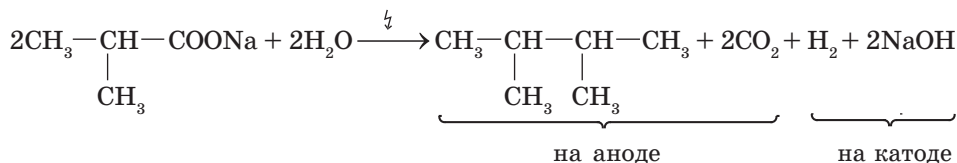
При одновременном введении в реакцию с натрием двух разных галогеналканов образуется смесь трёх алканов.



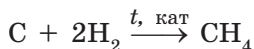
4. Сплавление солей карбоновых кислот со щелочами (*реакция декарбоксилирования, декарбоксилирование по Дюма*). Полученный алкан имеет на один атом углерода меньше, чем анион соли:



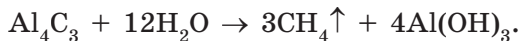
5. Алканы симметричного строения могут быть получены в результате электролиза растворов солей карбоновых кислот (*реакция Кольбе*):



Помимо этих способов, метан может быть получен из простых веществ:

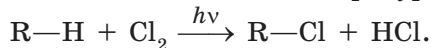


или гидролизом карбида алюминия:



Химические свойства. Будучи насыщенными соединениями, алканы не способны к реакциям присоединения. В реакции замещения они вступают лишь при определённых условиях (освещение или нагревание). Реакции замещения, расщепления (крекинг) и изомеризация алканов протекают по радикальному механизму.

1. Радикальное **галогенирование** хлором или бромом под действием УФ-излучения или высокой температуры:



Реакция протекает по *цепному механизму*, включающему несколько стадий.

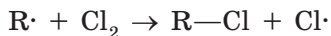
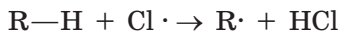
а) Инициирование цепи (возникновение свободных радикалов за счёт гомолитического распада молекулы галогена под действием излучения или температуры):



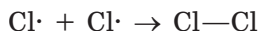
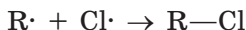
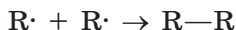
ВАЖНО ЗНАТЬ!
В разветвлённых алканах в первую очередь замещаются атомы водорода у третичных атомов углерода, затем — у вторичных и лишь затем — у первичных.



б) Развитие цепи (в каждой реакции образуется свободный радикал):

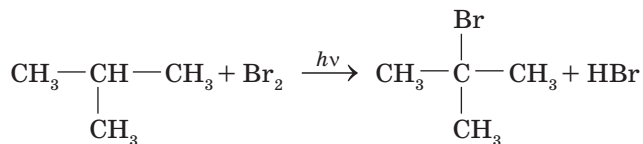


в) Обрыв цепи (рекомбинация, или гибель свободных радикалов):



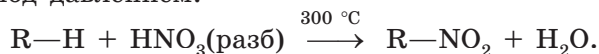
Если галоген взят в избытке, то реакция не заканчивается образованием моногалогенпроизводного, а происходит последовательное замещение атомов водорода в алкане на атомы галогена. Так, при радикальном хлорировании метана избытком хлора продуктами реакции будут CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 и CCl_4 .

Реакция с хлором протекает легче, чем с бромом. Поэтому бромирование протекает более селективно, то есть позволяет получить один (преобладающий) продукт, а не смесь. Так, бромирование 2-метилпропана приводит преимущественно к 2-бром-2-метилпропану:



При хлорировании образуется смесь двух галогенпроизводных. С иодом аналогичная реакция не происходит, а фторирование алканов протекает очень бурно и приводит, как правило, к расщеплению углеводородного скелета (см. § 8.2. Галогены, свойства фтора).

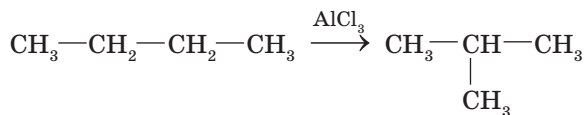
2. Радикальное **нитрование** (реакция Коновалова). Эта реакция происходит при нагревании алканов с разбавленной азотной кислотой под давлением:



Нитроалканы применяются в качестве растворителей.



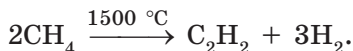
3. Реакция *изомеризации*. Алканы нормального строения при нагревании в присутствии катализатора превращаются в более устойчивые алканы с разветвлённой цепью:



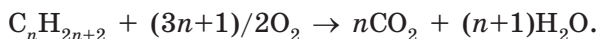
4. *Крекинг* — процессы высокотемпературной обработки алканов, приводящие к гомолитическому разрыву связей. Протекает при нагревании и в присутствии катализаторов. При этом образуется смесь алканов и алкенов с меньшим числом углеродных атомов, например:



В промышленности реакция крекинга высококипящих алканов (мазутная фракция нефти) проводится для получения дополнительного количества бензина и другого горючего. Крекинг метана с последующим резким охлаждением смеси используют для промышленного синтеза ацетилена:



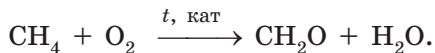
5. *Окисление*. При комнатной температуре алканы не взаимодействуют с кислородом и другими окислителями. При нагревании в избытке кислорода они сгорают, превращаясь в углекислый газ и воду:



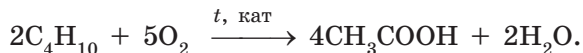
При сгорании алканов выделяется большое количество теплоты, на этом основано их применение в качестве топлива для получения тепла и энергии. Низшие алканы горят почти бесцветным пламенем, а с ростом числа атомов углерода пламя алканов становится всё более окрашенным и коптящим. Копоть (сажа) — это несгоревший аморфный углерод. Полученная при неполном сгорании алканов так называемая *газовая сажа* используется как чёрный пигмент для типографской краски, а также как наполнитель резины при изготовлении автомобильных шин. В условиях недостатка кислорода происходит *неполное сгорание*, при котором часть углерода выделяется в свободном виде (угольная сажа).



При *каталитическом окислении* алканов кислородом воздуха могут быть получены спирты, альдегиды и кислоты. Например, в промышленности используется каталитическое окисление метана до формальдегида:



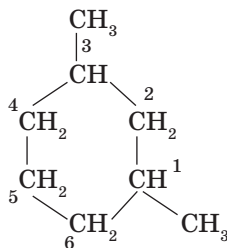
Советские учёные в 1950-е годы разработали способ каталитического окисления *n*-бутана до уксусной кислоты:



Химические свойства простейшего алкана — метана — представлены в виде схемы в приложении 10.

Циклоалканы

Циклоалканы — циклические углеводороды без кратных связей. При наличии в молекуле одного цикла общая формула гомологического ряда C_nH_{2n} , первый его представитель — циклопропан C_3H_6 . В отличие от других циклоалканов, циклопропан имеет плоский цикл, так как он состоит из трёх атомов углерода. По величине угла (60°) он заметно отличается от тетраэдрического, характерного для алканов и большинства циклоалканов. Это приводит к возникновению в молекуле циклопропана особого электронного строения, проявляющегося в возрастании электронной плотности внутри цикла. Это обуславливает его высокую реакционную способность в отличие от других циклоалканов.



1,3-диметилциклогексан

Номенклатура. За основу названия циклоалкана берётся циклический фрагмент молекулы, который называется так же, как



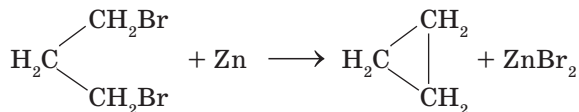
и алкан с таким же количеством атомов углерода, и к нему добавляется приставка *цикло-*. Если в молекуле есть заместители, присоединённые к циклу, то атомы углерода в цикле нумеруются следующим образом. Тот атом, к которому присоединён старший заместитель, получает номер один, все остальные атомы цикла нумеруются по часовой стрелке или против так, чтобы другие заместители получили наименьшие номера.

Физические свойства. При комнатной температуре малые циклы C_3 — C_4 — газы, C_5 — C_{16} — легколетучие жидкости, а начиная с C_{17} — маслоподобные вещества. Температуры кипения циклоалканов выше, чем у алканов с таким же количеством атомов углерода. Подобно алканам, все они нерастворимы в воде, но растворимы в жидких алканах и друг в друге. В природе циклоалканы (циклопентан, циклогексан и др.) наряду с алканами встречаются в нефтях.

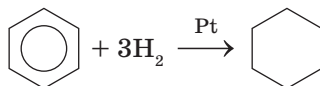
Химические свойства циклоалканов сильно зависят от размера цикла. Малые циклы (C_3 — C_4) по своим химическим свойствам напоминают непредельные соединения, они склонны к реакциям присоединения с раскрытием цикла, гидрируются при низких температурах, превращаясь в алканы. Обычные (C_5 — C_7) и большие (C_8 и выше) циклы вступают в радикальные реакции замещения подобно алканам. Если циклопентан ещё подвергается реакции гидрирования с раскрытием цикла при $300\text{ }^\circ\text{C}$, то все последующие гомологи не склонны к потере циклической структуры. Особенно устойчив к гидрированию циклогексан.

Получение

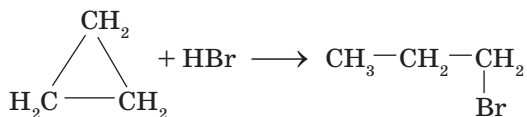
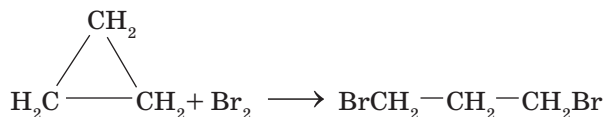
1. Дегалогенирование дигалогенпроизводных алканов цинком или магнием (реакция с натрием протекает слишком энергично, вследствие чего её не используют):



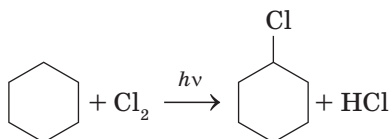
2. Циклогексан получают каталитическим гидрированием бензола:



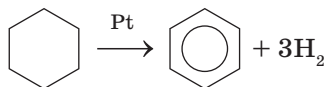
Химические свойства. Для малых циклов характерны реакции присоединения водорода, хлора, брома и галогеноводородов. Все они протекают с раскрытием цикла:



Для большинства циклоалканов C_nH_{2n} ($n > 4$) подобно алканам характерны реакции замещения, протекающие по радикальному механизму:



Дегидрирование циклогексана с образованием бензола протекает в тех же условиях, что гидрирование бензола, но при более высокой температуре:



Алкены

Алкены — непредельные алифатические углеводороды с одной двойной связью C_nH_{2n} . Первый член ряда — этилен C_2H_4 , поэтому алкены называют этиленовыми углеводородами. В молекулах алкенов атомы углерода при двойной связи находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Три σ -связи, образованные гибридными орбиталями, располагаются в одной плоскости под углом 120° друг к другу, а негибридизованные орбитали $2p$ -электронов направлены перпендикулярно плоскости и образуют вне её π -связь. Таким образом, двойная связь состоит из одной σ - и одной π -связи. Она представляет собой область повышенной электронной плотности, реакционный центр молекулы (рис. 14.1).



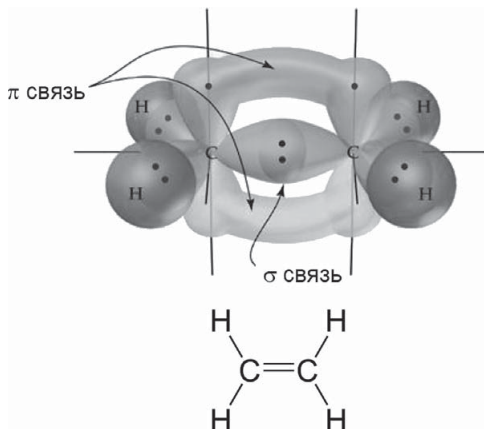


РИСУНОК 14.1.

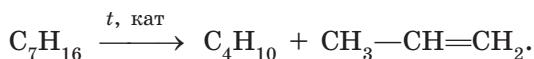
Образование химических связей в молекуле этилена

Название алкена образуют из названия соответствующего алкана, в котором суффикс *-ан* заменяют на *-ен*. Для первых двух членов гомологического ряда часто используют традиционные названия «этилен» и «пропилен» вместо «этен» и «пропен».

Физические свойства. Алкены имеют более низкие температуры кипения и плавления, чем соответствующие им алканы. Температуры плавления и кипения увеличиваются с ростом молекулярной массы. При комнатной температуре этилен, пропен и все изомеры бутена находятся в газообразном состоянии, $C_5 - C_{15}$ — жидкости, а начиная с C_{16} — твёрдые кристаллические вещества. Алкены нерастворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях.

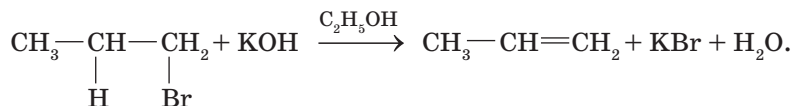
В природе алкены встречаются довольно редко. Этилен содержится в тканях растений, где образуется под действием различных ферментов при распаде некоторых непредельных карбоновых кислот (линолевой кислоты) и аминокислот. Наиболее активно этилен вырабатывается плодами растений при их созревании.

Способы получения алкенов. В промышленности алкены получают наряду с алканами при *крекинге углеводородов нефти*:

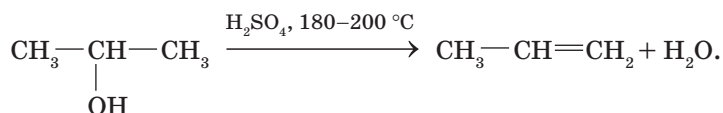


В лаборатории этиленовые углеводороды получают по реакциям отщепления. При отрыве двух атомов или групп атомов от соседних атомов углерода между ними происходит образование π -связи.

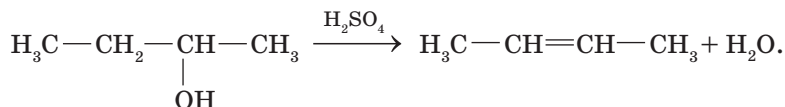
1) *Дегидрогалогенирование* алкилгалогенидов под действием спиртовых растворов щелочей:



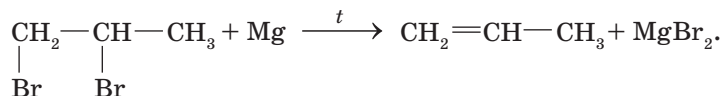
2) Внутримолекулярная *дегидратация спиртов* в присутствии концентрированной серной кислоты ($t > 150^\circ\text{C}$) или оксида алюминия:



Отщепление атома водорода в реакциях дегидрогалогенирования и дегидратации происходит преимущественно так, что образуется наиболее замещённая двойная связь. Например, при дегидратации бутанола-2 преимущественно образуется бутен-2, а не бутен-1:

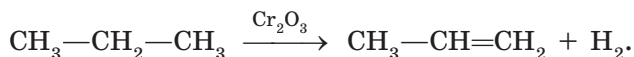


3) *Дегалогенирование* вицинальных дигалогенпроизводных, то есть дигалогенидов, имеющих два атома галогена у соседних атомов углерода. Реакцию проводят при действии цинковой или магниевой пыли:



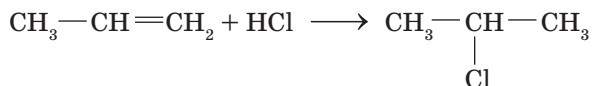
Обратите внимание, что 1,3-дибромпропан в этих условиях при реакции с магнием даёт циклопропан.

4) *Дегидрирование* алканов при нагревании на катализаторе:

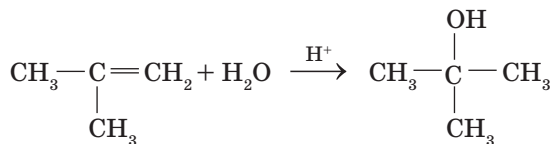


Химические свойства. Для алкенов характерны реакции присоединения, протекающие по ионному механизму. Эти реакции протекают в растворителе, многие из них каталитические.

1) *Гидрогалогенирование* (HCl, HBr)

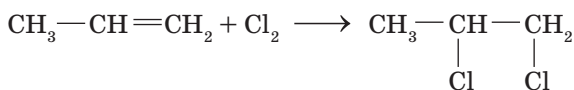


2) Присоединение воды (*гидратация*) происходит в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной):



Продуктами этой реакции являются спирты.

3) *Галогенирование*



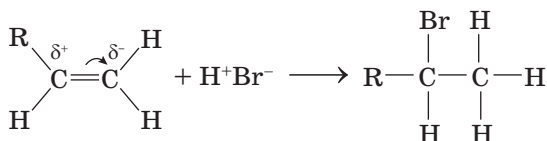
Алкены обесцвечивают бромную воду (Br₂), что является *качественной реакцией на двойную связь*.

Если несимметричный реагент (галогеноводород, вода) присоединяется к алкену несимметричного строения, то продукт присоединения предсказывают по **правилу Марковникова**:

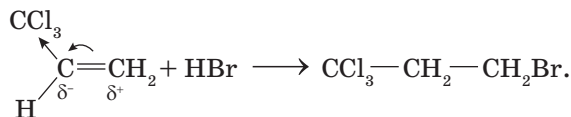
Атом водорода присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода при двойной связи (т.е. к тому атому углерода, при котором находится больше атомов водорода).



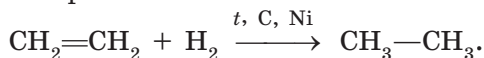
В основе данного правила лежат электронные эффекты, приводящие к смещению электронной плотности двойной связи под действием электронодонорного заместителя:



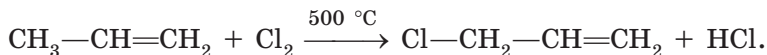
В случае, если молекула алкена содержит электроноакцепторный заместитель ($-\text{CF}_3$, $-\text{CCl}_3$, $-\text{CHO}$, $-\text{NO}_2$, $-\text{COOH}$ и др.), реакции присоединения протекают против правила Марковникова:



4) *Гидрирование* алкенов происходит на платиновом или никелевом катализаторе:

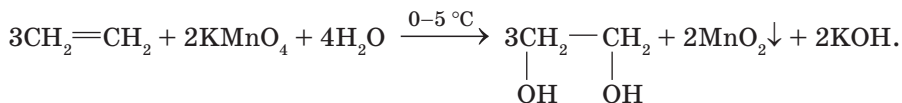


5) При нагревании до 500°C газообразной смеси алкена и паров галогена (Cl_2 , Br_2) происходит *радикальное замещение* атома водорода при соседнем к двойной связи атоме углерода (*реакция Львова*). Двойная связь при этом не затрагивается:



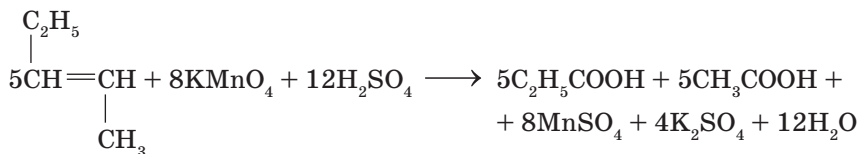
6) *Окисление* алкенов в зависимости от условий проведения реакции и выбранного окислителя приводит к различным продуктам.

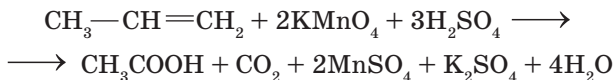
а) Действие на алкены разбавленным нейтральным водным раствором перманганата калия на холоде приводит к образованию двухатомных спиртов (*реакция Вагнера*):



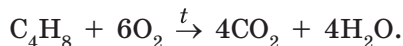
Эта реакция является *качественной реакцией* на двойную связь (обесцвечивание раствора перманганата калия и образование бурого осадка оксида марганца(IV)).

б) При действии на алкены насыщенным кипящим раствором перманганата калия, подкисленным серной кислотой, происходит полный разрыв двойной связи. Продукты окисления алкена определяют следующим образом: первичные атомы углерода при двойной связи окисляются до углекислого газа, вторичные — до карбоновых кислот, а третичные — до кетонов:



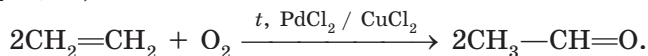


в) В избытке кислорода алкены полностью сгорают с образованием углекислого газа и воды:

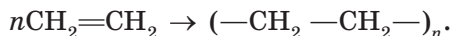


В отличие от метана, этилен горит святящимся пламенем.

г) Каталитическое окисление этилена кислородом воздуха в зависимости от выбранного катализатора даёт разные продукты. Так, при использовании PdCl_2 и CuCl_2 образуется ацетальдегид (Вакер-процесс):



7) Реакция *полимеризации* низших алкенов имеет важное промышленное значение как метод синтеза полимеров:



Молекула исходного вещества (в данном примере — этилен) называется мономером, n — степенью полимеризации, полученное высокомолекулярное соединение — полимером, а $(\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—})$ — структурное звено полимера.

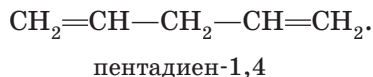
Важнейшие полимеры, получаемые полимеризацией непредельных углеводородов, а также поликонденсацией соединений других классов, рассмотрены в приложении 19.

Химические свойства простейшего алкена — этилена — представлены в виде схемы в приложении 11.

Алкадиены

Алкадиены (диены) — непредельные углеводороды, содержащие в молекуле две двойные связи. Общая формула алкадиенов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. В зависимости от расположения двойных связей различают:

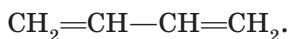
1) *изолированные* алкадиены (двойные связи разделены в цепи двумя или более σ -связями):



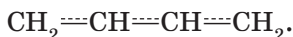
Двойные связи в молекулах таких углеводов могут вступать в реакции независимо друг от друга. Их свойства аналогичны алкенам.

2) *кумулярованные* двойные связи следуют в молекуле непосредственно друг за другом. Такие диены называются *алленами*. Простейшим представителем является пропadiен (*аллен*) $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$, представляющий собой газ, находящийся в равновесии с метилацетиленом.

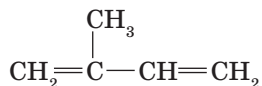
3) *сопряжённые* двойные связи разделены одной σ -связью. Простейшим представителем сопряжённых диенов является бутадиен-1,3, называемый дивинилом:



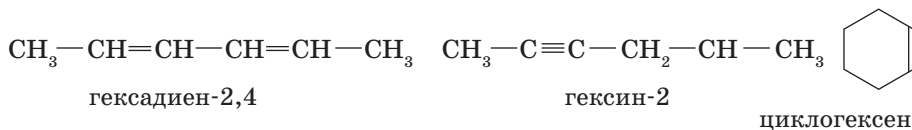
В его молекуле все четыре атома углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. p -Электроны двойных связей образуют единое π -электронное облако (сопряжённую систему) и делокализованы между всеми четырьмя атомами углерода. Условно можно считать, что порядок всех связей $\text{C}-\text{C}$ в молекуле бутадиена-1,3 — промежуточный между 1 и 2. Это отображают схемой



Другим примером сопряжённых диенов служит 2-метилбутадиен-1,3, или изопрен:



Алкадиены изомерны алкинам и циклоалкенам с тем же числом атомов углерода:



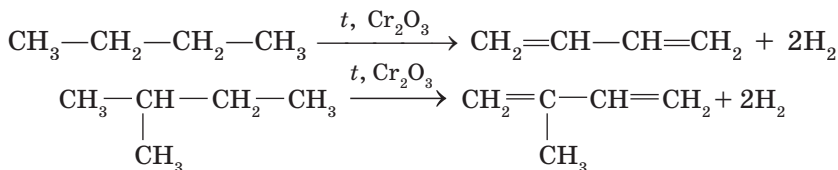
Бутадиен используют для синтеза искусственного каучука, а продукт полимеризации изопрена представляет собой натуральный каучук.

Физические свойства. Бутадиен-1,3 — легко сжижающийся бесцветный газ с резким неприятным запахом, а последующие его гомологи, например изопрен, — жидкости. Все они нерастворимы в воде.

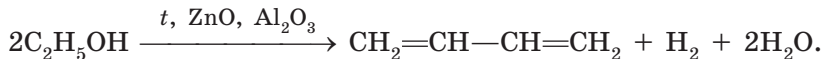


Способы получения

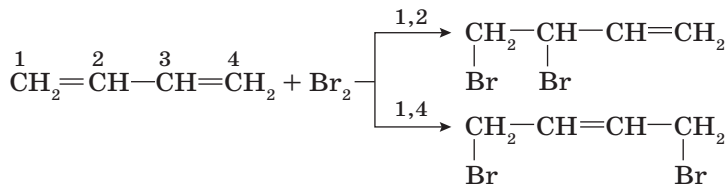
1. Каталитическое дегидрирование алканов



2. Реакция Лебедева — получение бутадиена из этанола:



Химические свойства. Для алкадиенов, как и для алкенов, характерны реакции присоединения (галогенирование, гидрогалогенирование). В зависимости от условий проведения реакции может происходить 1,2- и 1,4-присоединение:



При низкой температуре происходит в основном 1,2-присоединение, а при температуре выше комнатной — 1,4-присоединение. Реакция бутадиена с избытком брома в обоих случаях приводит к 1,2,3,4-тетрабромбутану.

Алкины

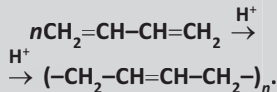
Алкины — непредельные углеводороды $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ с одной тройной связью.

В названиях алкинов присутствует суффикс *-ин*, указывающий на тройную связь. Первый член ряда — этин C_2H_2 имеет тривиальное название ацетилен.

Атомы углерода при тройной связи находятся в состоянии *sp*-гибридизации. Каждый из атомов образует две σ -связи, которые располагаются на одной прямой; две π -связи образованы перекрыванием пар не участвующих в гибридизации *p*-электронных облаков и располагаются во взаимно перпендикулярных плоско-

ЭТО ИНТЕРЕСНО

Гидратация алкадиенов невозможна из-за протекающей полимеризации, катализируемой добавленной кислотой:

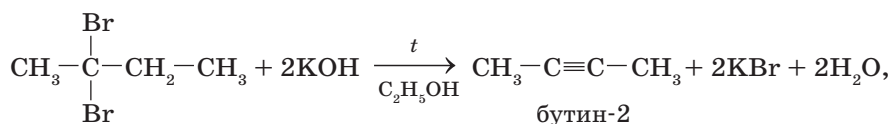


стях. Тройная связь, таким образом, является сочетанием одной σ - и двух π -связей. В отличие от алкенов, алкины не имеют *цис-транс*-изомерии. Они изомерны алкадиенам.

Физические свойства. В ряду алкинов температуры плавления и кипения увеличиваются с ростом молекулярной массы. При обычных условиях алкины $C_2 - C_4$ — газы, $C_5 - C_{16}$ — жидкости, начиная с C_{17} — твёрдые вещества. Температуры кипения алкинов выше, чем у соответствующих алкенов. Низшие алкины растворяются в воде плохо, однако несколько лучше, чем алканы и алкены. В неполярных органических растворителях низшие алкины растворяются хорошо.

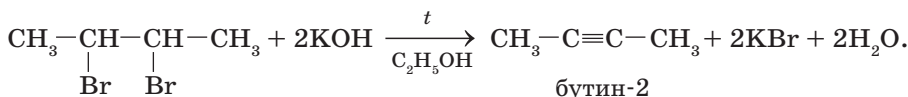
Способы получения

1. Дегидрогалогенирование дигалогенпроизводных, у которых два атома галогена находятся при одном или при соседних атомах углерода:



2,2-дибромбутан

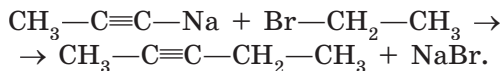
бутин-2



2,3-дибромбутан

бутин-2

2. Высшие алкины можно получить по реакции соответствующих ацетиленидов натрия с алкилгалогенидами:



3. Ацетилен получают в промышленности крекингом метана, а в лаборатории — гидролизом карбида кальция:



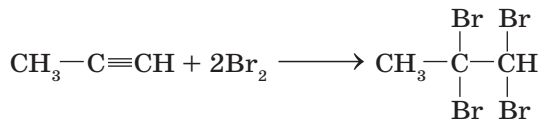
Химические свойства

1. Реакции *присоединения* к алкинам протекают медленнее, чем в случае алкенов. Продукты присоединения воды и галоген-



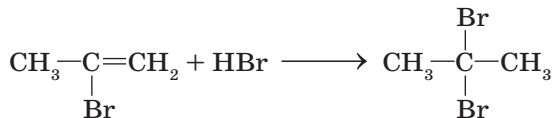
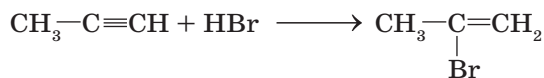
новодородов к несимметричным алкинам определяются правилом Марковникова.

а) *Галогенирование*. Алкины энергично присоединяют две молекулы галогена:

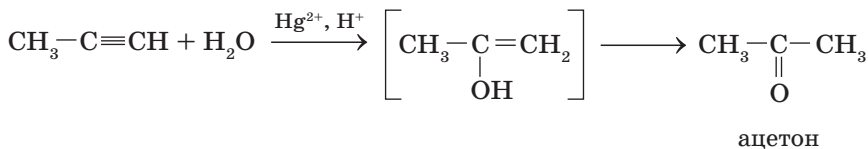
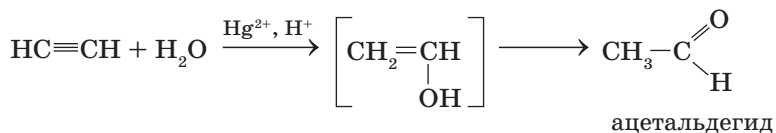


Подобно алкенам, алкины обесцвечивают бромную воду, что является *качественной реакцией* на тройную связь.

б) *Гидрогалогенирование* алкинов протекает в две стадии:

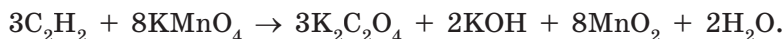


в) *Гидратация (реакция Кучерова)* протекает в две стадии. На первой стадии образуется неустойчивый неопределенный спирт (енол), который затем изомеризуется в кетон (в случае ацетилена — в альдегид).

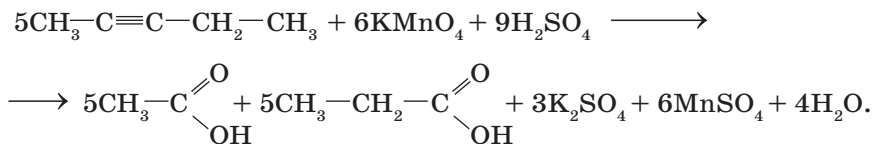


2. Окисление.

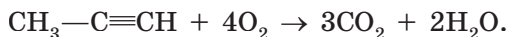
а) Реакция алкинов с нейтральным разбавленным раствором перманганата калия на холоде в случае ацетилена приводит к оксалату калия:



б) *Окисление* алкинов горячим подкисленным раствором перманганата калия происходит с расщеплением тройной связи и образованием карбоновых кислот:

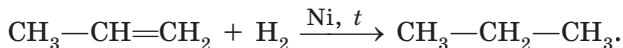
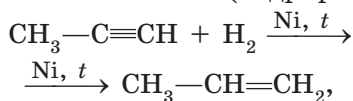


в) *Горение* алкинов в кислороде приводит к выделению большого количества теплоты:



На воздухе алкины горят коптящим пламенем.

3. **Восстановление** (гидрирование).



4. Алкины с концевой тройной связью проявляют **свойства слабых кислот**. При реакции с амидами щелочных металлов, а также комплексными соединениями меди(I) и серебра в них происходит замещение водорода при тройной связи на металл:



При пропускании алкина-1 через водно-аммиачные растворы хлорида меди(I) или оксида серебра при комнатной температуре образуются осадки ацетиленидов:



Это — твёрдые вещества, ацетилениды серебра — белого цвета, меди — красного. Ацетилениды серебра и меди в сухом состоянии могут разлагаться со взрывом. Ацетилениды легко реагируют с растворами кислот:

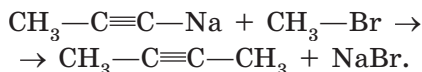


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Ацетилен используется для сварки металлов, так как при его горении в кислороде развивается высокая температура (около 3000 °С).

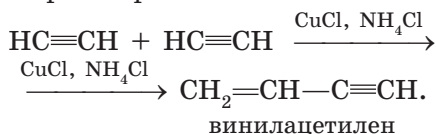


Ацетилениды металлов способны вступать в реакции с галогеналканами, что приводит к образованию алкинов с более длинной цепью:

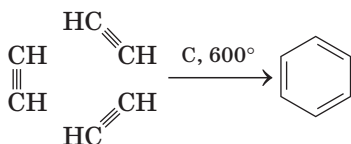


5. Алкины способны к **олигомеризации**.

а) Ацетилен димеризуется при пропускании через водно-аммиачный раствор CuCl :



б) тримеризация ацетилена на активированном угле (*реакция Зелинского*) приводит к образованию бензола:



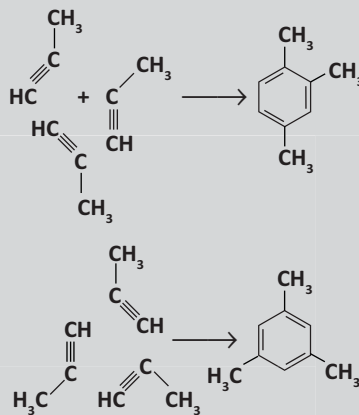
Химические свойства простейшего алкина — ацетилена — представлены в виде схемы в приложении 12.

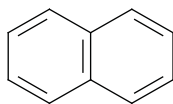
Ароматические углеводороды

Ароматические углеводороды — органические соединения, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец — устойчивых шестиатомных циклических групп атомов с особым типом связи. Простейшей структурой такого типа является бензол C_6H_6 , а также его производные. Помимо этого, известны и полиядерные (конденсированные) ароматические углеводороды:

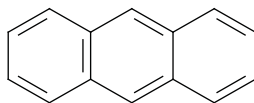
ЭТО ИНТЕРЕСНО

Аналогичная реакция пропина приводит к образованию смеси 1,2,4- и 1,3,5-триметилбензола (мезитилена) с преимущественным образованием последнего:

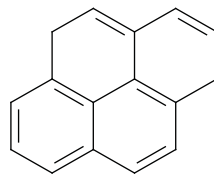




нафталин



антрацен



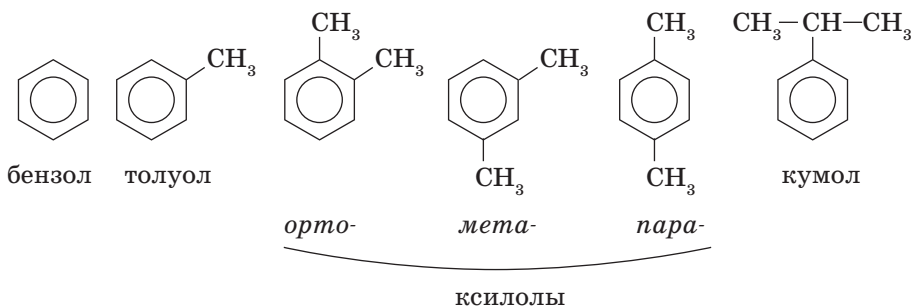
пирен

Углеводороды гомологического ряда бензола (*арены*) имеют общую формулу C_nH_{2n-6} . В них присутствует бензольное кольцо, образованное шестью атомами углерода в sp^2 -гибридизации. Перекрытие не участвующих в гибридизации p -орбиталей приводит к образованию единого электронного облака, представляющего собой шестицентровую π -связь. Её принято обозначать кружком.



Благодаря наличию π -связей молекула бензола является плоской.

Физические свойства. Первые члены гомологического ряда бензола — бесцветные жидкости легче воды. С водой не смешиваются, в органических веществах растворяются хорошо. Имеют слабый приятный запах. Большинство аренов токсичны, некоторые из них канцерогенны. Многие производные бензола имеют тривиальные названия:

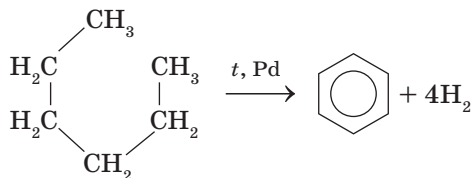


Гомологи бензола с двумя заместителями в ядре в зависимости от их взаимного расположения обозначают приставками *орто*- (1,2-, то есть рядом друг с другом), *мета*- (1,3-, через один) и *пара*- (1,4- или напротив друг друга).

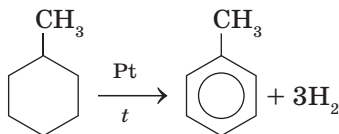


Способы получения

1. Дегидроциклизация алканов:

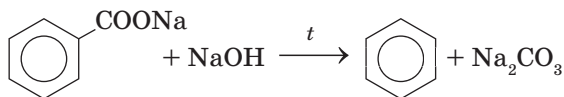


2. Дегидрирование циклогексана или его производных:



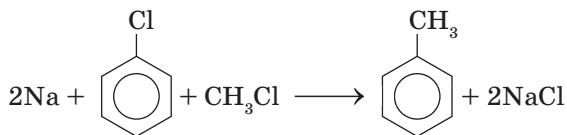
3. Тримеризация ацетилена (см. ранее).

4. Декарбоксилирование солей бензойной кислоты сплавлением со щелочами:



5. Алкилирование аренов (см. Химические свойства).

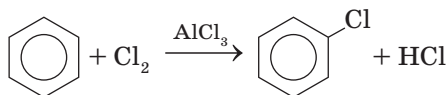
6. Реакция Вюрца — Фиттига:



Химические свойства

1. Реакции замещения.

а) *Галогенирование.* Бензол и его гомологи взаимодействуют с хлором или бромом только в присутствии катализаторов — безводных AlCl_3 , FeCl_3 , AlBr_3 :



С бромной водой арены не реагируют.



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

**Заместители (ориентан-
ты) 1-го рода увеличива-
ют электронную плотность
в ядре, тем самым ускоряя
реакцию и направляя после-
дующее замещение в *орто*-
и *пара*-положения.**

В случае гомологов бензола в этой и других реакциях замещения возможно предположить образование трёх разных изомерных продуктов (*орто*-, *мета*- и *пара*-изомеров). Однако образование того или иного изомера определяется заместителем, уже имеющимся в бензольном кольце. Все заместители подразделяют на два типа.

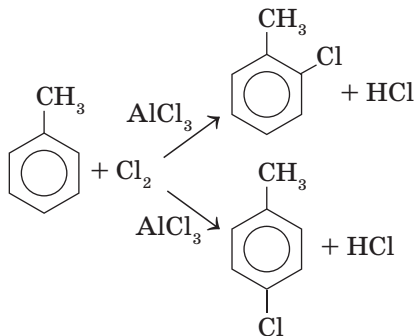
К ним относятся алкильные группы —R, а также —OH, —NH₂, —Cl, —Br (в отличие от других ориентантов 1-го рода галогены замедляют реакцию замещения). Группы —OH и —NH₂ настолько сильно увеличивают скорость бромирования, что фенол и анилин, в отличие от бензола, легко реагируют с бромной водой.

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

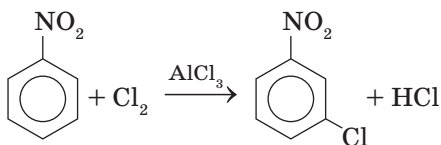
**Заместители (ориентан-
ты) 2-го рода направляют
последующее замещение
в *мета*-положение.**

Это группы —NO₂, —COOH, —CH=O, —CCl₃, —NH₃⁺. Все заместители 2-го рода уменьшают активность бензольного кольца и затрудняют протекание реакции.

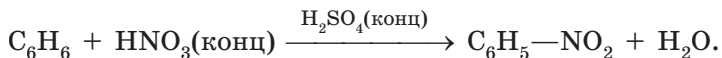
Так, при хлорировании толуола образуется смесь *орто*- и *пара*-изомеров:



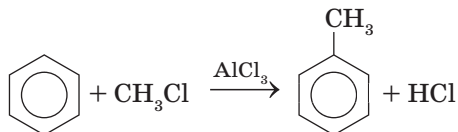
а при хлорировании нитротолуола — преимущественно *мета*-изомер:



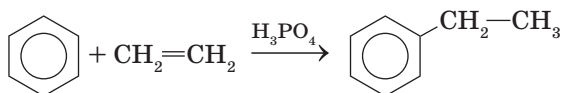
б) *Нитрование* аренов проводят нитрующей смесью (смесью концентрированных азотной и серной кислот):



в) Алкилирование по Фриделю — Крафтсу:



Вместо алкилгалогенида в реакции алкилирования можно использовать алкен:

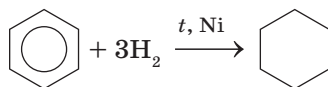


При алкилировании бензола пропеном на кислотном катализаторе (H_3PO_4) образуется изопропилбензол (кумол).

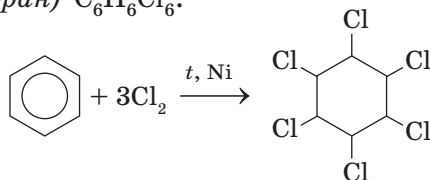
В реакцию с галогеноводородами арены не вступают.

2. Реакции присоединения протекают с нарушением ароматической системы:

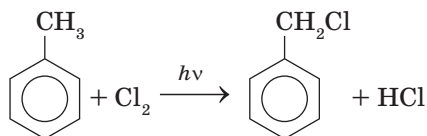
а) *гидрирование* бензола:



б) Радикальное галогенирование бензола происходит при взаимодействии его паров с хлором под воздействием жёсткого ультрафиолетового излучения. При этом бензол присоединяет три молекулы хлора и образует твёрдый продукт — *гексахлорциклогексан (гексахлоран)* $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$:



3. Для гомологов бензола характерно замещение в боковой цепи. Оно происходит на свету по радикальному механизму:

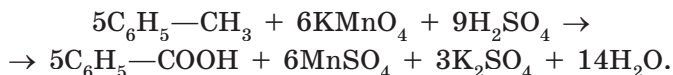


Проводя реакцию в избытке галогена, можно последовательно заместить все три атома водорода метильного радикала на атомы галогена.

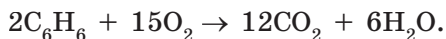
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Бензол не обесцвечивает раствор перманганата калия.

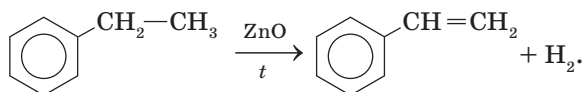
4. Окисление. Ароматическая π -система устойчива к окислению. Гомологи бензола, напротив, *окисляются* подкисленным раствором перманганата калия с образованием бензойной кислоты, а нейтральным раствором — до её солей:



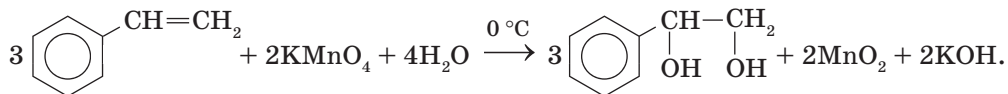
Бензол и его гомологи *горят* на воздухе сильно коптящим пламенем:



Каталитическое дегидрирование этилбензола приводит к образованию стирола:



Стирол представляет собой бесцветную жидкость с приятным запахом, не растворимую в воде. Он очень склонен к полимеризации, легко вступает в реакции присоединения по двойной связи. Разбавленным раствором перманганата калия он окисляется до двухатомного ароматического спирта:



Стирол используется для получения ценного полимера — полистирола и для получения бутадиен-стирольных каучуков.

Химические свойства простейшего ароматического углеводорода — бензола — представлены в виде схемы в приложении 13.

Свойства четырёх важнейших классов углеводородов — алканов, алкенов, алкинов и аренов — сравниваются между собой на примере их простейших представителей в приложении 9.



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

С бромной водой и с подкисленным раствором перманганата калия вступает в реакцию

- 1) бензол
- 2) толуол
- 3) стирол
- 4) этилбензол

● **РЕШЕНИЕ.** Обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия — качественная реакция на углеводороды с двойной или тройной связью. Ароматические углеводороды бромную воду не обесцвечивают, хотя при наличии алкильных заместителей в боковой цепи вступают в реакцию с перманганатом калия, который окисляет их в бензойную кислоту. Из приведённого перечня веществ двойная связь присутствует в молекуле стирола.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

2

Установите соответствие между реагирующими веществами и органическим продуктом, который образуется при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) пропен и бромоводород
- Б) циклопропан и бромоводород
- В) циклопропан и бром
- Г) пропен и бром (реакция в растворителе)

ОРГАНИЧЕСКИЙ ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) 1-бромпропан
- 2) 2-бромпропан
- 3) 1,2-дибромпропан
- 4) 1,3-дибромпропан
- 5) 2,2-дибромпропан
- 6) 1,1-дибромпропан

● **РЕШЕНИЕ.** При взаимодействии несимметричных алкенов с несимметричными реагентами (HBr) присоединение происходит по правилу Марковникова. При этом атом водорода реагента идёт к тому из атомов углерода при кратной связи, при котором находится больше атомов водорода. Так, реакция пропена с бромоводородом завершается образованием 2-бромпропана. При действии этого же реагента на циклопропан происходит разрыв цикла и образуется первичный бромалкан — 1-бромпропан. Бромирование циклопропана по той же причине приводит к 1,3-дибромпропану. Реакция пропена с бромом в растворителе также происходит как

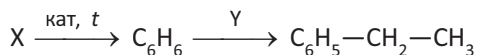


присоединение и завершается образованием 1,2-дибромпропана. Напомним, что при реакции пропена с парами брома в газовой фазе происходит замещение одного из атомов брома в метильном радикале, а двойная связь сохраняется. Образуется 3-бромпропен $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Br}$.

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
2	1	4	3

ПРИМЕР 3 В схеме превращений



веществам X и Y соответствуют

- 1) ацетилен, этан
- 2) этилен, этан
- 3) этан, хлорэтан
- 4) ацетилен, этилен
- 5) этан, этилен

● **РЕШЕНИЕ.** Одним из способов получения бензола является тримеризация ацетилена, которая протекает на катализаторе (активированный уголь) при нагревании (реакция Зелинского). Введение этильной группы в молекулу бензола удаётся осуществить действием на него галогеналканов или алкенов. Единственный вариант, который верно описывает оба превращения, — это вариант 4.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР 4

Из приведённого перечня выберите вещество, которое способно в зависимости от условий вступать с хлором и в реакцию присоединения, и в реакцию замещения.

- 1) 2-метилпропан
- 2) 2-метилпропен
- 3) циклогексан
- 4) циклопропан

● **РЕШЕНИЕ.** Алканы и циклоалканы с ненапряжёнными циклами (циклогексан) вступают с хлором в реакции замещения и не способны к присоединению. Циклопропан присоединяет хлор с разрывом



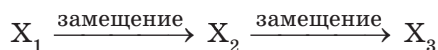
цикла, но замещение водорода на хлор в нём не протекает. Алкены, в которых имеются С–Н связи при атоме углерода рядом с двойной связью, на свету или при нагревании способны замещать его на галоген, в то время как в растворителе хлор присоединяется по двойной связи. Правильный ответ — 2.

ОТВЕТ: 2.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① В схеме превращений



веществами X_1 , X_2 , X_3 являются

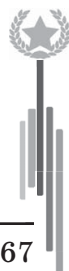
- 1) метан, ацетилен, бензол
- 2) этан, хлорэтан, этанол
- 3) бутан, бутадиен-1,3, бутадиеновый каучук
- 4) бензол, толуол, бензилхлорид
- 5) этан, этилен, полиэтилен

- ② Из предложенного перечня выберите два вещества, обесцвечивающих бромную воду.

- 1) бензол
- 2) циклогексан
- 3) циклопропан
- 4) бутадиен-1,3
- 5) хлорэтан

- ③ Из предложенного перечня выберите два вещества, из которых в лаборатории в одну стадию можно получить метан.

- 1) ацетилен
- 2) этан
- 3) ацетат натрия
- 4) карбид алюминия
- 5) карбид кальция



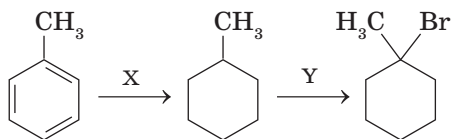
- ④ Из предложенного перечня выберите два вещества, из которых в лаборатории в одну стадию можно получить этан.
- 1) пропионат калия
 - 2) пропен
 - 3) циклопропан
 - 4) карбид алюминия
 - 5) бромметан
- ⑤ Из предложенного перечня выберите два вещества, которые в определённых условиях способны присоединять водород.
- 1) этан
 - 2) циклогексан
 - 3) циклопропан
 - 4) 2-метилпропан
 - 5) бензол
- ⑥ Из предложенного перечня выберите два вещества, которые в определённых условиях способны присоединять хлороводород.
- 1) бензол
 - 2) циклопропан
 - 3) циклогексан
 - 4) октан
 - 5) бутен-1
- ⑦ Из предложенного перечня выберите два вещества, которые способны вступать в реакцию присоединения с бромом.
- 1) бензол
 - 2) этилбензол
 - 3) циклопропан
 - 4) 2,2-диметилбутан
 - 5) пентин-1
- ⑧ Из предложенного перечня выберите два вещества, которые способны вступать в реакцию присоединения с водородом.
- 1) бутан
 - 2) толуол
 - 3) этан
 - 4) 3-этилгексан
 - 5) бутадиен-1,3



- 9) Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми может взаимодействовать этилен.
- 1) гидроксид калия (водн. р-р)
 - 2) гидроксид меди(II)
 - 3) аммиачный раствор оксида серебра
 - 4) бром
 - 5) бензол
- 10) Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми может взаимодействовать пропин.
- 1) бромоводород
 - 2) аммиачный раствор оксида серебра
 - 3) пропан
 - 4) гидроксид калия (спирт. р-р)
 - 5) нитрат серебра
- 11) Из предложенного перечня выберите два вещества, которые могут образоваться при взаимодействии алкилгалогенидов с натрием.
- 1) бензол
 - 2) 2,3-диметилбутан
 - 3) гексан
 - 4) ацетилен
 - 5) бутадиен-1,3
- 12) Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми взаимодействует бутан.
- 1) водород
 - 2) вода
 - 3) азотная кислота
 - 4) бромоводород
 - 5) бром
- 13) Из предложенного перечня выберите два вещества, которые обесцвечивают подкисленный раствор перманганата калия.
- 1) пропан
 - 2) пропин
 - 3) бензол
 - 4) циклогексан
 - 5) 1,3-диэтилбензол



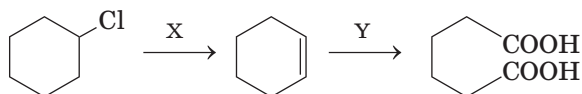
- 14) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) KOH(спирт. р-р)
- 2) Br₂
- 3) HBr
- 4) H₂O
- 5) H₂

- 15) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) KMnO₄(H⁺)
- 2) KMnO₄(H₂O)
- 3) KOH(спирт. р-р)
- 4) KOH(водн. р-р)
- 5) Na

- 16) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) HCl
- 2) Cl₂
- 3) NaOH(водн)
- 4) NaOH(спирт. р-р)
- 5) Zn

- 17) Установите соответствие между реагирующими веществами и органическим продуктом, который образуется при взаимодействии этих веществ.



РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) хлорметан и натрий
- Б) ацетат натрия и гидроксид натрия
- В) ацетат натрия и вода, электролиз
- Г) 1,2-дихлорэтан и спиртовой раствор гидроксида натрия

ОРГАНИЧЕСКИЙ ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) метан
- 2) этан
- 3) пропан
- 4) *n*-бутан
- 5) ацетилен
- 6) этилен

18) Выберите из перечня вещество, которое реагирует с бромом, но не вступает в реакцию с бромоводородом.

- 1) бутен-2
- 2) толуол
- 3) бутин-1
- 4) стирол
- 5) 2-метилпропан



ГЛАВА 15 КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

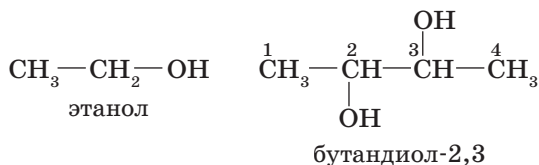
Спирты



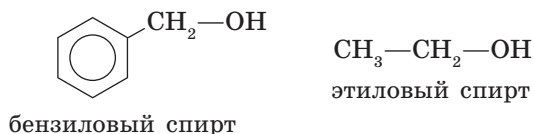
Спиртами называют производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу —ОН за исключением тех веществ, в структуре которых ОН-группа непосредственно связана с ароматическим кольцом.

По числу гидроксильных групп в молекуле спирты подразделяют на *одноатомные* и *многоатомные*. Предельными одноатомными спиртами $C_nH_{2n+1}OH$ называют производные предельных алифатических углеводородов, содержащих одну ОН-группу.

Названия спиртов образуют, добавляя окончание *-ол* к названию углеводорода с самой длинной углеродной цепью, включающей гидроксильную группу. Нумерацию цепи начинают с того конца, ближе к которому расположена гидроксильная группа. Положение группы указывается цифрой после названия спирта. Если гидроксильных групп в молекуле несколько, в названии спирта используется окончание *-диол*, *-триол* и т.д.

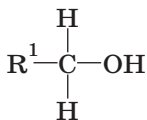


Простейшие спирты называют по заместительной номенклатуре, при этом название спирта производится от соответствующего углеводородного радикала с окончанием *-овый* с добавлением слова «спирт»:

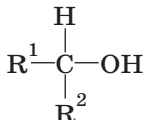


Спирты подразделяют на *первичные*, *вторичные* и *третичные* в зависимости от того, с каким атомом углерода (первичным, вторичным или третичным) связана группа —ОН:

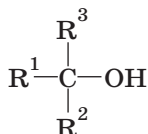




первичные спирты



вторичные спирты

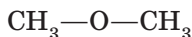


третичные спирты

Предельные одноатомные спирты изомерны простым эфирам с тем же числом атомов углерода. Простые эфиры, в отличие от спиртов, не содержат ОН-группы. Атом кислорода в них соединяет два углеводородных радикала:

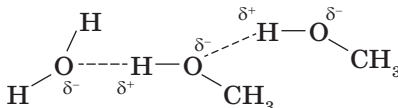
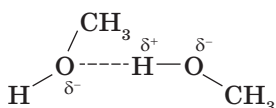


этанол

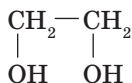
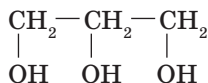
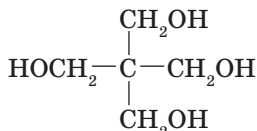


диметиловый эфир

Среди спиртов при комнатной температуре нет газов. Спирты, содержащие в молекуле от 1 до 15 атомов углерода, — жидкости, высшие спирты — твёрдые вещества. Низшие спирты смешиваются с водой в любых соотношениях. С ростом молекулярной массы растворимость спиртов в воде падает, высшие спирты практически нерастворимы. Высокие температуры плавления и кипения спиртов и растворимость их в воде обусловлены образованием водородных связей как между молекулами спирта, так и между молекулами спирта и воды:



Простейшие многоатомные спирты — этиленгликоль (двухатомный спирт) и глицерин (трёхатомный спирт) представляют собой бесцветные жидкости, неограниченно растворимые в воде. Пентаэритрит (четырёхатомный спирт) — растворимый в воде белый порошок со сладким вкусом.


 этиленгликоль
(этандиол-1,2)

 глицерин
(пропантриол-1,2,3)

 пентаэритрит
(2,2-бис(гидроксиметил)
пропандиол-1,3)

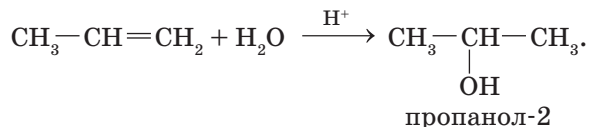
Метанол и этиленгликоль —
сильные яды!

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

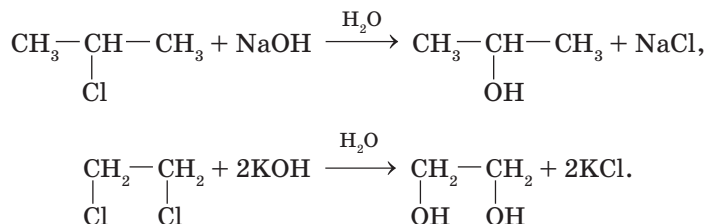


Способы получения

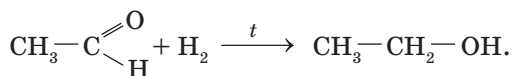
1. Гидратация алкенов протекает при нагревании спирта в присутствии серной или ортофосфорной кислот по правилу Марковникова:



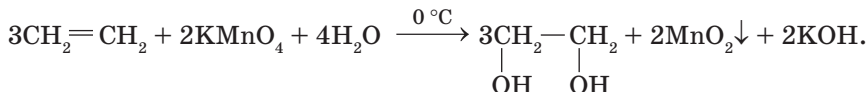
2. Гидролиз алкилгалогенидов под действием водных растворов щелочей:



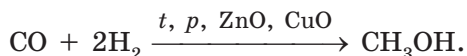
3. Восстановление карбонильных соединений водородом на металлическом катализаторе. При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, при восстановлении кетонов — вторичные:



Существуют и специфические методы получения отдельных спиртов. Так, двухатомные спирты с двумя рядом расположенными OH группами (гликоли) можно получить окислением алкена холодным разбавленным раствором перманганата калия:



Метиловый спирт получают в промышленности из синтез-газа — смеси угарного газа с водородом:



Этанол образуется при спиртовом брожении глюкозы и других сахаров:

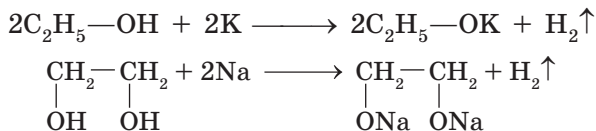


Катализатором этой реакции являются ферменты, вырабатываемые дрожжевыми грибами.

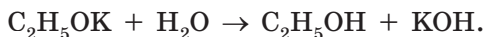
Химические свойства

1. Реакции с разрывом связи О—Н (кислотные свойства спиртов).

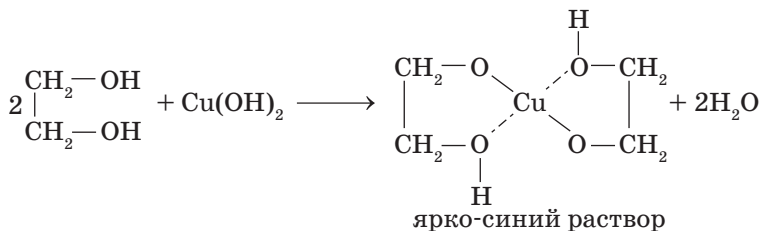
Спирты являются настолько слабыми кислотами (слабее воды), что не изменяют окраски индикаторов и не взаимодействуют с растворами щелочей. Они вступают в реакции со щелочными металлами:



В этой реакции образуются *алкоголяты* — твёрдые белые вещества, растворимые в спирте. Поскольку спирты — очень слабые кислоты, их соли (алкоголяты) полностью разлагаются водой (гидролизуются):



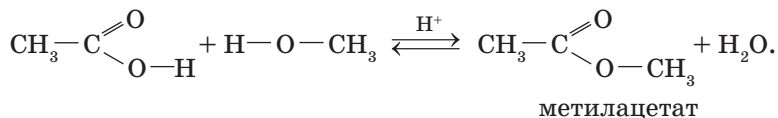
Кислотность многоатомных спиртов несколько выше, чем у одноатомных спиртов. На этом основано их взаимодействие со свежесажённым гидроксидом меди(II). Голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при действии многоатомного спирта растворяется с образованием комплексного соединения ярко-синего цвета:



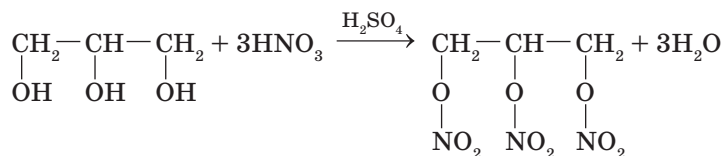
В эту реакцию, являющуюся качественной на многоатомные спирты, вступают все соединения, содержащие гидроксильные группы у двух соседних атомов углерода.

2. Образование сложных эфиров под действием органических и минеральных кислот (*реакции этерификации*):



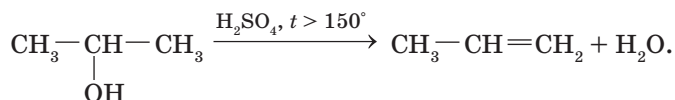


Реакция обратима, катализируется кислотами. В ходе этой реакции молекула спирта теряет атом Н, а кислота ОН-группу, которые образуют воду.

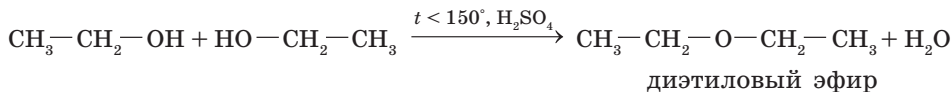


Сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот — жиры.

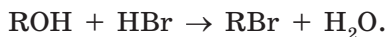
3. *Внутримолекулярная дегидратация спиртов* протекает при нагревании свыше 150 °С с образованием алкенов:



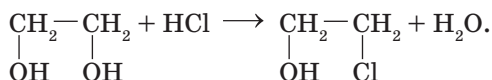
4. *Межмолекулярная дегидратация спиртов* с образованием простых эфиров происходит при умеренном нагревании в присутствии водоотнимающего средства:



5. Реакции спиртов с галогеноводородами приводят к галогенпроизводным. Легче всего в реакцию вступают третичные спирты. Первичные одноатомные спирты реагируют только с иодо- и бромоводородом:

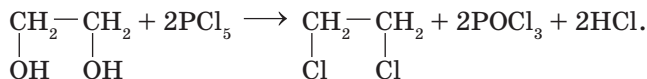


При действии хлороводорода на этиленгликоль замещается только одна ОН-группа:

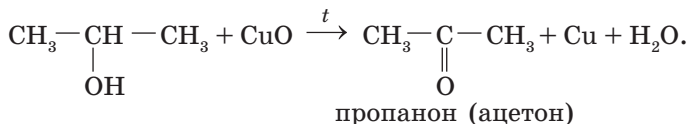
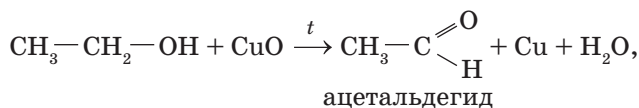


Более мощными, чем галогеноводороды, галогенирующими агентами являются галогениды фосфора. С их помощью удаётся получить хлорпроизводные многоатомных спиртов:

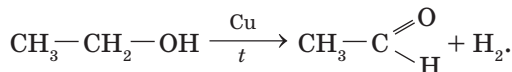




6. *Окисление спиртов.* Под действием мягкого окислителя — оксида меди(II) — первичные спирты окисляются в альдегиды, вторичные — в кетоны, а третичные спирты в этих условиях не окисляются:



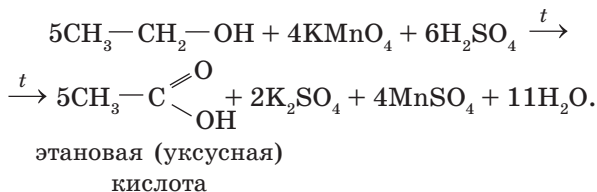
В промышленности эту реакцию осуществляют, пропуская пары спирта над нагретой медной сеткой. Её поверхность частично окислена. Параллельно с реакцией окисления спирта оксидом меди протекает и другой процесс — каталитическое дегидрирование спирта:



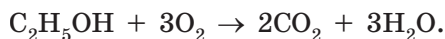
В отличие от реакции с оксидом меди данный процесс эндотермический.

Окислить первичный спирт в альдегид, а вторичный — в кетон удаётся и при помощи хромового ангидрида CrO_3 или подкисленного раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

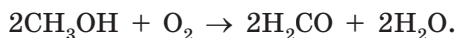
При окислении первичных спиртов перманганатом калия первичный спирт окисляется до карбоновой кислоты:



Горение спиртов приводит к образованию углекислого газа и воды:



Каталитическим окислением метанола получают формальдегид:



Простые эфиры



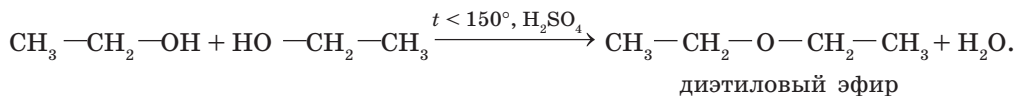
Простые эфиры — вещества, молекулы которых состоят из двух углеводородных радикалов, соединённых атомом кислорода: $R-O-R'$.

Группы R и R' могут быть одинаковыми или разными, а соответствующие простые эфиры — симметричными или несимметричными.

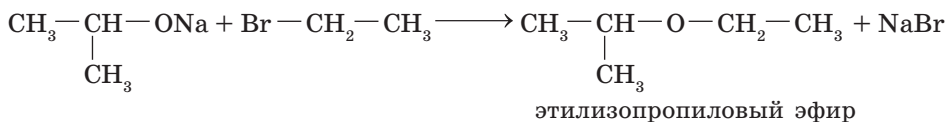
Физические свойства. Простые эфиры практически нерастворимы в воде и имеют более низкие температуры плавления и кипения, чем изомерные им спирты. Причиной этого служит отсутствие в них OH -групп, участвующих в образовании водородных связей. Диметиловый эфир CH_3-O-CH_3 при комнатной температуре — газ, а диэтиловый эфир — легколетучая жидкость.

Способы получения

1. *Межмолекулярная дегидратация спиртов* происходит при умеренном нагревании в присутствии водоотнимающего средства:



2. *Реакция Вильямсона* — получение простого эфира действием алкоголята металла на алкилгалогенид:



Химические свойства. Простые эфиры значительно менее реакционноспособны, чем спирты. Они не реагируют с натрием и большинством кислот, однако способны распадаться под действием иодоводорода:



Эфиры чрезвычайно легко воспламеняются, их пары образуют с воздухом взрывчатые смеси:

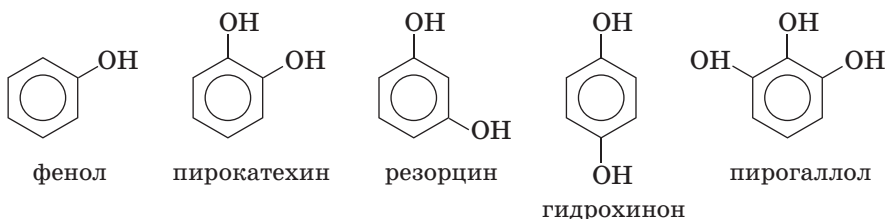


Фенолы

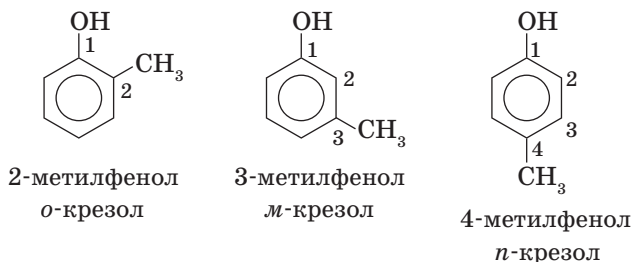
Фенолы — производные ароматических углеводородов, в молекулах которых есть хотя бы одна OH-группа, связанная с атомом углерода бензольного кольца.



Простейший представитель этого класса называется просто *фенолом*. Многие другие представители фенолов имеют тривиальные названия:

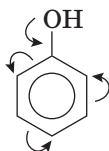


Как и в спиртах, наличие фенольной OH-группы в названии соединения обозначают суффиксом *-ол*:



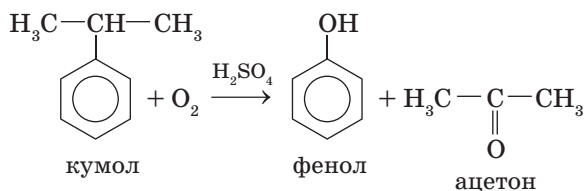
Физические свойства. Фенолы — твёрдые легкоплавкие кристаллические вещества со специфическим запахом. Простейший фенол C_6H_5OH слабо растворяется в холодной воде, гораздо лучше в горячей. Он растворим также в этаноле, диэтиловом эфире, бензоле. Обладает сильным дезинфицирующим действием.

Особые свойства фенолов вызваны тем, что в них, в отличие от спиртов, неподелённая электронная пара атома кислорода увеличивает электронную плотность в *орто*- и *пара*-положениях бензольного кольца:

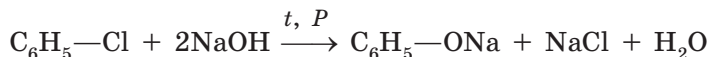


Вследствие этого электронная плотность у атома кислорода уменьшается, что приводит к росту полярности и ослаблению связи O—H и, как следствие, к большей подвижности водорода гидроксильной группы. С другой стороны, электронная плотность в *орто*- и *пара*-положениях бензольного кольца возрастает, что облегчает протекание реакций замещения, характерных для ароматических соединений.

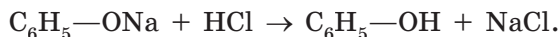
Способы получения. В промышленности фенолы выделяют из каменноугольной смолы. Фенол получают также наряду с ацетоном окислением кумола:



В лаборатории фенол получают нагреванием хлорбензола под давлением со щёлочью:

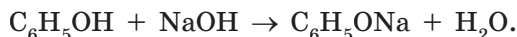
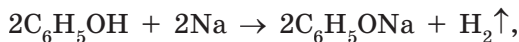


с последующим разложением полученного фенолята при помощи сильной кислоты:

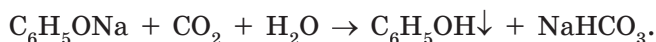


Химические свойства

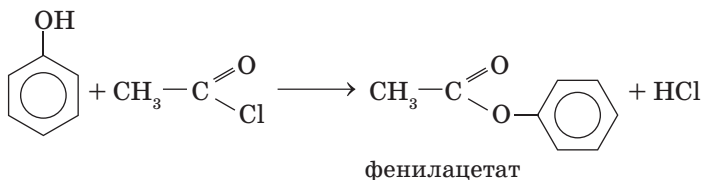
1. Фенол является слабой кислотой, в отличие от спиртов, он реагирует не только с щелочными металлами, но и с водными растворами щелочей. При реакции фенола со щёлочью образуются *феноляты*:



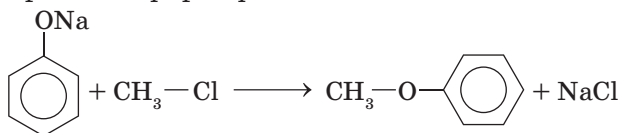
Фенол — очень слабая кислота, не изменяющая окраску индикаторов. Он намного слабее угольной кислоты. Поэтому при пропускании через растворы фенолятов избытка углекислого газа выпадает белый осадок фенола (раствор мутнеет):



2. *Образование сложных эфиров.* Фенол не образует сложных эфиров при непосредственном взаимодействии с кислотами. Эфиры получают взаимодействием фенола и хлорангидридов кислот:

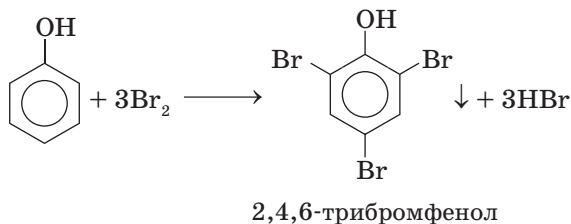


3. Действием галогенпроизводных на феноляты могут быть получены простые эфиры фенолов:

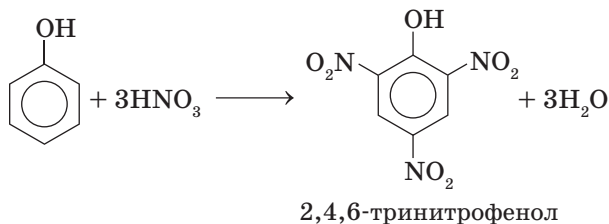


4. Реакции *замещения* в ароматическом ядре в случае фенола протекают значительно легче, чем в аренах.

а) Бромирование (с бромной водой) протекает чрезвычайно легко и приводит к образованию белого осадка трибромфенола. Это — качественная реакция на фенол.



б) При обработке фенола избытком азотной кислоты образуется 2,4,6-тринитрофенол:

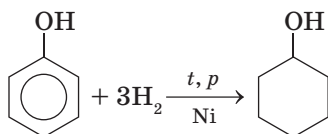


в) Реакция конденсации с формальдегидом.

В результате реакции поликонденсации образуется высокомолекулярное соединение — фенолформальдегидная смола.

5. *Окисление.* Фенол легко окисляется даже кислородом воздуха. Бесцветные кристаллы фенола постепенно окрашиваются на воздухе сначала в розовый, а затем в малиново-красный цвет из-за накопления полимерных продуктов окисления.

6. *Восстановление.* Каталитическое гидрирование фенола приводит к образованию циклогексанола:



7. Фенол реагирует с раствором FeCl_3 , при этом образуется комплексное соединение и раствор окрашивается в фиолетовый цвет. Это — качественная реакция на фенол.

Карбонильные соединения

Карбонильные соединения содержат в своём составе *карбонильную группу*

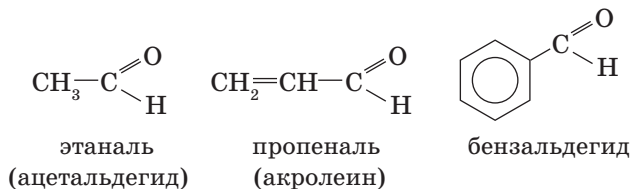


соединённую с двумя радикалами.

Атом углерода в карбонильной группе находится в состоянии sp^2 -гибридизации и образует три σ -связи (одна из них — связь $\text{C}=\text{O}$). Эти связи располагаются в одной плоскости под углом 120° друг к другу, а π -связь образована негибризованной p -орбиталью атома углерода и p -орбиталью атома кислорода. Двойная связь $\text{C}=\text{O}$ карбонильной группы является сочетанием σ - и π -связей; она сильно поляризована за счёт смещения электронной плотности π -связи к более электроотрицательному атому, кислороду. Химическая активность карбонильных соединений тем выше, чем больше заряд $\delta+$ на атоме углерода.

Соединения, в молекуле которых карбонильная группа связана хотя бы с одним атомом водорода, называют *альдегидами*.



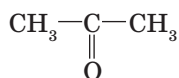


Общая формула *предельных алифатических альдегидов* — $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$. Название альдегида получают из корня соответствующего ему алкана, к которому прибавляют окончание *-аль*. Простейшие альдегиды имеют тривиальные названия — формальдегид (или муравьиный альдегид, метаналь), ацетальдегид (или уксусный альдегид, этаналь), пропионовый альдегид (пропаналь).

В кетонах карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами.



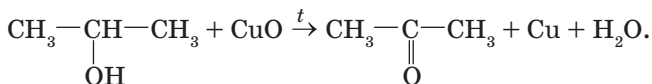
Простейший из них — ацетон:



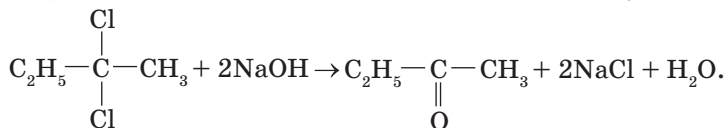
Кетоны имеют суффикс *-он*. Так, ацетон по систематической номенклатуре — пропанон-2. Кетоны изомерны предельным альдегидам с тем же числом атомов водорода.

Способы получения

1. Окисление спиртов оксидом меди или хромовым ангидридом. Из первичных спиртов образуются альдегиды, из вторичных — кетоны (см. тему «Спирты»):

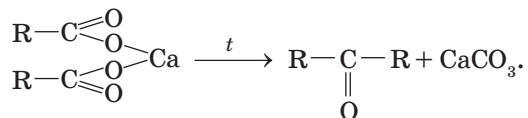


2. Щелочной гидролиз дигалогеналканов, в которых оба атома галогена расположены при одном и том же атоме углерода:

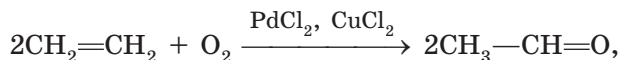


3. Гидратация алкинов (реакция Кучерова). Из ацетилена образуется ацетальдегид, а из его гомологов — кетоны (см. тему «Алкины»).

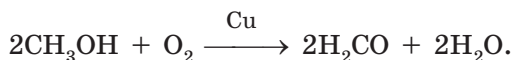
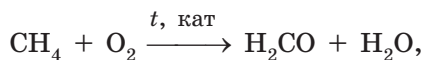
4. Пиролиз солей карбоновых кислот с двухвалентными металлами:



5. Ацетальдегид в промышленности получают окислением этилена кислородом воздуха:



а формальдегид — окислением метана или метанола



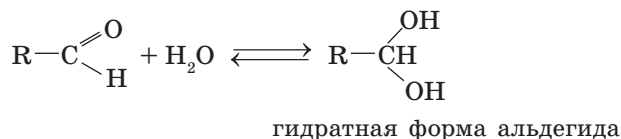
Ацетон получают в промышленности окислением кумола (см. тему «Фенолы»).

Физические свойства. Температуры кипения альдегидов и кетонов ниже, чем у соответствующих спиртов. Низшие альдегиды и кетоны растворяются в воде и полярных органических растворителях. Формальдегид CH_2O — газ с резким, едким запахом, его 30–40%-й раствор в воде называют *формалином*. Ацетальдегид — легкокипящая жидкость с резким запахом, хорошо растворимая в воде. Высшие альдегиды — нерастворимые твёрдые вещества. Ацетон — легкокипящая жидкость со специфическим запахом, смешивается с водой во всех соотношениях.

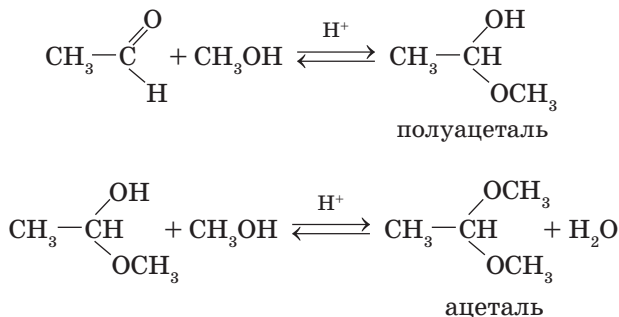
Химические свойства

1. Реакции *присоединения* по двойной связи $\text{C}=\text{O}$. В эти реакции альдегиды вступают гораздо легче, чем кетоны.

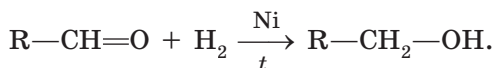
а) Гидратация



б) Присоединение спиртов

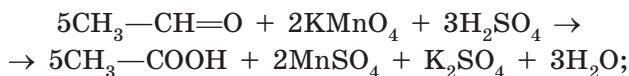


2. *Восстановление.* При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, а из кетонов в этих же условиях — вторичные:

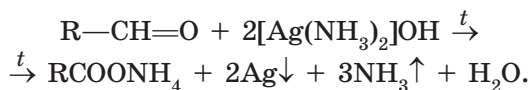


3. *Окисление.* Альдегиды очень легко окисляются, превращаясь в карбоновые кислоты или их соли под действием:

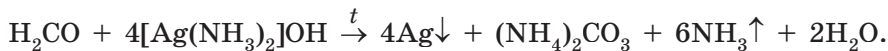
а) подкисленного раствора перманганата калия:



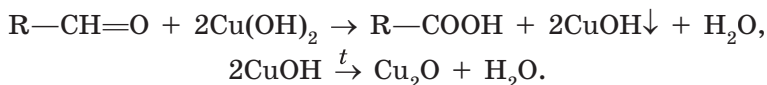
б) аммиачного раствора оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»):



Серебро образует зеркальный налёт на стенке сосуда. Это *качественная* реакция на альдегиды. Формальдегид в этой реакции окисляется до карбоната аммония:



в) гидроксида меди(II):



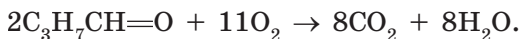
В ходе этой реакции голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ превращается сначала в жёлтый осадок неустойчивого гидроксида меди(I) CuOH , который быстро превращается в оранжево-красный Cu_2O . Это — ещё одна *качественная* реакция на альдегиды. Формальдегид в этой реакции окисляется до CO_2 :



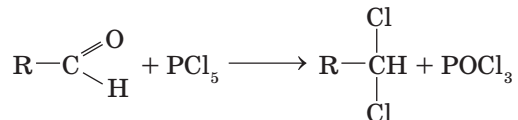
В средней школе приведённые уравнения являются общепринятыми, в том числе и при сдаче ЕГЭ. В то же время следует иметь в виду, что для протекания реакции требуется щелочная среда. В условиях опыта она создаётся введением избытка щёлочи при осаждении гидроксида меди(II), к взвеси которого и добавляют альдегид.

Кетоны окисляются с большим трудом, они не дают качественных реакций, характерных для альдегидов. Ацетон реагирует лишь с концентрированным горячим подкисленным раствором перманганата калия, постепенно превращаясь в уксусную кислоту и углекислый газ. При этом происходит разрыв связи $\text{C}-\text{C}$ в молекуле ацетона.

г) Альдегиды и кетоны сгорают с образованием углекислого газа и воды:



4. Альдегиды и кетоны взаимодействуют с пентахлоридом фосфора, образуя дихлоралканы:



5. Формальдегид реагирует с фенолом с образованием фенолформальдегидных смол.

Карбоновые кислоты

Карбоновые кислоты — производные углеводородов, которые содержат в своём составе карбоксильную группу —COOH.



По числу карбоксильных групп в молекуле различают *монокарбоновые* (одна группа —COOH), *дикарбоновые* (две группы —COOH) и т.д. кислоты. В зависимости от структуры углеводородного радикала кислоты могут быть предельными и непредельными алифатическими, ароматическими (табл. 15.1). Систематические названия кислот получают от корневого названия углеводорода добавлением окончания *-овая кислота* для монокарбоновых кислот и *-диовая кислота* для дикарбоновых. Предельные монокарбоновые кислоты имеют общую формулу $C_nH_{2n+1}COOH$.

Формула кислоты	Тривиальное название	Систематическое название	Название соли и сложного эфира
ПРЕДЕЛЬНЫЕ			
HCOOH	Муравьиная	Метановая	Формиат
CH ₃ COOH	Уксусная	Этановая	Ацетат
C ₂ H ₅ COOH	Пропионовая	Пропановая	Пропионат
C ₃ H ₇ COOH	Масляная	Бутановая	Бутират
C ₄ H ₉ COOH	Валериановая	Пентановая	Валерат
C ₁₅ H ₃₁ COOH	Пальмитиновая	Гексадекановая	Пальмитат*
C ₁₇ H ₃₅ COOH	Стеариновая	Октадекановая	Стеарат*
НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ			
CH ₂ =CH—COOH	Акриловая	Пропеновая	Акрилат
C ₁₇ H ₃₃ COOH	Олеиновая	<i>цис</i> -Октадецен-9-овая	Олеат*
C ₁₇ H ₃₁ COOH	Линолевая	<i>цис,цис</i> -Октадекадиен-9,12-диовая	Линолеат*

ТАБЛИЦА 15.1.

Некоторые карбоновые кислоты и их производные



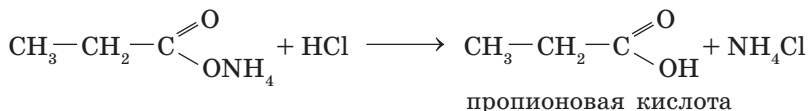
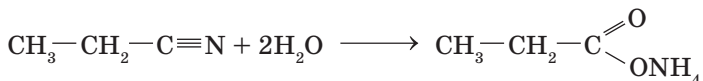
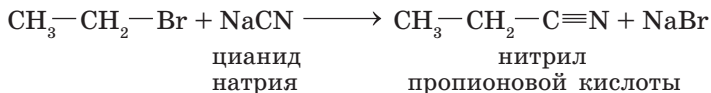
* ИХ ОСТАТКИ ВХОДЯТ В СОСТАВ ЖИРОВ

Способы получения

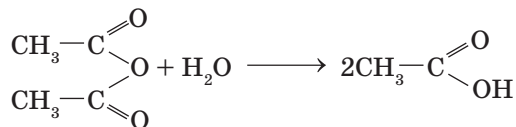
$$\begin{array}{c} 5\text{R}-\text{CH}_2-\text{OH} + 4\text{KMnO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + 4\text{MnSO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}. \\ \text{первичный спирт} \qquad \qquad \qquad \text{кислота} \end{array}$$
$$\text{R}-\text{CCl}_3 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{ONa} \end{array} + 3\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}.$$
$$\text{RCOONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{RCOOH} + \text{NaCl}.$$

488

а) использование нитрилов позволяет нарастить углеродную цепь на один атом:

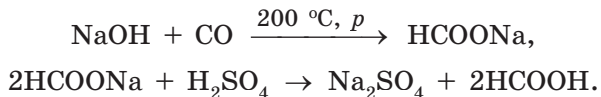


б) гидролиз уксусного ангидрида:



4. Окисление алкенов и алкинов горячим подкисленным раствором перманганата калия.

5. Простейшие карбоновые кислоты имеют специфические способы получения. Так, муравьиную кислоту в промышленности получают из угарного газа:

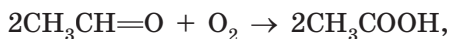


Нагреванием формиата натрия удаётся получить оксалат натрия:



который действием кислоты (например, HCl) переводят в щавелевую кислоту.

Уксусную кислоту можно получить из бутана (см. тему «Алканы»), окислением ацетальдегида кислородом воздуха на марганцевом катализаторе:



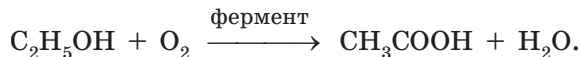
а также по реакции карбонилирования — внедрения (присоединения) угарного газа CO в молекулу метанола. Данный способ



производства уксусной кислоты в настоящее время очень распространён:



Пищевую уксусную кислоту получают окислением этилового спирта кислородом воздуха под действием особых микроорганизмов:



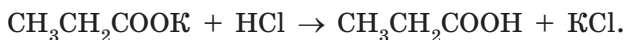
Бензойная кислота образуется при окислении толуола подкисленным раствором перманганата калия (см. тему «Арены»).

Химические свойства

1. Карбоновые кислоты — слабые электролиты. Равновесие реакции диссоциации смещено влево:

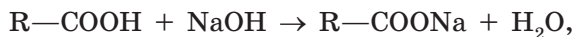
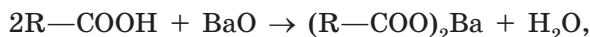
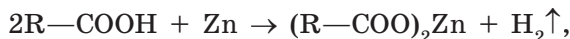


Сильные минеральные кислоты вытесняют их из солей:

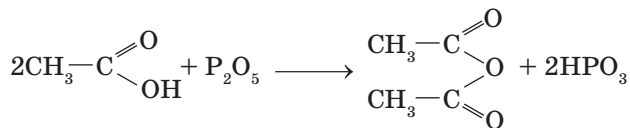


Введение в молекулу карбоновой кислоты электроноакцепторных заместителей (например, атомов галогена) приводит к повышению кислотных свойств.

Карбоновые кислоты проявляют все свойства кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями и солями слабых кислот:



2. Под действием водоотнимающих средств карбоновые кислоты теряют воду, превращаясь в ангидриды:



Ангидриды низших кислот — жидкости с острым запахом. При действии воды они превращаются в исходную кислоту.



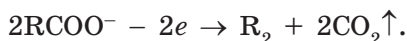
3. Кислоты и ангидриды кислот вступают в реакцию этерификации со спиртами. При этом образуются сложные эфиры. Карбоновые кислоты с фенолами не реагируют, сложные эфиры фенолов получают из спирта и хлорангидрида кислоты.

4. *Окисление.* Карбоновые кислоты помимо муравьиной и щавелевой не окисляются раствором перманганата калия. Муравьиная кислота может быть окислена даже аммиачным раствором оксида серебра:

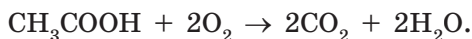


Однако она, в отличие от альдегидов, не восстанавливает гидроксид меди(II), а лишь переводит его в соль — формиат меди(II) $(\text{HCOO})_2\text{Cu}$.

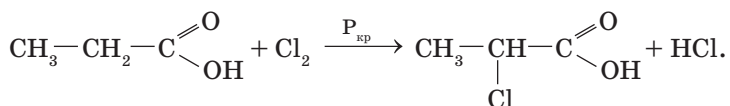
Окисление карбоксилат-ионов при электролизе растворов солей карбоновых кислот приводит к выделению углекислого газа и образованию алкана или арена:



Продуктами полного сгорания карбоновых кислот являются углекислый газ и вода:

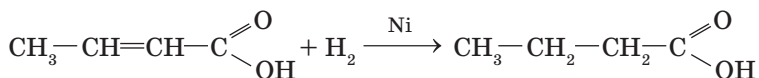


5. *Галогенирование* карбоновых кислот в присутствии красного фосфора протекает по атому углерода, расположенному рядом с карбоксильной группой (в α -положении). Так получают α -галогензамещённые кислоты:



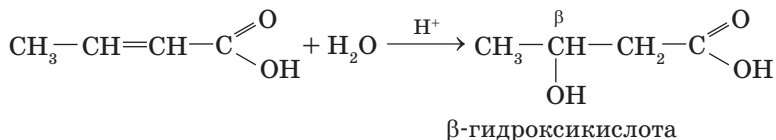
Эта реакция часто используется в качестве промежуточной стадии в синтезе α -аминокислот.

6. Непредельные карбоновые кислоты способны к реакциям присоединения по двойной связи, а также к реакциям полимеризации:



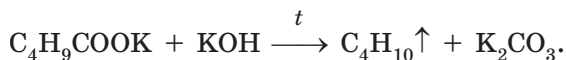
Присоединение галогеноводородов и воды к непредельным кислотам происходит против правила Марковникова.





7. Восстановление до первичных спиртов обычными восстановителями не происходит. При действии сильных восстановителей (LiAlH_4) на производные карбоновых кислот образуются спирты.

8. *Декарбоксилирование.* При сплавлении солей карбоновых кислот со щелочами происходит разрыв связи C–C в углеродном скелете кислоты и отщепление карбоксильной группы:

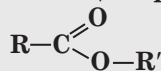


Прокаливание кальциевых или бариевых солей карбоновых кислот приводит к образованию кетона и карбоната металла.

Сложные эфиры

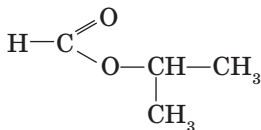


Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, в молекулах которых атом водорода в карбоксильной группе замещён на углеводородный радикал. Общая формула, сложных эфиров

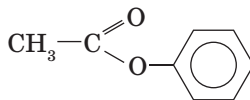


где R и R' — углеводородные радикалы.

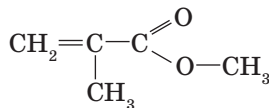
Названия сложных эфиров производят от названий кислоты и углеводородного радикала, заместившего водород. В качестве корня используют название кислоты с окончанием *-ат*, в виде приставки приводят название радикала.



изопропилформиат



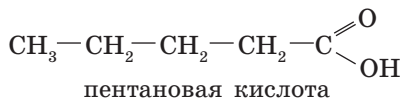
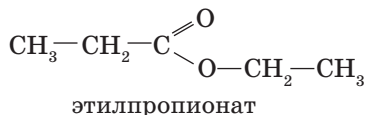
фенилацетат



метил(2-метил)акрилат

Сложные эфиры изомерны карбоновым кислотам с тем же числом атомов углерода:

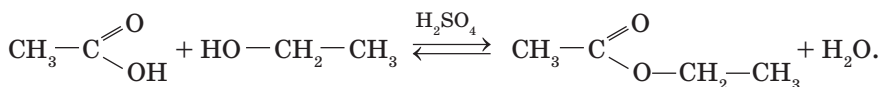




Физические свойства. Сложные эфиры низших кислот и спиртов — бесцветные летучие жидкости с характерным приятным запахом, малорастворимые в воде. Они имеют более низкие температуры кипения, чем соответствующие кислоты.

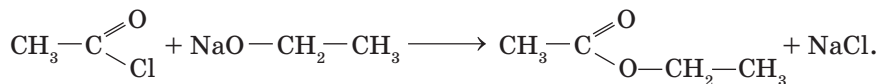
Способы получения

1. Взаимодействие спиртов и кислот (*реакция этерификации*):



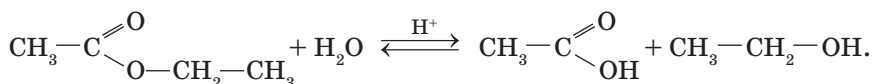
В реакции этерификации минеральная кислота играет роль катализатора. Для того чтобы сместить равновесие вправо, из реакционной смеси удаляют отгонкой тот из продуктов (или воду, или эфир), температура кипения которого ниже.

2. Реакция хлорангидридов карбоновых кислот с алкоголями щелочных металлов:

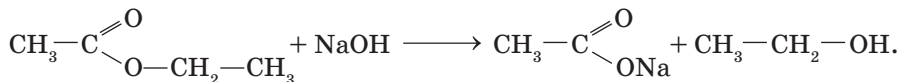


Химические свойства

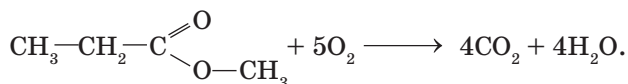
1. *Гидролиз* под действием воды — реакция, обратная реакции этерификации:



Для того чтобы гидролиз протекал необратимо, его проводят в присутствии щёлочи (щелочной гидролиз):

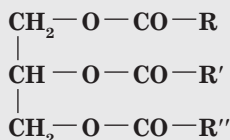


2. *Горение* сложных эфиров:





Жиры (триглицериды) — сложные эфиры, образованные трёх-
атомным спиртом глицерином и высшими карбоновыми кисло-
тами:



где R, R', R'' — радикалы высших жирных кислот.

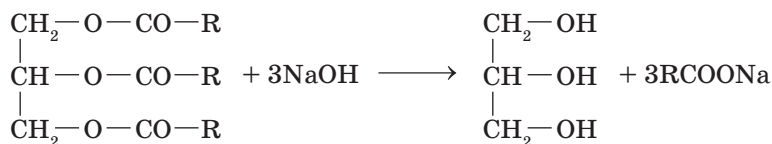
**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

В основном в состав жи-
ров входят три кислоты —
предельные пальмитиновая
(R = C₁₅H₃₁) и стеариновая
(R = C₁₇H₃₅), а также непре-
дельная олеиновая кислота
(R = C₁₇H₃₃).

Жиры нерастворимы в воде и хорошо
растворимы в органических раствори-
телях. Жидкие жиры называют масла-
ми. В состав растительных масел входят
глицериды ненасыщенных кислот.

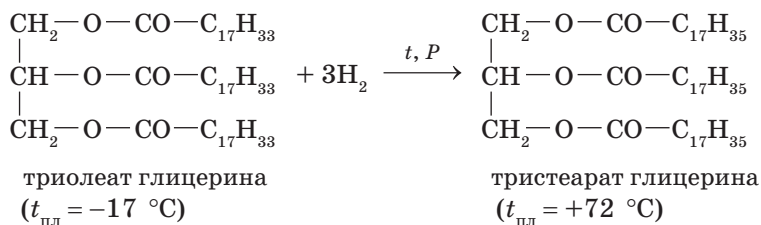
Химические свойства

1. *Гидролиз* жиров происходит под
действием воды в кислой (обратимо) ще-
лочной (необратимо, *омыление*) среде:



При щелочном гидролизе образуются соли высших жирных
кислот, называемые *мылами*.

2. *Гидрогенизация* жиров — присоединение водорода к остат-
кам непредельных кислот, входящим в состав жиров. При этом
жиры из жидких превращаются в твёрдые.



Гидрогенизацией растительного масла получают продукт, из
которого изготавливают маргарин.



Углеводы

Углеводы — природные органические соединения, условно имеющие формулу $C_mH_{2n}O_n$ ($m, n \geq 3$).



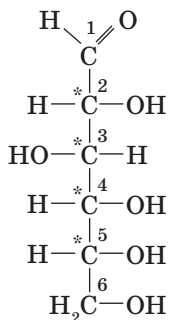
Углеводы подразделяют на три группы.

Моносахариды (глюкоза $C_6H_{12}O_6$, фруктоза $C_6H_{12}O_6$, рибоза $C_5H_{10}O_5$, дезоксирибоза $C_5H_{10}O_4$, галактоза $C_6H_{12}O_6$) — углеводы, которые не способны гидролизоваться с образованием более простых углеводов.

Молекулы **дисахаридов** (сахароза, лактоза, мальтоза и целлобиоза, все имеют формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$) дают при гидролизе два моносахарида, а молекулы олигосахаридов — несколько (три — **трисахариды** и т.д.).

Полисахариды (крахмал, целлюлоза, гликоген — все имеют формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$) — это природные высокомолекулярные вещества, состоящие из большого числа остатков моносахаридов. Они гидролизуются с образованием большого числа моно- и олигосахаридов.

Молекулы моносахаридов могут существовать в линейной и циклических формах. В линейной форме глюкоза $C_6H_{12}O_6$ представляет собой альдегидоспирт с пятью гидроксильными группами:



* Звёздочками обозначены асимметрические атомы углерода, придающие веществу оптическую активность.

Глюкоза — белое кристаллическое вещество, обладающее сладким вкусом, хорошо растворимое в воде. Кристаллы глюкозы образованы циклическими молекулами.



1. Глюкоза обладает некоторыми из свойств, характерных для альдегидов:

$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - (\text{CH}) - \text{C} = \text{O} \\ | \quad | \quad // \\ \text{OH} \quad (\text{OH})_4 \quad \text{H} \end{array} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \xrightarrow{t} \begin{array}{c} \text{CH}_2 - (\text{CH}) - \text{C} = \text{O} \\ | \quad | \quad // \\ \text{OH} \quad (\text{OH})_4 \quad \text{ONH}_4 \end{array} + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

ГЛЮКОЗА ГЛЮКОНАТ аммония

$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \left(\text{CH} \right)_4 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \\ | \qquad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \left(\text{CH} \right)_4 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{OH} \end{array} \\ | \qquad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

ГЛЮКОНОВАЯ КИСЛОТА

$$\begin{array}{ccc} \begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ | \\ \text{OH} \end{array} - \left(\begin{array}{c} \text{CH} \\ | \\ \text{OH} \end{array} \right)_4 - \begin{array}{c} \text{C}=\text{O} \\ | \\ \text{H} \end{array} & \xrightarrow{\text{HNO}_3} & \begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{HO}-\text{C} \end{array} - \left(\begin{array}{c} \text{CH} \\ | \\ \text{OH} \end{array} \right)_4 - \begin{array}{c} \text{C}=\text{O} \\ | \\ \text{OH} \end{array} \\ & & \text{глюкаровая кислота} \end{array}$$
$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \left(\text{CH} \right)_4 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2[\text{H}] \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$$

сорбит

3. *Брожение* — процесс расщепления молекул глюкозы под действием различных микроорганизмов.

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{фермент}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2\uparrow.$$

Процесс гидролиза крахмала протекает ступенчато. Сначала макромолекулы разрываются в нескольких местах и образуются *декстрины* — цепочки из нескольких десятков звеньев глюкозы; затем декстрины распадаются до дисахарида *мальтозы*. На последнем этапе мальтоза гидролизуетсся с образованием глюкозы.


$$\begin{array}{ccc} (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} & \xrightarrow{\text{H}^+, t} & n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ \text{целлюлоза} & & \text{глюкоза} \end{array}$$

Процесс гидролиза целлюлозы протекает с образованием дисахарида целлобиозы, который, в свою очередь, распадается до глюкозы.

В отличие от крахмала, который гораздо легче гидролизуется, для целлюлозы характерно образование сложных эфиров с азотной и уксусной кислотами.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1

Дана схема превращений: пропанол-1 \rightarrow X \rightarrow пропанол-2 \rightarrow Y \rightarrow пропановая кислота. Определите вещества «X» и «Y».

- 1) 2-хлорпропан
- 2) изопропилпропионат
- 3) пропин
- 4) пропен
- 5) ацетон

● **РЕШЕНИЕ.** Задания данного типа удобно решать, исходя из вещества, название которого помещено в центре цепочки превращений.

В данном примере это пропанол-2. Это вторичный спирт. Как можно получить спирт? Одним из способов получения вторичных спиртов является гидратация алкенов, протекающая по правилу Марковникова. Таким образом, веществом X может быть пропен. Чтобы убедиться в правильности этого предположения, проверим, возможно ли его получить из пропанола-1. Как известно, алкены получают дегидратацией спиртов. В частности, пропен может быть получен из пропанола-1. Следовательно, наше предположение верно. Вещество X — пропен.

Для нахождения вещества Y проанализируем, как из вторичного спирта получить карбоновую кислоту. Если первичные спирты окисляются до альдегидов и далее до карбоновых кислот, то вторичные спирты при окислении дают кетон. Следовательно, надо искать другой вариант. Им может быть синтез сложного эфира по реакции с пропионовой кислотой. Гидролиз изопропилпропионата приведёт к образованию пропанола-2 и пропионовой кислоты. Следовательно, Y — изопропилпропионат.

ОТВЕТ: 42.

ПРИМЕР 2 С гидроксидом натрия реагируют оба вещества

- 1) уксусная кислота и этанол
- 2) фенол и этилацетат
- 3) глицерин и пропанол
- 4) щавелевая кислота и метанол
- 5) ацетат аммония и метилформиат

● **РЕШЕНИЕ.** Первый вариант ответа не удовлетворяет утверждению, так как спирты (этанол) не вступают в реакцию с гидроксидом натрия. Во втором варианте ответа приведены два вещества, каждое из которых (фенол и сложный эфир) вступает в реакцию со щёлочью. Из веществ под номером 3 оба не реагируют со щёлочью, так как являются спиртами. Метиловый спирт также приведён в варианте 4, что не позволяет выбрать этот вариант ответа. В ответе 5 приведены аммонийная соль уксусной кислоты и сложный эфир. Как известно, все соли аммония реагируют со щелочами с выделением аммиака. Вступают в реакцию со щёлочью (щелочной гидролиз) и сложные эфиры. Таким образом, верные ответы — 25.

ОТВЕТ: 25.



ПРИМЕР 3 Бутанол-2 можно получить

- 1) восстановлением бутанала
- 2) щелочным гидролизом 1-хлорбутана
- 3) гидратацией бутена-1
- 4) восстановлением бутановой кислоты
- 5) гидратацией бутена-2

● **РЕШЕНИЕ.** Здесь также нужно последовательно анализировать варианты ответов. При восстановлении бутанала образуется первичный спирт — бутанол-1. Щелочным гидролизом 1-хлорбутана также получают бутанол-1. А вот при гидратации бутена-1, которая протекает по правилу Марковникова, образуется вторичный спирт — бутанол-2. Продуктом восстановления бутановой кислоты является первичный спирт. При гидратации бутена-2 образуется бутанол-2. Обратите внимание, что при реакции с водой гомологов этилена образуются либо вторичные, либо третичные спирты. Первичный спирт (этанол) может быть получен по реакции гидратации только из этилена. Таким образом, верные ответы — 35.

ОТВЕТ: 35.

ПРИМЕР 4

Установите соответствие между реагирующими веществами и органическим продуктом, который образуется при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) пропаналь и водород
- Б) пропаналь и подкисленный раствор перманганата калия
- В) пропионат калия и гидроксид калия
- Г) пропаналь и бромная вода

ОРГАНИЧЕСКИЙ ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) C_2H_6
- 2) CH_3-COOH
- 3) CH_3-CH_2-COOH
- 4) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$
- 5) $CH_3-CH(OH)-CH_3$
- 6) $CH_3-CH=CH_2$

● **РЕШЕНИЕ.** В левом столбце таблицы приведены реагенты, а в правом — один из продуктов реакции. Продукты могут повторяться. Анализируем строки левого столбца. В реакции между пропаналем и водородом образуется первичный спирт пропанол-1, его формула представлена под номером 4 в правой колонке. При окислении пропанала подкисленным раствором перманганата калия образуется пропановая (пропановая) кислота, формула которой приведена во второй колонке (номер 3). При действии на пропионат калия гидроксидом калия (сплавливание твёрдых веществ) образуется этан (номер 1).



Данный метод (декарбоксилирование солей карбоновых кислот) иногда используют в лаборатории для получения алканов. При действии на пропаналь бромной воды может происходить как окисление, так и замещение атомов водорода на бром. Бромпроизводных в правом столбце не представлено. Находим в нём продукт окисления пропаналя — пропионовую кислоту (номер 3).

ОТВЕТ:

А	Б	В	Г
4	3	1	3

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



① Ацетат натрия не получится при действии на уксусную кислоту

- 1) тетрабората натрия
- 2) гидроксида натрия
- 3) хлорида натрия
- 4) карбоната натрия
- 5) натрия

② С аммиачным раствором оксида серебра не взаимодействует

- 1) этаналь
- 2) сахароза
- 3) муравьиная кислота
- 4) глюкоза
- 5) этанол

③ Фенол не реагирует с

- 1) NaHCO_3
- 2) FeCl_3
- 3) HNO_3
- 4) NaOH
- 5) HCl



- 4) Метаналь может реагировать с
- 1) HBr
 - 2) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
 - 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
 - 4) CH_4
 - 5) Na
- 5) Продуктами гидролиза сложных эфиров состава $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_2$ могут быть
- 1) этановая кислота и пропанол
 - 2) акриловая кислота и этанол
 - 3) пропановая кислота и ацетальдегид
 - 4) пропан и метилформиат
 - 5) масляная кислота и формальдегид
- 6) Этановая кислота взаимодействует с
- 1) гидроксидом меди(II)
 - 2) толуолом
 - 3) бромоводородом
 - 4) нитратом калия
 - 5) этанолом
- 7) В определённых условиях гидролизу подвергается
- 1) глицерин
 - 2) метилацетат
 - 3) уксусная кислота
 - 4) этанол
 - 5) тристеарат глицерина
- 8) Уксусную кислоту можно получить в реакции
- 1) ацетальдегида с избытком $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
 - 2) щелочного гидролиза этилформиата
 - 3) этанала с перманганатом калия в сернокислой среде
 - 4) между метанолом и оксидом углерода(II)
 - 5) гидратации ацетилена
- 9) Олеиновая кислота может реагировать с
- 1) водородом
 - 2) медью



- 3) гидроксидом натрия
- 4) хлоридом натрия
- 5) бензолом

10) Для ацетальдегида характерны реакции

- 1) этерификации
- 2) отщепления
- 3) окисления
- 4) присоединения
- 5) гидролиза

11) Глицерин **не реагирует** с

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 2) водным раствором NaOH
- 3) Na
- 4) HBr
- 5) H_2O

12) В результате брожения глюкозы могут образоваться

- 1) C_2H_4
- 2) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$
- 3) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 5) CH_2O

13) Целлюлоза вступает в реакции

- 1) гидролиза
- 2) гидратация
- 3) «серебряного зеркала»
- 4) этерификации
- 5) брожения

14) Крахмал реагирует с

- 1) водой
- 2) пентаном
- 3) азотной кислотой
- 4) фенолом
- 5) бензолом



15) Крахмал **не** реагирует с

- 1) HNO_3
- 2) I_2
- 3) H_2O
- 4) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
- 5) C_2H_4

16) Установите соответствие между реагирующими веществами и органическим продуктом, который образуется при взаимодействии этих веществ.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) ацетат натрия и бромметан
- Б) метилат натрия и бромэтан
- В) метанол и концентрированная серная кислота
- Г) метанол и оксид углерода(II)

ОРГАНИЧЕСКИЙ ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) CH_4
- 2) CH_3COOH
- 3) $\text{CH}_3-\text{C}(\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$
- 5) $\text{CH}_3-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$
- 6) $\text{CH}_2=\text{O}$

17) Установите соответствие между реагирующими веществами и органическим продуктом, который преимущественно образуется при взаимодействии этих веществ.

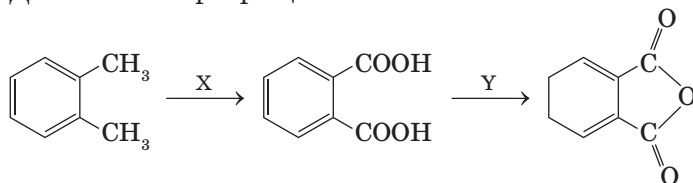
РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) бутанол-2 и соляная кислота
- Б) бутанол-2 и оксид меди(II)
- В) бутанол-2 и концентрированная серная кислота
- Г) бутанол-1 и избыток подкисленного раствора перманганата калия

ОРГАНИЧЕСКИЙ ПРОДУКТ РЕАКЦИИ

- 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$
- 2) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- 5) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{Cl})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 6) $\text{ClCH}_2-\text{CH}(\text{Cl})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

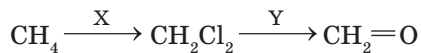
18) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) P_2O_5
- 2) $KMnO_4(H^+)$
- 3) $KMnO_4(H_2O)$
- 4) CH_3OH
- 5) $Cu(OH)_2$

19) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) HCl
- 2) Cl_2
- 3) Na
- 4) CuO
- 5) $NaOH(разб)$

20) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) HCl
- 2) Cl_2
- 3) $NaOH(водн)$
- 4) $NaOH(спирт)$
- 5) Zn



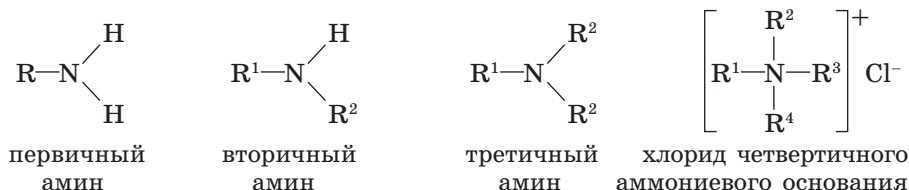
ГЛАВА 16 АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

Амины

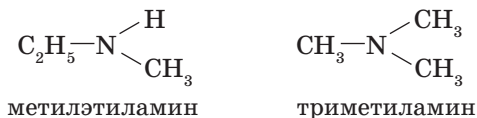


Амины — производные аммиака, в котором один или несколько атомов водорода замещены на углеводородные радикалы.

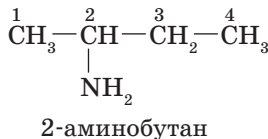
По числу радикалов, связанных с азотом, различают первичные, вторичные и третичные амины. Известны также соли четвертичных аммониевых оснований:



Названия аминов обычно строят, рассматривая их как продукты замещения атомов водорода в аммиаке. Заместители перечисляют в алфавитном порядке перед словом *амин*; если имеются одинаковые заместители, используют приставки *ди-* и *три-*:

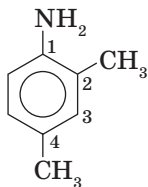


Названия первичных аминов можно построить, исходя из названия соответствующего алкана и указав положение аминогруппы цифрой, соответствующей номеру углеродного атома, при котором находится группа:



Простейший ароматический амин (фениламин) называют *анилином*, и названия его гомологов производят от этого корня:



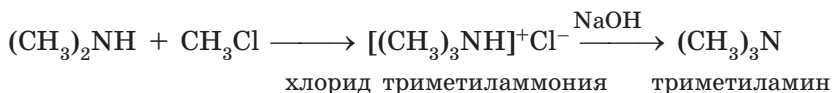
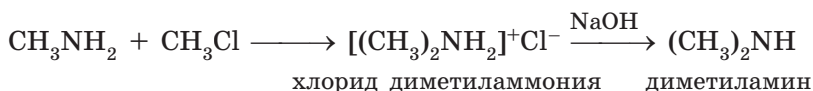


2,4-диметиланилин

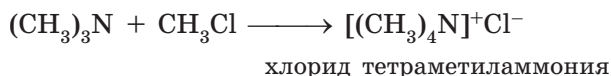
Физические свойства. Низшие амины (метиламин, диметил-амин, триметиламин, этиламин) при комнатной температуре — газы с резким неприятным запахом, хорошо растворимые в воде. Между молекулами амина и воды в растворе образуются водородные связи. Ароматические амины (анилин) в воде малорастворимы. Анилин представляет собой бесцветную, ядовитую, неприятно пахнущую жидкость.

Способы получения

1. Алкилирование аммиака и аминов путём нагревания с галогеналканами:

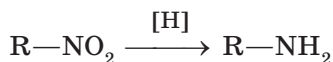


При действии на триметиламин хлорметаном образуется соль четвертичного аммониевого основания:

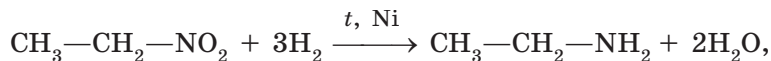


Это — белые, растворимые в воде кристаллы, напоминающие соли аммония.

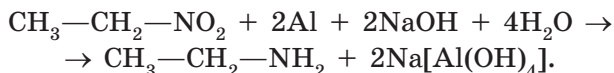
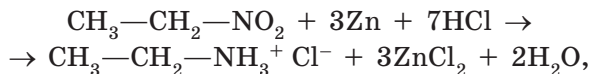
2. Первичные амины можно получить восстановлением нитросоединений:



В качестве восстановителя можно использовать как газообразный водород (реакция проходит при нагревании на катализаторе):

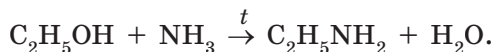


так и водород в момент выделения. Его получают, проводя в растворе реакцию между нитросоединением, активным металлом и кислотой (железо, цинк, алюминий с соляной кислотой) или щёлочью (цинк, алюминий со щёлочью) (реакция Зинина):



В кислой среде образуются соли алкиламмония, которые переводят в амин действием щелочей.

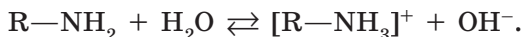
3. Амины можно получить аминированием спиртов:



Химические свойства

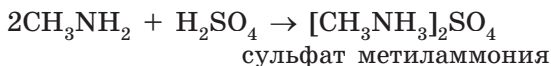
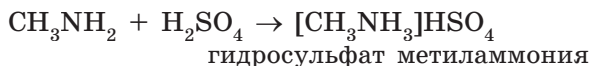
1. *Основные свойства.* Алифатические амины — более сильные основания, чем аммиак, поскольку предельные радикалы увеличивают электронную плотность на атоме азота.

Водные растворы аминов имеют щелочную среду:



Они окрашивают фенолфталеин в малиновый цвет.

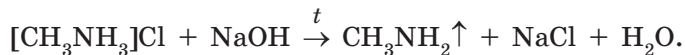
Амины, подобно аммиаку, реагируют с кислотами, образуя соли:



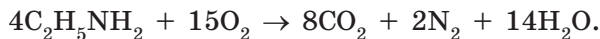
Ароматические амины — более слабые основания, чем аммиак. Анилин малорастворим в воде, его водный раствор не изменяет окраску индикаторов.

Соли аминов — твёрдые вещества, хорошо растворимые в воде. Щёлочи, как более сильные основания, вытесняют из них амины:



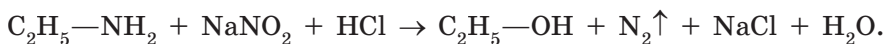


2. Горение аминов приводит к образованию углекислого газа, азота и воды:

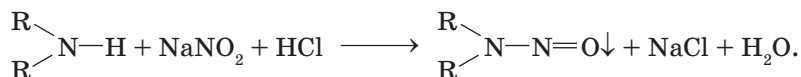


3. Реакции алифатических аминов с азотистой кислотой позволяют установить тип амина.

а) Первичные алифатические амины превращаются в первичные спирты с выделением азота под действием нитритов в кислой среде:

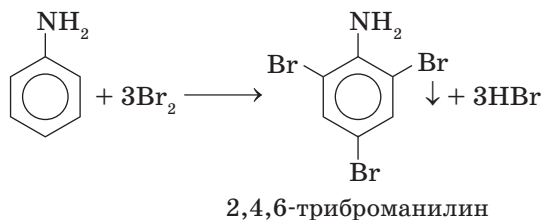


б) Вторичные амины в этой реакции дают нерастворимые в воде жидкие или твёрдые *нитрозосоединения* жёлтого цвета:



в) Третичные амины с азотистой кислотой не реагируют.

4. Ароматические амины вступают в реакции замещения в ароматическом ядре. Аминогруппа, будучи ориентантом первого рода, направляет заместители в *орто*- и *пара*-положения. Реакции замещения происходят гораздо легче, чем в случае бензола. Так, при реакции анилина с бромной водой выпадает белый осадок 2,4,6-триброманилина. Это — *качественная реакция* на анилин:



В отличие от алифатических аминов, анилин легко окисляется под действием различных окислителей. Так, при действии



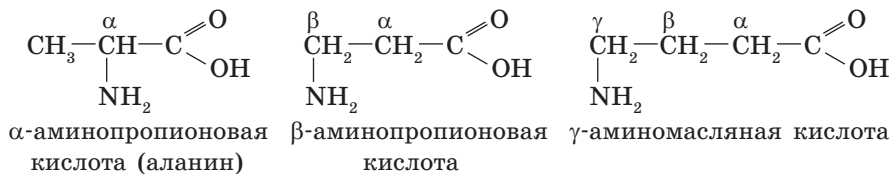
хлорной извести CaOCl_2 раствор анилина приобретает интенсивно-фиолетовую окраску. Эта реакция также является *качественной* на анилин.

Аминокислоты



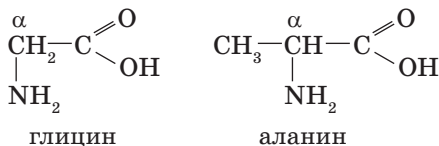
Аминокислоты — органические бифункциональные соединения, в состав которых входят карбоксильная группа $-\text{COOH}$ и аминогруппа $-\text{NH}_2$.

В зависимости от взаимного расположения обеих функциональных групп различают α -, β -, γ -аминокислоты и т.д.

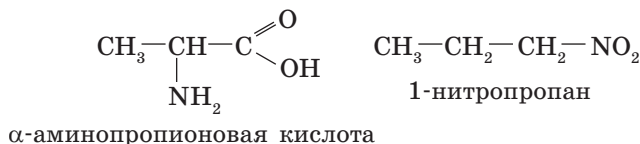


Греческая буква обозначает удалённость атома углерода, при котором находится аминогруппа, от карбоксильной группы $-\text{COOH}$. В состав природных соединений входят только α -аминокислоты. Природные белки образованы остатками 19 α -аминокислот и пролина, в котором азот входит в состав группы NH , а не NH_2 .

Простейшие из природных аминокислот — глицин и аланин:



Предельные аминокислоты изомерны нитроалканам с тем же числом атомов углерода:



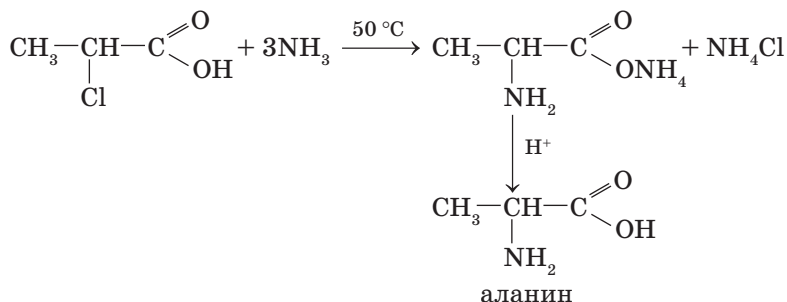
Аминокислоты — твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. В твёрдом виде и в растворе существуют в виде биполярных ионов, например:



Многие аминокислоты имеют сладкий вкус.

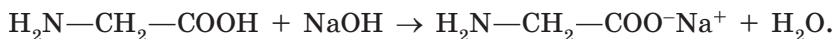
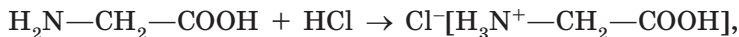
Способы получения

1. Гидролиз пептидов (см. тему «Белки»).
2. Реакция аммиака с α-галогензамещёнными кислотами.

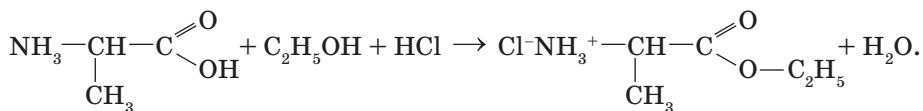


Химические свойства

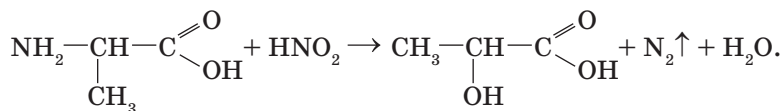
1. Аминокислоты — амфотерные соединения. Они реагируют как с кислотами, так и с основаниями, образуя соли:



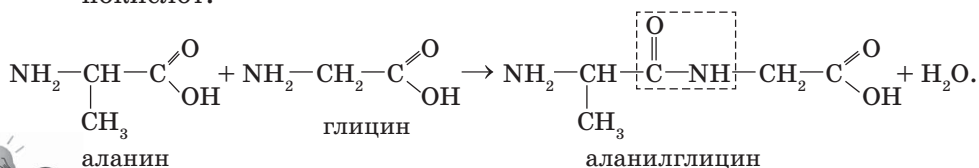
2. Аминокислоты реагируют со спиртами в присутствии газообразного хлороводорода, давая соль сложного эфира:



3. Подобно первичным аминам, они вступают в реакцию с азотистой кислотой:



4. Образование пептидов. При взаимодействии двух аминокислот образуется *дипептид*, состоящий из остатков двух аминокислот:

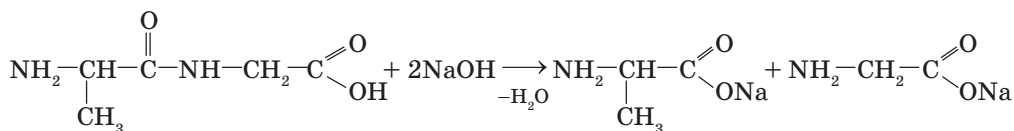


**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Группу атомов $-\text{CO}-\text{NH}-$ (выделена пунктиром) называют *пептидной связью*.

Дальнейшая конденсация аминокислот приводит к полипептиду. На одном его конце располагается карбоксильная группа $-\text{COOH}$, а на другом конце — аминогруппа $-\text{NH}_2$.

Пептиды способны *гидролизоваться* под действием кислот и оснований. В результате щелочного гидролиза образуются соли аминокислот:



Гидролиз пептидов может быть *полным*, когда пептид полностью разлагается на составляющие его аминокислоты, и *частичным*, когда происходит расщепление не всех пептидных связей.

Белки



Белки — природные полипептиды с высокими значениями молекулярной массы (от 10 000 до нескольких миллионов).

Белки входят в состав всех живых организмов. Ферменты — биологические катализаторы обмена веществ в живых организмах — также относятся к белковым веществам.

Химические свойства

1. При нагревании белков или при действии растворителей происходит *денатурация белков* — разрушение вторичной и третичной структур с сохранением первичной структуры. Примеры



денатурации белков — образование сгустка при прокисании молока, изменения, происходящие в яичном белке или мясе при варке.

2. *Гидролиз* белков — разрушение первичной структуры в кислом или щелочном растворе с образованием свободных аминокислот.

3. Качественные реакции на белки.

а) *Биуретовая реакция* — фиолетовое окрашивание при действии на гидроксид меди(II). Биуретовую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь.

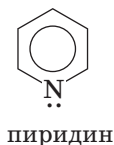
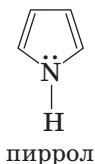
б) *Ксантопротеиновая реакция* — появление жёлтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

Гетероциклические соединения

Азотсодержащие гетероциклические соединения — органические соединения, в составе которых имеются циклы, включающие в себя атомы азота.



Примерами могут служить пиррол и пиридин — пятичленный и шестичленный ароматические гетероциклы с одним атомом азота.

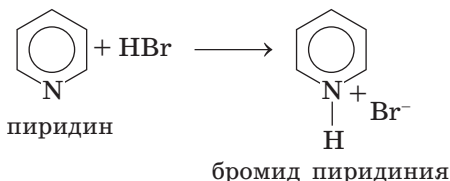


По своему электронному строению пиридин напоминает бензол. Все атомы углерода и атом азота находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Шесть электронов, находящихся на негибридных орбиталях, образуют π -электронную стабильную ароматическую систему. Из трёх гибридных орбиталей атома азота две вступают в образование σ -связей C—N, а третья содержит неподелённую пару электронов.

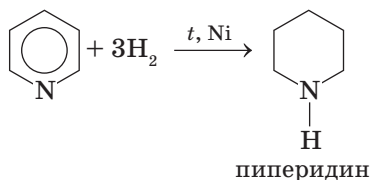
Пиридин — это бесцветная жидкость с характерным неприятным запахом, с водой смешивается в любых отношениях.



Пиридин — более слабое основание, чем алифатические амины. При взаимодействии пиридина с сильными кислотами образуются соли *пиридиния*:



Подобно бензолу, пиридин способен вступать в реакции электрофильного замещения. При *гидрировании* пиридина образуется насыщенное гетероциклическое соединение *пиперидин*:



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Выберите два вещества, с которыми реагирует диметиламин.

- 1) нитрат калия
- 2) вода
- 3) нитрит калия, подкисленный раствор
- 4) цинк
- 5) гидроксид калия

● **РЕШЕНИЕ.** Известно, что алифатические амины вступают в обратимую реакцию с водой. Их водные растворы окрашивают фенолфталеин в малиновый цвет. Ещё одним характерным свойством аминов является их реакция с азотистой кислотой. Азотистая кислота неустойчива, поэтому её обычно создают, используя свежеприготовленный подкисленный раствор соли — нитрита щелочного металла. Нитрат калия, цинк и гидроксид калия с аминами не взаимодействуют.

ОТВЕТ: 23.



ПРИМЕР

2

Какие из аминов реагируют с азотистой кислотой с выделением негорючего газа?

- 1) *n*-бутиламин
- 2) диизопропиламин
- 3) 1,2-диаминоэтан
- 4) триэтиламин
- 5) метилэтиламин

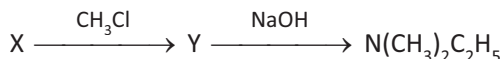
● **РЕШЕНИЕ.** В реакцию с азотистой кислотой вступают первичные и вторичные алифатические амины. В ходе этой реакции первичные амины превращаются в спирты, при этом содержащийся в них азот выделяется в виде газа. Как известно, азот негорюч и не поддерживает горение. Вторичные амины реагируют с азотистой кислотой с образованием нитрозаминов. Газ при этом не выделяется. Таким образом, вопрос сводится к нахождению среди вариантов ответа формул первичных аминов. Это *n*-бутиламин и 1,2-диаминоэтан.

ОТВЕТ: 13.

ПРИМЕР

3

Дана схема превращений:



Определите неизвестные вещества

- 1) X — аммиак, Y — диметиламин
- 2) X — метиламин, Y — хлорид диметиламмония
- 3) X — этиламин, Y — диметиэтиламин
- 4) X — метилэтиламин, Y — хлорид диметилэтилammония

● **РЕШЕНИЕ.** Удобнее рассматривать приведённую схему превращений с конца. Вещество, при действии на которое щёлочью образуется третичный амин, скорее всего, является солью этого амина. Так как в первой реакции используется хлорметан, можно предположить, что Y — солянокислая соль диметилэтиламина. Хлорметан используется для введения метильной группы в молекулу аминов. Исходное вещество уже содержало одну метильную и одну этильную группы, то есть представляет собой метилэтиламин. Взаимодействием с алкилгалогенидами вторичные амины превращаются в соли третичных аминов. Последующим действием щёлочи из соли выделяют третичный амин. Приведённая схема превращений иллюстрирует лабораторный способ синтеза третичных аминов из вторичных.

ОТВЕТ: 4.





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Выберите два вещества, с которыми реагирует этиламин.
- 1) этан
 - 2) бромэтан
 - 3) гидроксид кальция
 - 4) этанол
 - 5) серная кислота
- ② Алифатические амины **не реагируют** с
- 1) водой
 - 2) хлоридом натрия
 - 3) гидроксидом натрия
 - 4) азотистой кислотой
 - 5) хлорметаном
- ③ Восстановлением нитросоединения нельзя получить
- 1) нитрозоэтан
 - 2) анилин
 - 3) триметиламин
 - 4) диметиламин
 - 5) 1,4-диаминобутан
- ④ Дана схема превращений:
- $$\text{C}_3\text{H}_8 \xrightarrow{\text{X}} \text{CH}_3\text{CH}(\text{NO}_2)\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Y}} \text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_3$$
- Определите вещества X и Y.
- 1) H_2
 - 2) NH_3
 - 3) HNO_2
 - 4) HNO_3
 - 5) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$

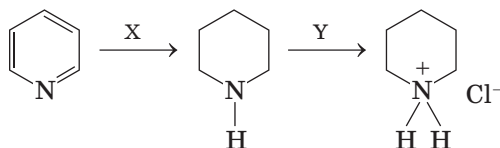
- ⑤ Дана схема превращений:
- $$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{Cl} \xrightarrow{\text{X}} \text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CN} \xrightarrow{\text{Y}} \text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{NH}_2$$



Определите вещества X и Y.

- 1) CO_2
- 2) NH_3
- 3) KCN
- 4) H_2O
- 5) H_2

6) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) H_2
- 2) H_2O
- 3) Cl_2
- 4) HCl
- 5) CH_3Cl

7) Дана схема превращений:



Определите вещества X и Y.

- 1) H_2
- 2) H_2O
- 3) NH_3
- 4) HNO_2
- 5) HNO_3

8) Аланин вступает в реакцию с

- 1) гидроксидом меди(II)
- 2) водой
- 3) хлоридом натрия
- 4) азотной кислотой
- 5) фенолом



- 9) Анилин, в отличие от фенола, реагирует с
- 1) бромной водой
 - 2) раствором перманганата калия
 - 3) водой
 - 4) хлороводородом
 - 5) азотистой кислотой
- 10) Соль, при действии на которую гидроксидом кальция образуется анилин, — это
- 1) бензоат аммония
 - 2) хлорид фениламмония
 - 3) аланат натрия
 - 4) аланат аммония
 - 5) нитрат фениламмония
- 11) С какими веществами реагирует водный раствор глицина?
- 1) серная кислота
 - 2) ацетон
 - 3) магний
 - 4) этилацетат
 - 5) бензол
- 12) Чтобы отличить водный раствор анилина от водного раствора фенола, можно использовать
- 1) фенолфталеин
 - 2) бромную воду
 - 3) хлорид железа(III)
 - 4) раствор гидроксида натрия
 - 5) раствор хлорной извести
- 13) Цветными реакциями белков называют взаимодействие белка с
- 1) раствором перманганата калия
 - 2) гидроксидом меди(II)
 - 3) азотной кислотой
 - 4) аммиачным раствором нитрата серебра
 - 5) хлоридом бария



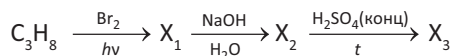
ГЛАВА 17 ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. КОМБИНИРОВАННЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ ПО ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

§ 17.1. ЦЕПОЧКИ ПРЕВРАЩЕНИЙ

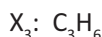
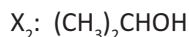
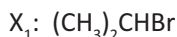
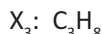
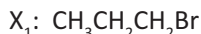
ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 В схеме превращений

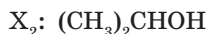


веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



● **РЕШЕНИЕ.** Соединение X_1 представляет собой продукт радикального замещения атома водорода на галоген в молекуле алкана. Замещение протекает через образование стабильного вторичного радикала, следовательно, соединение X_1 — 2-бромпропан.

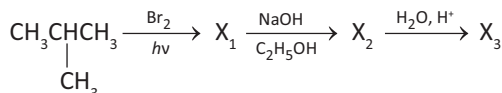
Далее следует обработка 2-бромпропана водным раствором щёлочи, что привело к образованию изопропилового спирта, который при обработке концентрированной серной кислотой при нагревании претерпевает отщепление молекулы воды с образованием пропена.



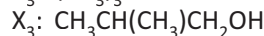
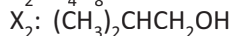
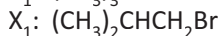
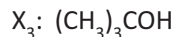
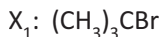
ОТВЕТ:



ПРИМЕР 2 В схеме превращений



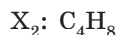
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



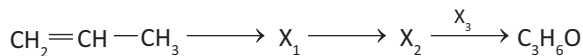
● **РЕШЕНИЕ.** Соединение X_1 представляет собой продукт радикального замещения атома водорода на галоген в молекуле алкана. Замещение протекает через образование стабильного третичного радикала, следовательно, соединение X_1 — 2-бром-2-метилпропан (*третбутилбромид*).

Далее следует обработка 2-бром-2-метилпропана спиртовым раствором гидроксида натрия, что привело к отщеплению молекулы галогеноводорода с образованием 2-метилпропена (изобутилена), который при присоединении молекулы воды в присутствии серной кислоты образует третичный спирт — 2-гидрокси-2-метилпропан.

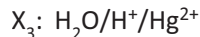
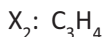
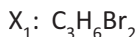
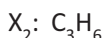
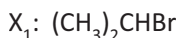
ОТВЕТ:



ПРИМЕР 3 В схеме превращений

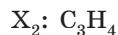
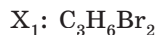


веществами X_1 , X_2 и X_3 являются

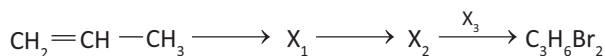


● **РЕШЕНИЕ.** В данном задании следует обратить внимание на конечное соединение состава $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, которое представляет собой кетон или альдегид. В случае кетона, который был получен по реакции Кучерова (гидратация алкинов), соединение X_2 представляет собой пропин. Получение алкина из алкена в 2 стадии представляет собой последовательные стадии галогенирования и дегидрогалогенирования полученного дигалогенида. Следовательно, соединение X_1 — 1,2-дибромпропан.

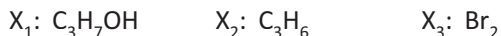
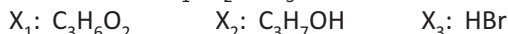
ОТВЕТ:



ПРИМЕР 4 В схеме превращений



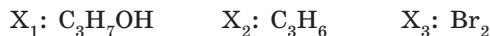
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



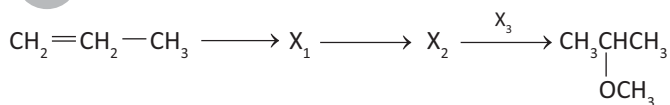
● **РЕШЕНИЕ.** В данном задании следует обратить внимание на конечное соединение состава $C_3H_6Br_2$, которое представляет собой дибромпропан, который может быть получен как при присоединении молекулы брома к алкену, так и при присоединении двух молекул бромоводорода к молекуле алкина.

Поскольку соединение X_2 — это спирт или алкен, то последняя стадия задания — присоединение брома к пропену. Данный алкен получен по реакции дегидратации спирта под действием концентрированной серной кислоты при нагревании, следовательно, соединение X_1 — изопропиловый спирт.

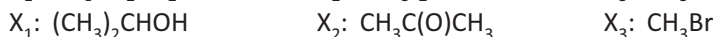
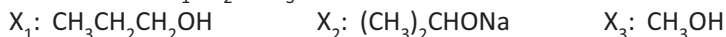
ОТВЕТ:



ПРИМЕР 5 В схеме превращений

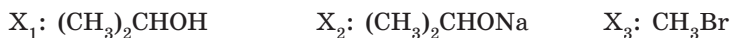


веществами X_1 , X_2 и X_3 являются

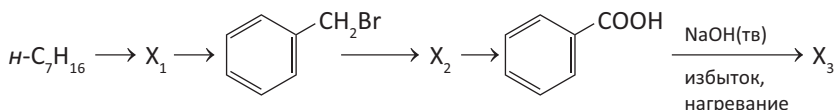


● **РЕШЕНИЕ.** В данном задании следует обратить внимание на конечное соединение, которое представляет собой несимметричный простой эфир, получаемый по реакции Вильямсона при взаимодействии алкоголята и галогеналкана, следовательно, неизвестное соединение X_2 представляет собой соль изопропилового спирта — изопропилат натрия. Данный алкогольат получен во второй стадии исходя из пропена, следовательно, неизвестное соединение X_1 — это изопропиловый спирт.

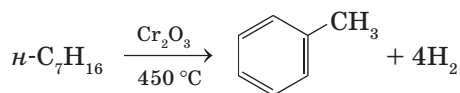
ОТВЕТ:



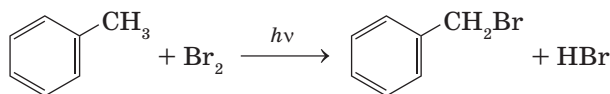
ПРИМЕР 6 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



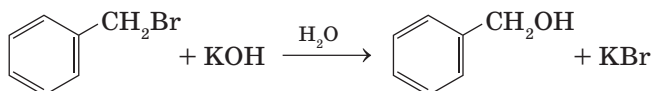
● **РЕШЕНИЕ.** Задачи подобного типа, то есть цепочки превращений, проще решать, отталкиваясь от известных соединений в продуктах реакции. Так, продукт второй стадии данной цепочки превращений представляет собой бромистый бензил, который, в свою очередь, можно получить бромированием толуола (метилбензола) на свету. Из вышесказанного следует, что неизвестное соединение X_1 представляет собой толуол. Классическим способом получения бензола и производных бензола является дегидроциклизация насыщенных углеводородов. Одним из углеводородов состава C_7H_{16} , способных образовать толуол в данной реакции, является неразветвлённый гептан. Таким образом, первые два уравнения реакций будут выглядеть следующим образом:



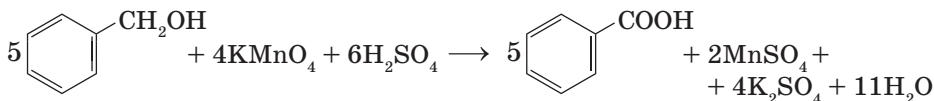
и



Вторая половина цепочки посвящена получению бензойной кислоты и дальнейшим реакциям с ней. Простейшим способом получения бензойной кислоты является окисление толуола, но в представленной задаче толуол зашифрован X_1 , а веществом, способным превращаться в бензойную кислоту, является X_2 . К тому же X_2 должно быть получено из толуола в две стадии и в одну стадию из бензилбромид. Таким образом, соединением X_2 может быть бензиловый спирт и два следующих уравнения будут выглядеть:



и



Здесь вместо подкисленного раствора перманганата калия возможно использование подкисленного раствора дихромата калия.

Заключительная реакция данного задания представляет собой декарбоксилирование по Дюма, сопровождающееся отщеплением карбоксильной группы в виде карбоната натрия.

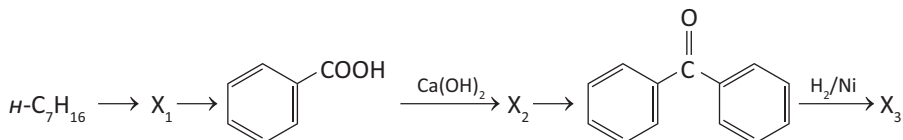




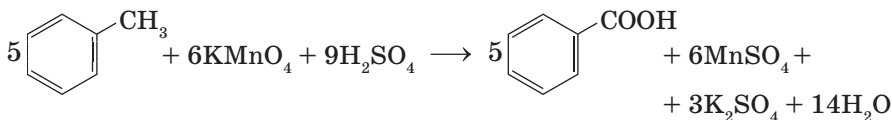
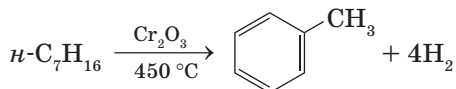
ПРИМЕР

7

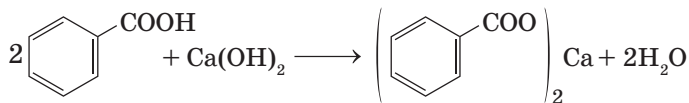
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



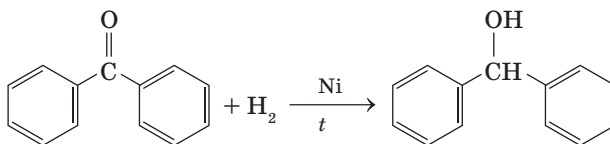
● **РЕШЕНИЕ.** В данном задании следует обратить внимание на соединение, полученное на второй стадии цепочки превращений, а именно на бензойную кислоту. Как уже говорилось в предыдущем задании, бензойную кислоту проще всего получить окислением толуола подкисленным раствором перманганата или дихромата калия, а толуол может быть получен при дегидроциклизации неразветвлённого (нормального) гептана. Следовательно, первые два уравнения реакции представляют собой:



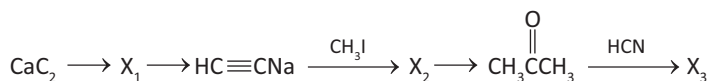
Следующие две стадии включают в себя образование кальциевой соли бензойной кислоты (бензоата кальция) и её прокаливания, которое сопровождается декарбоксилированием с образованием симметричного дифенилкетона:



Заключительная реакция представляет собой восстановление водородом карбонильной группы на катализаторе. В качестве катализатора могут быть использованы: платина, палладий или никель:


ПРИМЕР
8

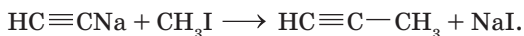
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



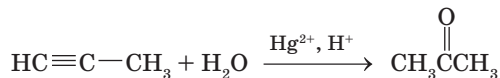
● **РЕШЕНИЕ.** В отличие от двух предыдущих случаев в данном задании возможно приступить к выполнению с первого уравнения реакции, которое представляет собой гидролиз карбида кальция с образованием ацетилена и гидроксида кальция:



В дальнейшем полученный ацетилен депротонируется при помощи гидрида или амида натрия, и полученная натриевая соль ацетилена вводится в реакцию с иодистым метилом. Продуктом данной реакции является пропин:



Далее пропин подвергается гидратации (присоединению молекулы воды) по Кучерову с образованием ацетона. При обсуждении региоселективности данного процесса вспомните правило Марковникова.



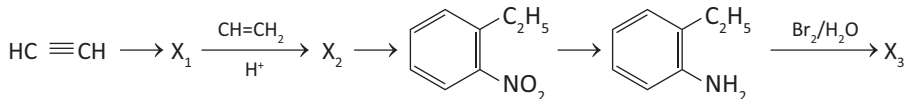
На заключительной стадии ацетон присоединяет по кратной связи молекулу синильной кислоты.



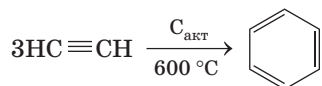
ПРИМЕР

9

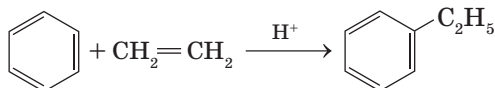
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



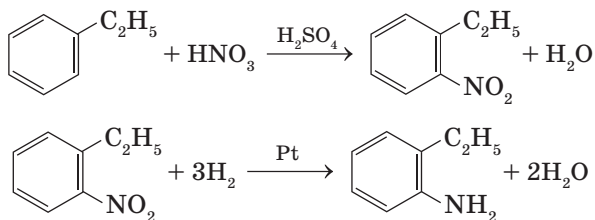
● **РЕШЕНИЕ.** При решении данной задачи следует принять во внимание, что на последних стадиях цепочки превращений участвуют молекулы замещённого бензола, а начинается данное задание с ацетилен. Следовательно, неизвестным соединением X_1 , полученным из ацетилена, является бензол:



Далее бензол вводят в реакцию алкилирования при помощи этилена в присутствии минеральной кислоты, при этом получается этилбензол.



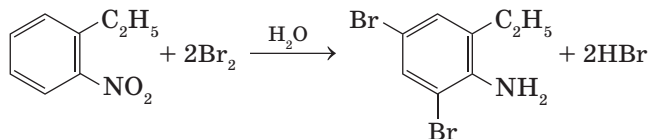
В дальнейшем мы видим получение *орто*-этиланилина при помощи восстановления *орто*-этилнитробензола. Соответствующее нитропроизводное может быть получено путём нитрования этилбензола нитрующей смесью, а восстановление нитропроизводного можно осуществить при помощи водорода на металлическом катализаторе или восстановлением алюминием в горячей щёлочи. В реакции восстановления нитрогруппы в данной цепочке нельзя использовать смесь железа (олова или цинка) и соляной или бромоводородной кислоты, поскольку при этом образуется не свободное основание, а гидрохлорид соответствующего амина.



В качестве заключительной реакции представлено бромирование полученного замещённого анилина. Обычно незамещённый анилин реагирует с бромной водой в молярном соотношении 1:3, однако в данном



случае, поскольку молекула анилина содержит заместитель в *орто*-положении, молярное соотношение будет 1:2.

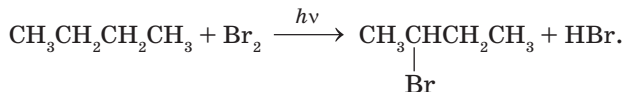


ПРИМЕР 10

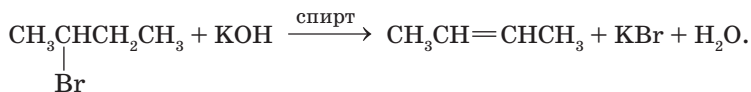
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



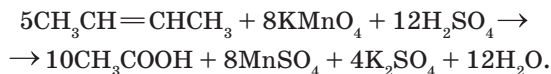
● **РЕШЕНИЕ.** Ключ к решению данного задания — превращение *n*-бутана в бутен-2. Простым методом подобного превращения является получение галогенпроизводного алкана с последующим дегидрогалогенированием. Для получения галогенпроизводного используется бром при УФ-облучении:



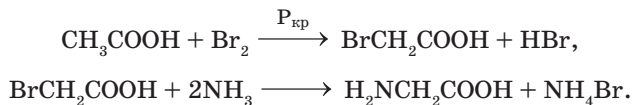
А для дегидрогалогенирования, протекающего по правилу Зайцева, — спиртовой раствор щёлочи:



В дальнейшей стадии окисления полученного алкена можно использовать подкисленные растворы перманганата или дихромата калия



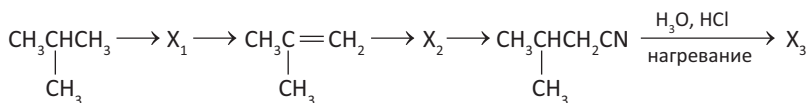
Заключительные стадии цепочки превращений посвящены получению аминокислоты глицин. Традиционно для получения альфа-аминокислот используется последовательность: галогенирование и нуклеофильное замещение атома галогена при помощи молекулы аммиака:



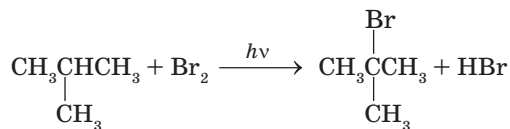
ПРИМЕР

11

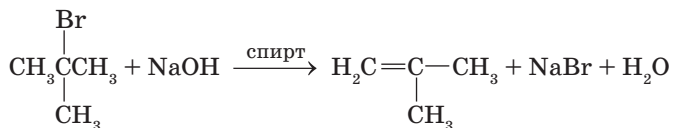
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



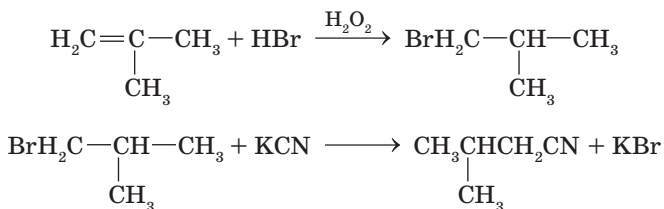
● **РЕШЕНИЕ.** В данном задании, аналогично предыдущему, цепочка превращений начинается с перехода алкан — неизвестное соединение X_1 — алкен. Как и в предыдущем задании, соединение X_1 — галогеналкан.



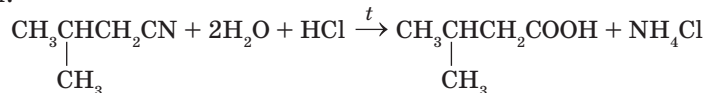
Далее происходит элиминирование галогеноводорода при помощи спиртового раствора щёлочи:



Следующая часть задания — получение нитрила изовалериановой (3-метилбутановой) кислоты и последующего кислотного гидролиза данного нитрила. Обычно получение нитрила заключается в нуклеофильном замещении атома галогена на цианогруппы под действием цианида калия. Поскольку в требуемом соединении цианогруппа содержится у первичного атома углерода, то и атом брома должен находиться при том же самом атоме. Присоединение бромоводорода к 2-метилпропену (изобутилену) протекает по правилу Марковникова с получением третичного, а не первичного галогенпроизводного, следовательно, требуется присоединение против правила Марковникова (добавление перекиси водорода или органических пероксидов к бромоводороду):

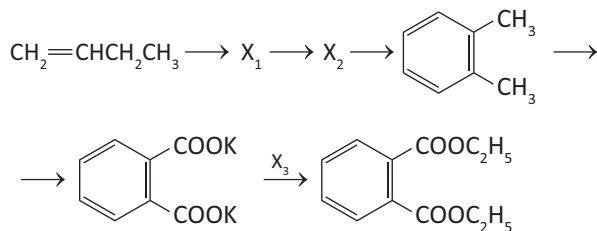


Заключительной стадией является кислотный гидролиз нитрила кислоты:

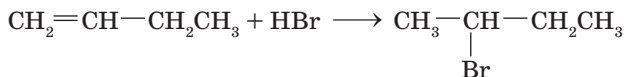


ПРИМЕР 12

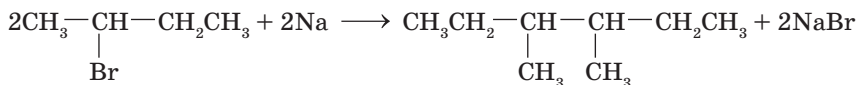
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



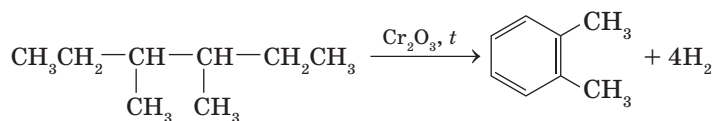
● **РЕШЕНИЕ.** При решении данного задания следует обратить внимание на то, что изначально используются соединения, не содержащие ароматического фрагмента. Кроме того, в исходном соединении содержатся 4 атома углерода, а в последующих уже 8. Следовательно, необходимо удвоить число атомов углерода в цепи. Данное удвоение можно выполнить по реакции Вюрца. Таким образом, соединения X_1 и X_2 — это галогеналкан и алкан, содержащий 8 атомов углерода, соответственно. В качестве галогеналкана может выступать как 2-бромбутан, так и 1-бромбутан:



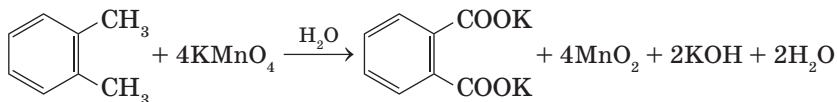
Далее полученный галогеналкан вводится в реакцию Вюрца с удвоением углеродного скелета:



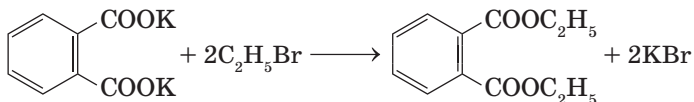
Простейший способ получения производных бензола из алканов заключается в дегидроциклизации предельных углеводородов на оксиде хрома(III), при этом не важно, какой алкан был получен на предыдущей стадии: 3,4-диметилгексан или *n*-октан. В обоих случаях продуктом дегидроциклизации будет 1,2-диметилбензол (*орто*-ксилол):



На следующей стадии *орто*-ксилол подвергается окислению водным раствором перманганата калия до калиевой соли 1,2-бензолдикарбоновой (фталевой) кислоты:



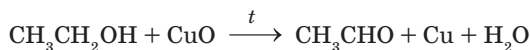
Заключительная стадия состоит в образовании простого эфира по реакции нуклеофильного замещения между галогеналканом и солью карбоновой кислоты:


ПРИМЕР
13

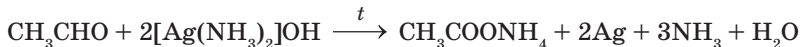
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



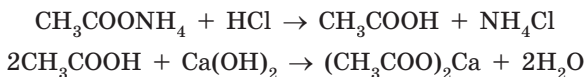
● **РЕШЕНИЕ.** В данном задании очевидна первая реакция: окисление первичного спирта нагретым оксидом меди(II) до ацетальдегида:



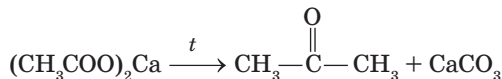
В дальнейшем уксусный альдегид вводят в реакцию «серебряного зеркала» с избытком аммиачного раствора оксида серебра. Образование ацетата аммония, а не уксусной кислоты на следующей стадии однозначно указывает на выбор окислителя:



Дальнейшее подкисление ацетата аммония сильной соляной кислотой и взаимодействие полученной уксусной кислоты с известковой водой приводят к образованию ацетата кальция.

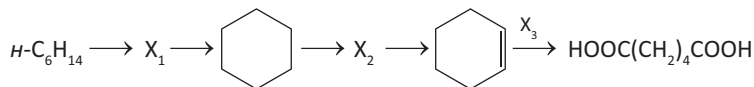


Заключительная стадия — прокаливании кальциевой соли карбоновой кислоты с образованием симметричного кетона — ацетона:

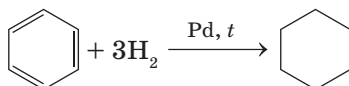
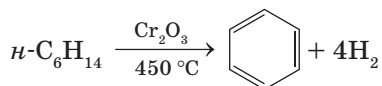


ПРИМЕР 14

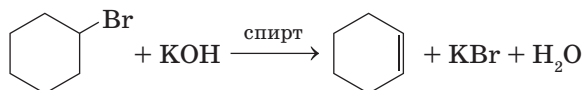
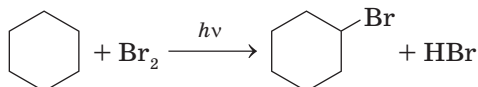
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



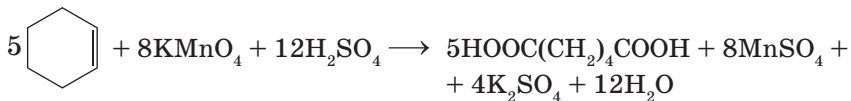
● **РЕШЕНИЕ.** Первые две стадии цепочки превращений включают в себя переход от неразветвлённого гексана к циклогексану, такой переход может быть выполнен через промежуточное образование молекулы бензола. Следовательно, соединение X_1 — бензол.



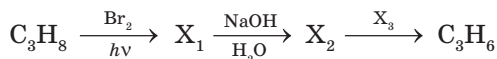
Далее следует переход от циклоалкана к циклоалкену через стадию образования галогенпроизводного. Сначала полученный циклогексан бромится на свету, и на следующей стадии происходит отщепление молекулы галогеноводорода под действием спиртового раствора щёлочи:



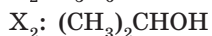
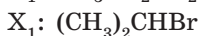
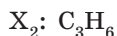
Последняя стадия цепочки представляет собой жёсткое окисление алкена под действием подкисленного раствора перманганата или дихромата калия.


ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

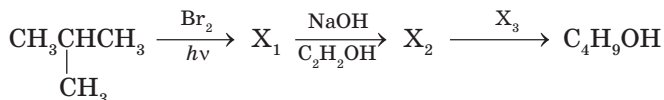
① В схеме превращений



веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



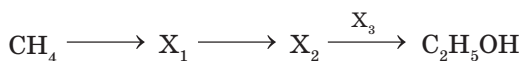
2 В схеме превращений



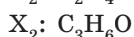
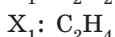
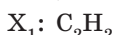
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



3 В схеме превращений



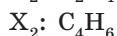
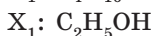
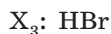
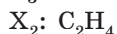
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



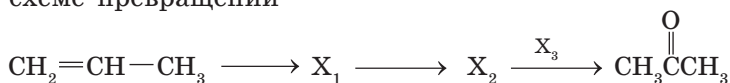
4 В схеме превращений



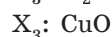
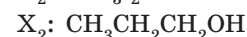
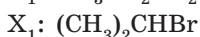
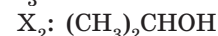
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



5 В схеме превращений



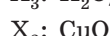
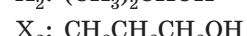
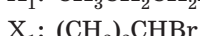
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



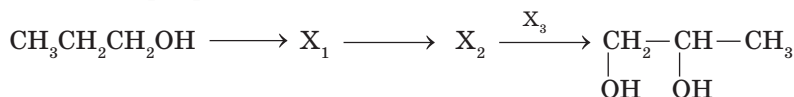
6 В схеме превращений



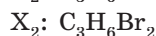
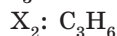
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



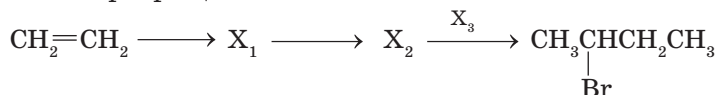
7 В схеме превращений



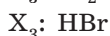
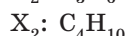
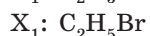
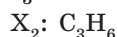
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



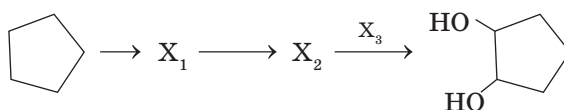
8 В схеме превращений



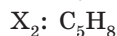
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



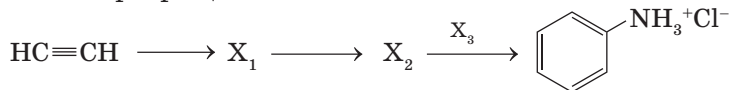
9 В схеме превращений



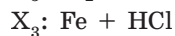
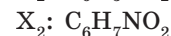
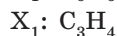
веществами X_1 , X_2 и X_3 являются



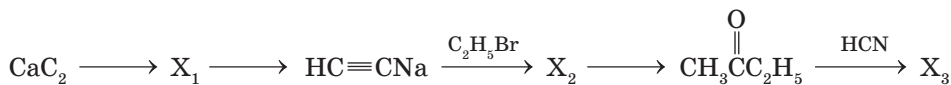
10 В схеме превращений



веществами X_1 , X_2 и X_3 являются

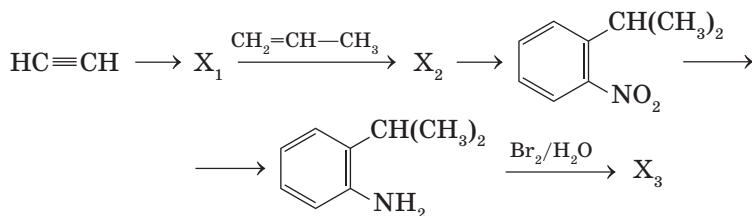


11 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

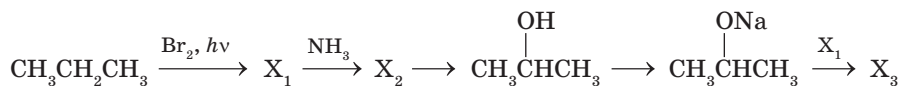


12 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

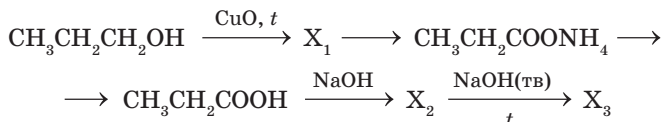




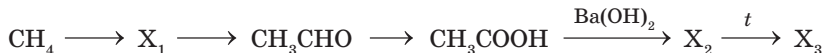
13) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



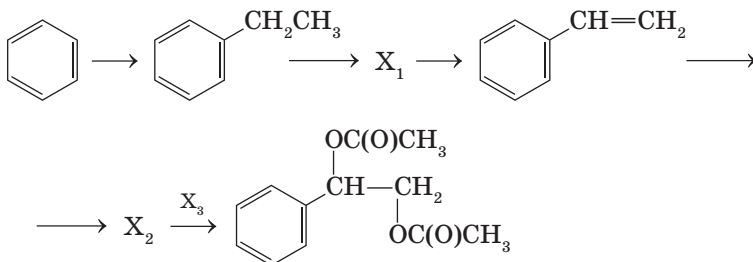
14) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



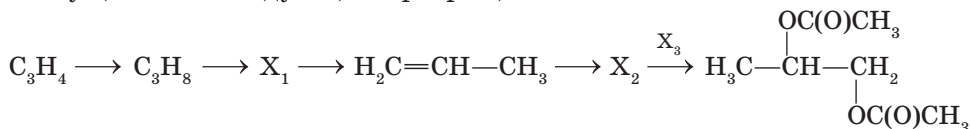
15) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



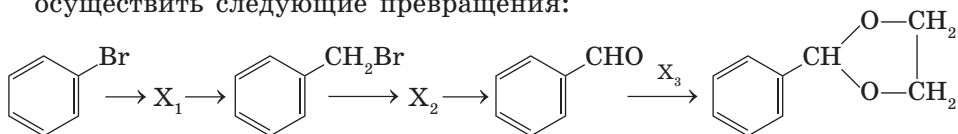
16) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



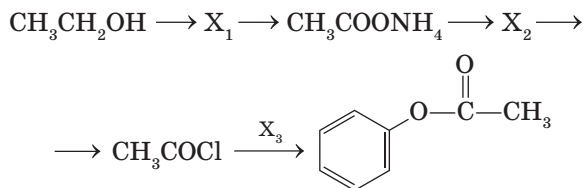
17) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



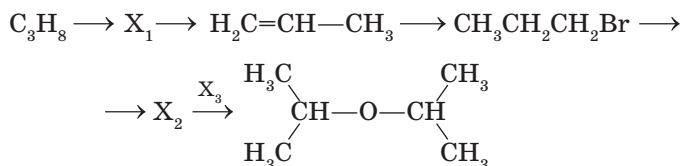
- 18) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



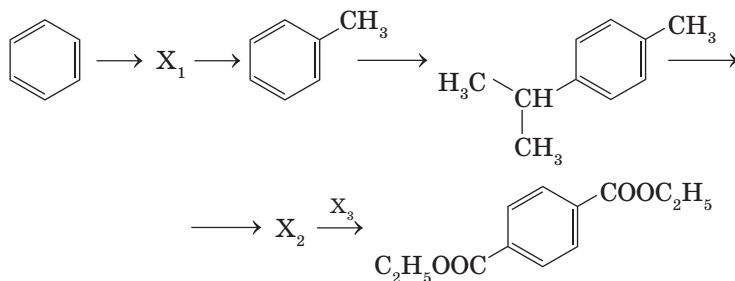
- 19) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



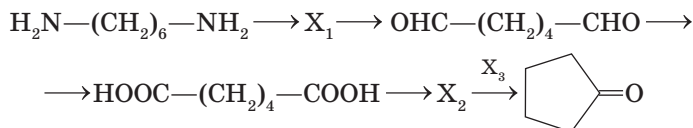
- 20) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



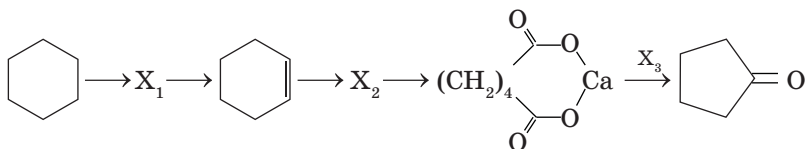
- 21) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



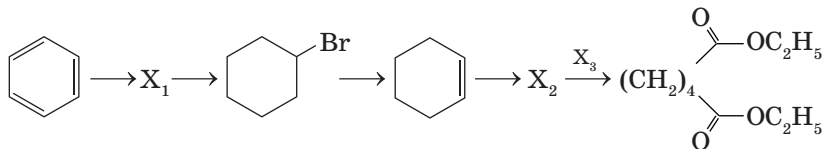
- 22) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



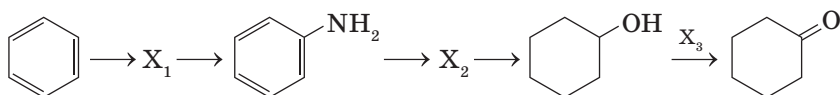
- 23) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



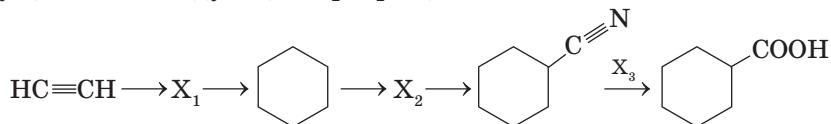
- 24) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



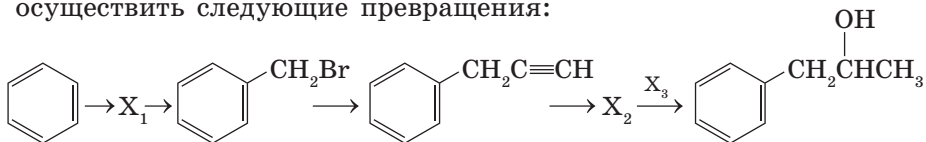
- 25) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



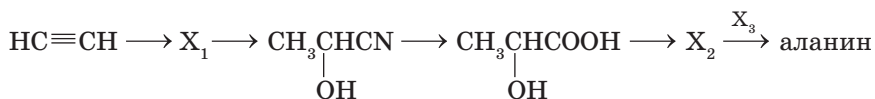
- 26) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



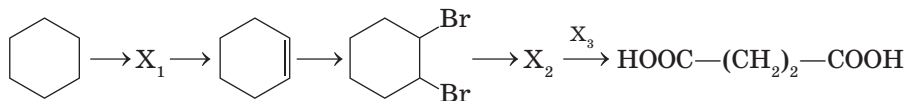
- 27) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



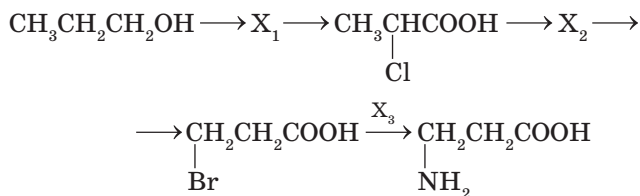
- 28) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



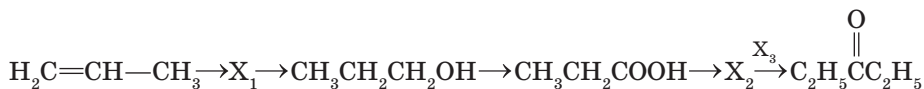
- 29) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



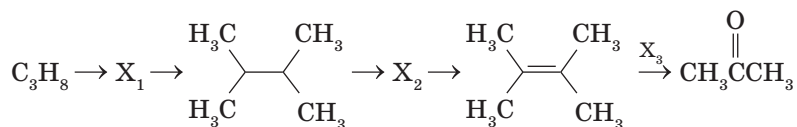
- 30) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



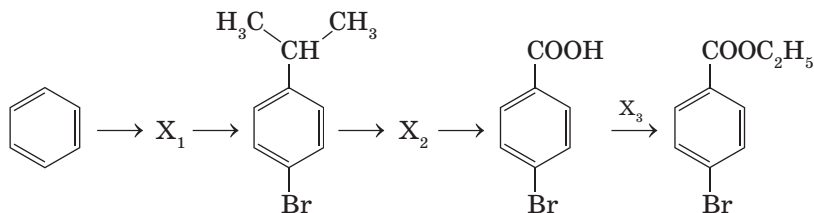
- 31) Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



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



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



§ 17.2. РАСЧЁТНЫЕ ЗАДАЧИ ПО ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ПРИМЕР

1

Неизвестное органическое соединение А массой 13,2 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 13,44 л (н.у.) углекислого газа, 16,2 г воды и 3,36 л (н.у.) газа В, не вступающего в реакцию со щёлочью и серной кислотой. Известно, что при обработке 6,6 г соединения А избытком солянокислого раствора нитрита калия также выделяется 3,36 л (н.у.) газа В. Установите возможное строение вещества А, газа В и напишите уравнения протекающих реакций.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение сгорания неизвестного соединения А:



Газ В, который не вступает в реакцию со щёлочью и серной кислотой, — это азот.

Проверяем исходное соединение на возможное содержание кислорода в нём:

$$v(CO_2) = 13,44 / 22,4 = 0,6 \text{ моль},$$

$$v(H_2O) = 16,2 / 18 = 0,9 \text{ моль},$$

$$v(N_2) = 3,36 / 22,4 = 0,15 \text{ моль},$$

$m(O) = 13,2 - 0,6 \cdot 12 - 0,9 \cdot 2 - 0,15 \cdot 28 = 0$, следовательно, соединение А не содержит атомов кислорода. Неизвестное соединение А — это амин. Соотношение атомов углерода, водорода и азота в нём:

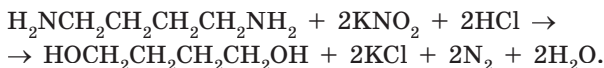
$$v(C) : v(H) : v(N) = 0,6 : 1,8 : 0,3 = 2 : 6 : 1.$$

Амина с таким соотношением атомов не существует. Кратно увеличивая число атомов, получаем:

$v(C) : v(H) : v(N) = 4 : 12 : 2$. Исходное соединение А — это один из изомеров диаминобутана, например:



Уравнение взаимодействия диаминобутана с избытком солянокислого раствора нитрита калия:



Из уравнения следует, что при обработке неизвестного соединения А выделяется двукратное количество вещества газа В.



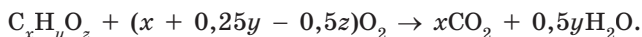
$\nu(\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}_2) = 6,6 / 88 = 0,075$ моль, $\nu(\text{N}_2) = 3,36 / 22,4 = 0,15$ моль.
Количества веществ соответствуют уравнению.

ОТВЕТ: $\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_4\text{NH}_2$.

ПРИМЕР 2

Неизвестное органическое соединение А массой 13,5 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 13,44 л (н.у.) углекислого газа и 13,5 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что при нагревании данного соединения с концентрированной серной кислотой образуется циклическое соединение.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение сгорания неизвестного соединения А:



Проверяем исходное соединение на возможное содержание кислорода в нём:

$$\nu(\text{CO}_2) = 13,44 / 22,4 = 0,6 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 13,5 / 18 = 0,75 \text{ моль,}$$

$m(\text{O}) = 13,5 - 0,6 \cdot 12 - 0,75 \cdot 2 = 4,8$ г, следовательно, соединение А содержит атомы кислорода в своём составе. Соотношение атомов углерода, водорода и кислорода:

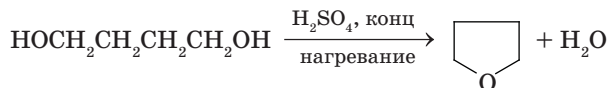
$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = 0,6 : 1,5 : 0,3 = 2 : 5 : 1.$$

Кислородсодержащего органического соединения с таким соотношением атомов не существует. Кратно увеличивая число атомов, получаем: $\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = 4 : 10 : 2$. Исходное соединение А — это один из изомеров $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_2$.

Исходя из того, что при нагревании соединения А с концентрированной серной кислотой образуется соединение циклического строения, соединение А — это 1,4-дигидроксипутан, или бутандиол-1,4:



Уравнение взаимодействия с концентрированной серной кислотой:



ОТВЕТ: $\text{HO}(\text{CH}_2)_4\text{OH}$.

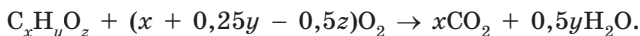
ПРИМЕР 3

Неизвестное органическое соединение А массой 27 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 35,84 л (н.у.) углекислого газа и 12,6 г воды. Установи-



те строение вещества А, если известно, что оно при нагревании реагирует с водным раствором гидроксида натрия, образуя смесь органических соединений в соотношении 1:2, а один из продуктов гидролиза образует фиолетовый раствор под действием гидроксида меди(II). Напишите уравнения протекающих реакций.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение сгорания неизвестного соединения А:



Проверяем исходное соединение на возможное содержание кислорода в нём:

$$\nu(CO_2) = 35,84 / 22,4 = 1,6 \text{ моль,}$$

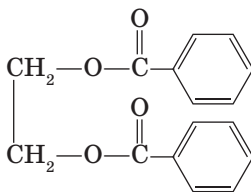
$$\nu(H_2O) = 12,6 / 18 = 0,7 \text{ моль,}$$

$m(O) = 27 - 1,6 \cdot 12 - 0,7 \cdot 2 = 6,4$ г, следовательно, соединение А содержит атомы кислорода в своём составе. Соотношение атомов углерода, водорода и кислорода:

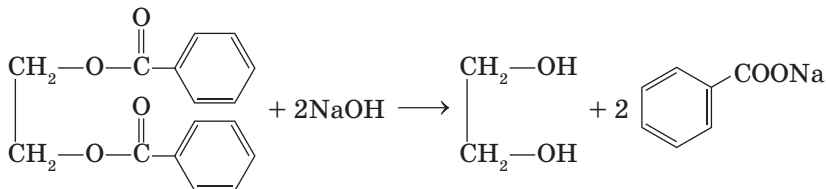
$\nu(C) : \nu(H) : \nu(O) = 1,6 : 1,4 : 0,4 = 8 : 7 : 2$. Кислородсодержащего органического соединения с таким соотношением атомов не существует.

Кратно увеличивая число атомов, получаем:

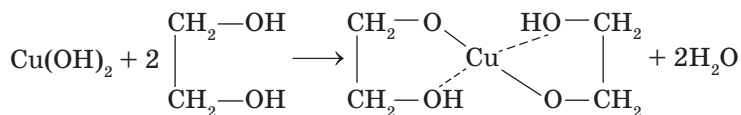
$\nu(C) : \nu(H) : \nu(O) = 16 : 14 : 4$. Исходное соединение А — это один из изомеров $C_{16}H_{14}O_4$. Исходя из того, что данное соединение при нагревании реагирует с водным раствором гидроксида натрия и при этом образуется смесь органических продуктов в соотношении 1:2, это — сложный эфир гликоля:



Уравнение взаимодействия соединения А со щёлочью:



Уравнение взаимодействия одного из продуктов гидролиза соединения А со свежеполученным гидроксидом меди(II):

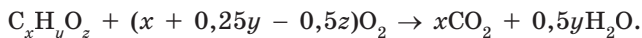


ОТВЕТ: Дибензоат этиленгликоля.

ПРИМЕР 4

Неизвестное органическое соединение А массой 29,1 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 33,6 л (н.у.) углекислого газа и 13,5 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно при нагревании реагирует с водным раствором гидроксида натрия, образуя смесь органических соединений в соотношении 1:2, а один из продуктов гидролиза реагирует при нагревании с оксидом меди(II). Напишите уравнения протекающих реакций.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение сгорания неизвестного соединения А:



Проверяем исходное соединение на возможное содержание кислорода в нём:

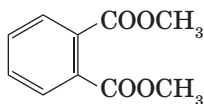
$$v(\text{CO}_2) = 33,6 / 22,4 = 1,5 \text{ моль},$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = 13,5 / 18 = 0,75 \text{ моль},$$

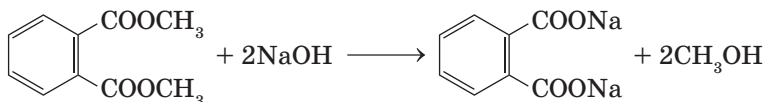
$m(\text{O}) = 29,1 - 1,5 \cdot 12 - 0,75 \cdot 2 = 9,6$ г, следовательно, соединение А содержит атомы кислорода в своём составе. Соотношение атомов углерода, водорода и кислорода:

$$v(\text{C}) : v(\text{H}) : v(\text{O}) = 1,5 : 1,5 : 0,6 = 5 : 5 : 2.$$

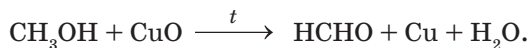
Кислородсодержащего органического соединения с таким соотношением атомов не существует. Кратно увеличивая число атомов, получаем: $v(\text{C}) : v(\text{H}) : v(\text{O}) = 10 : 10 : 4$. Исходное соединение А — это один из изомеров $\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{O}_4$. Исходя из того, что данное соединение при нагревании реагирует с водным раствором гидроксида натрия и при этом образуется смесь органических продуктов в соотношении 1:2, это — сложный эфир двухосновной кислоты:



Уравнение взаимодействия соединения А со щёлочью:



Уравнение взаимодействия одного из продуктов гидролиза соединения А с гидроксидом меди(II) при нагревании:



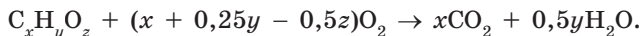
ОТВЕТ: Диметилфталат.

ПРИМЕР

5

Неизвестное органическое соединение А массой 21,6 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 61,6 г углекислого газа и 14,4 г воды. Установите возможное строение вещества А, если известно, что оно реагирует с бромной водой в соотношении 1:2. Напишите уравнения протекающих реакций.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение сгорания неизвестного соединения А:



Проверяем исходное соединение на возможное содержание кислорода в нём:

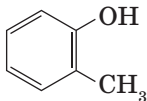
$$\nu(\text{CO}_2) = 61,6 / 44 = 1,4 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 14,4 \text{ г} / 18 = 0,8 \text{ моль},$$

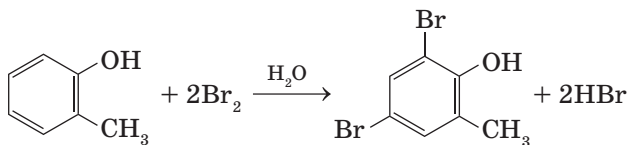
$m(\text{O}) = 21,6 - 1,4 \cdot 12 - 1,6 \cdot 2 = 3,2 \text{ г}$, следовательно, соединение А содержит атомы кислорода в своём составе. Соотношение атомов углерода, водорода и кислорода:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = 1,4 : 1,6 : 0,2 = 7 : 8 : 1.$$

Исходное соединение А — это $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$. Исходя из того, что данное вещество реагирует с бромной водой в соотношении 1:2, это — *орто*- или *пара*-метилфенол:



Уравнение взаимодействия соединения А с бромной водой:





ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- ① Известное органическое соединение А массой 13,5 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 13,44 л (н.у.) углекислого газа и 13,5 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно образуется при обработке углеводорода симметричного строения холодным водным раствором перманганата калия. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ② Известное органическое соединение А массой 33,3 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 40,32 л (н.у.) углекислого газа и 18,9 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно при нагревании реагирует с водным раствором гидроксида натрия, образуя смесь органических соединений в соотношении 1:2, а один из продуктов гидролиза реагирует при нагревании с оксидом меди(II). Напишите уравнения протекающих реакций.
- ③ Известное органическое соединение А массой 21,6 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 61,6 г углекислого газа и 14,4 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно реагирует с бромной водой в соотношении 1:3. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ④ Известное органическое соединение А массой 21,5 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 22,4 л (н.у.) углекислого газа и 13,5 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно реагирует при нагревании с водным раствором гидроксида натрия, а один из продуктов гидролиза вступает в реакцию «серебряного зеркала». Напишите уравнения протекающих реакций.
- ⑤ Известное органическое соединение А массой 18,5 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 16,8 л (н.у.) углекислого газа и 13,5 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно реагирует при нагревании с водным раствором гидроксида натрия, а один из продуктов гидролиза вступает в ре-



акцию «серебряного зеркала». Напишите уравнения протекающих реакций.

⑥ Известное органическое соединение А массой 20,4 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 22,4 л (н.у.) углекислого газа и 18 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно было получено при взаимодействии соответствующего углеводорода с избытком холодного водного раствора перманганата калия. Напишите уравнения протекающих реакций.

⑦ Известное органическое соединение А массой 29,2 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 26,88 л (н.у.) углекислого газа и 18 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что при его взаимодействии с избытком гидроксида бария и последующем прокаливании образуется соединение циклического строения. Напишите уравнения протекающих реакций.

⑧ Известное органическое соединение А массой 16 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 15,68 л (н.у.) углекислого газа и 10,8 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что при его взаимодействии с избытком гидроксида кальция и последующем прокаливании образуется соединение циклического строения. Напишите уравнения протекающих реакций.

⑨ Известное органическое соединение А массой 21,9 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 20,16 л (н.у.) углекислого газа и 13,5 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно получено при обработке циклического незамещённого углеводорода горячим сернокислым раствором перманганата калия. Напишите уравнения протекающих реакций.

⑩ Известное органическое соединение А массой 13,2 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 11,2 л (н.у.) углекислого газа и 7,2 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно получено при обработке циклического углеводорода горячим сернокислым раствором перманганата калия. Напишите уравнения протекающих реакций.



- ⑪ Известное органическое соединение А массой 23,6 г сожгли в избытке кислорода, при этом было получено 17,92 л (н.у.) углекислого газа и 10,8 г воды. Установите строение вещества А, если известно, что оно получено при обработке циклического углеводорода состава C_6H_8 горячим сернокислым раствором перманганата калия. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ⑫ При сжигании неизвестного органического соединения А массой 15,6 г было получено 10,08 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 5,4 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что оно было получено при окислении симметричного циклического углеводорода горячим подкисленным раствором перманганата калия. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ⑬ При сжигании неизвестного органического соединения А массой 12 г было получено 20,16 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 10,8 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его окислении горячим подкисленным раствором перманганата калия образуются две одноосновные органические кислоты. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ⑭ При сжигании неизвестного органического соединения А массой 12 г было получено 20,16 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 10,8 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его окислении горячим подкисленным раствором перманганата калия образуется одна двухосновная органическая кислота. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ⑮ При сжигании неизвестного органического соединения А массой 12 г было получено 20,16 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 10,8 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его окислении горячим подкисленным раствором перманганата калия получается одна одноосновная органическая кислота. Напишите уравнения протекающих реакций.
- ⑯ При сжигании неизвестного органического соединения А массой 27 г было получено 13,44 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 5,4 г воды. Определите строение неизвестного соединения,



если известно, что при его разложении образуется три оксида. Напишите уравнения протекающих реакций.

17) При сжигании неизвестного органического соединения А массой 10,4 г было получено 6,72 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 3,6 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его нагревании образуется одна одноосновная органическая кислота. Напишите уравнения протекающих реакций.

18) При сжигании неизвестного органического соединения А массой 17,7 г было получено 13,44 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 8,1 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его нагревании образуется органическое соединение и вода. Напишите уравнения протекающих реакций.

19) При сжигании неизвестного органического соединения А массой 17,7 г было получено 13,44 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 8,1 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его нагревании образуются органическое соединение и углекислый газ. Напишите уравнения протекающих реакций.

20) При сжигании неизвестного органического соединения А массой 13,8 г было получено 15,68 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 5,4 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его взаимодействии с уксусным ангидридом образуется соединение, нашедшее применение в медицине в качестве жаропонижающего средства. Напишите уравнения протекающих реакций.

21) При сжигании неизвестного органического соединения А массой 18 г было получено 13,44 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 10,8 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что оно образуется при брожении глюкозы. Напишите уравнения протекающих реакций.

22) При сжигании неизвестного органического соединения А массой 15,2 г было получено 17,92 л углекислого газа (измерено при н.у.) и 7,2 г воды. Определите строение неизвестного соединения, если известно, что оно одновременно проявляет свойства кислоты



и спирта и содержится в косточках миндаля. Напишите уравнения протекающих реакций.

23 При сжигании неизвестного органического соединения А массой 14,1 г было получено 11,2 л углекислого газа (измерено при н.у.), 7,2 г воды и 4,48 л хлороводорода (измерено при н.у.). Определите строение неизвестного соединения, если известно, что оно образуется при обработке симметричного карбонильного соединения пентахлоридом фосфора. Напишите уравнения протекающих реакций.

24 При сжигании неизвестного органического соединения А было получено 8,96 л углекислого газа (измерено при н.у.), 5,4 г воды и 4,48 л хлороводорода (измерено при н.у.). Определите строение неизвестного соединения, если известно, что оно образуется при обработке углеводорода симметричного строения раствором хлора. Напишите уравнения протекающих реакций.

25 При сжигании неизвестного органического соединения А было получено 13,44 л углекислого газа (измерено при н.у.), 7,2 г воды и 8,96 л хлороводорода (измерено при н.у.). Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его обработке водным раствором гидроксида натрия образуется соединение симметричного строения. Напишите уравнения протекающих реакций.

26 При сжигании неизвестного органического соединения А массой 21,7 г было получено 13,44 л углекислого газа (измерено при н.у.), 7,2 г воды и 4,48 л хлороводорода (измерено при н.у.). Определите строение неизвестного соединения, если известно, что при его обработке аммиаком получается α-аминокислота. Напишите уравнения протекающих реакций.



ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ

Тип соли, примеры	Тип гидролиза	Уравнения диссоциации и гидролиза	Среда раствора
Образована сильной кислотой и сильным основанием 1) K_2SO_4 2) $BaCl_2$	Не гидролизуется	1) $K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$ 2) $BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$	Нейтральная (pH = 7)
Образована слабой кислотой и сильным основанием 1) CH_3COONa 2) K_2CO_3	По аниону (остатку слабой кислоты), обратимый	1) $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COO^- + HON \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ $CH_3COONa + HON \rightleftharpoons CH_3COOH + NaOH$ 2) $K_2CO_3 \rightarrow 2K^+ + CO_3^{2-}$ $CO_3^{2-} + HON \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ (первая ступень) $K_2CO_3 + HON \rightleftharpoons KHCO_3 + KOH$	Щелочная (pH > 7)
Образована сильной кислотой и слабым основанием 1) $MgSO_4$ 2) $FeCl_3$	По катиону (остатку слабого основания), обратимый	1) $MgSO_4 \rightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-}$ $Mg^{2+} + HON \rightleftharpoons MgOH^+ + H^+$ (первая ступень) $2MgSO_4 + 2HON \rightleftharpoons (MgOH)_2SO_4 + H_2SO_4$ 2) $FeCl_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$ $Fe^{3+} + HON \rightleftharpoons FeOH^{2+} + H^+$ (первая ступень) $FeCl_3 + HON \rightleftharpoons Fe(OH)Cl_2 + HCl$	Кислотная (pH < 7)



Окончание таблицы

Тип соли, примеры	Тип гидролиза	Уравнения диссоциации и гидролиза	Среда раствора
Образована слабой кислотой и слабым основанием. 1) Нерастворима, FeS 2) Растворима, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ 3) Разлагается водой	1) Гидролиза нет 2) По катиону и аниону, обратимый 3) По катиону и аниону, необратимый	1) — 2) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCO}_3^-$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{HCO}_3$ 3) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HON} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$	1) Раствор не образуется 2) Слабокислотная или слабощелочная 3) Раствор не образуется

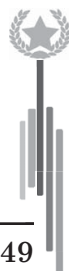
Приложение 2. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ С ИНЕРТНЫМ АНОДОМ

Вещества	Процесс на катоде (восстановление)
Щёлочи и растворимые соли металлов, стоящих в ряду напряжения от Li до Mn	$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$
Соли металлов, стоящих в ряду напряжения правее водорода	$\text{M}^{n+} + ne \rightarrow \text{M}$
Соли металлов, стоящих в ряду напряжения от Zn до Pb	Одновременно $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$ $\text{M}^{n+} + ne \rightarrow \text{M}$
Сильные кислоты	$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$
Вещества	Процесс на аноде (окисление)
Растворимые соли — SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , F^- , кислоты — H_2SO_4 , HNO_3	$2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$
Соли и кислоты Hal^- ($\text{Hal}=\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)	$2\text{Hal}^- - 2e \rightarrow \text{Hal}_2$
Соли RCOO^-	$2\text{RCOO}^- - 2e \rightarrow \text{R}_2 + 2\text{CO}_2 \uparrow$
Щёлочи	$4\text{OH}^- - 4e \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$



Приложение 3. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА НЕКОТОРЫЕ ИОНЫ

Ион	Реактив	Признак качественной реакции
H^+	Лакмус Метилоранж Na_2CO_3	Красный цвет раствора Красный цвет раствора Выделение газа — CO_2
Li^+		Окрашивание пламени в красный цвет
Na^+		Окрашивание пламени в жёлтый цвет
K^+		Окрашивание пламени в фиолетовый цвет
NH_4^+	КОН, нагревание	Выделение газа с резким запахом — NH_3
Ca^{2+}		Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Ba^{2+}	H_2SO_4	Окрашивание пламени в жёлто-зелёный цвет Белый осадок $BaSO_4$, нерастворимый в кислотах
Al^{3+}	КОН NH_3	Белый осадок $Al(OH)_3$, растворимый в избытке щёлочи Белый осадок $Al(OH)_3$, нерастворимый в избытке NH_3
Cu^{2+}	NH_3	Голубой осадок $Cu(OH)_2$, в избытке аммиака — ярко-синий раствор $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$
Fe^{2+}	Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$	Синий осадок $KFeFe(CN)_6$
Fe^{3+}	Жёлтая кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6]$	Синий осадок $KFeFe(CN)_6$
Ag^+	HCl	Белый творожистый осадок $AgCl$, не растворимый в кислотах, но растворимый в растворе NH_3
OH^-	Лакмус Метилоранж Фенолфталеин	Синий цвет раствора Жёлтый цвет раствора Малиновый цвет раствора



Окончание таблицы

Ион	Реактив	Признак качественной реакции
Cl^-	AgNO_3	Белый творожистый осадок AgCl , нерастворимый в кислотах, но растворимый в растворе NH_3
Br^-	AgNO_3	Бледно-жёлтый творожистый осадок AgBr , нерастворимый в кислотах
I^-	AgNO_3	Жёлтый творожистый осадок AgI , нерастворимый в кислотах
S^{2-}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Чёрный осадок PbS , нерастворимый в кислотах
SO_3^{2-}	HCl	Выделение газа с резким запахом SO_2 , обесцвечивающего раствор KMnO_4
SO_4^{2-}	BaCl_2	Белый осадок BaSO_4 , нерастворимый в кислотах
CO_3^{2-}	HCl	Выделение газа без запаха CO_2 , не обесцвечивающего раствор KMnO_4

Приложение 4. СПОСОБЫ ИДЕНТИФИКАЦИИ ГАЗОВ

Формула газа	Способ идентификации, качественная реакция
H_2	Сгорает с характерным хлопком
O_2	Поддерживает горение
O_3	Вызывает посинение иодкрахмальной бумажки: $\text{O}_3 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + \text{O}_2 + 2\text{KOH}$
CO_2	Вызывает помутнение известковой воды: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Не обесцвечивает раствор KMnO_4
SO_2	Вызывает помутнение известковой воды: $\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Обесцвечивает раствор KMnO_4 : $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$



Окончание таблицы

Формула газа	Способ идентификации, качественная реакция
H ₂ S	Неприятный запах тухлых яиц. Чёрный осадок с раствором нитрата свинца: $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$
Cl ₂	Резкий запах. Вызывает посинение иодкрахмальной бумажки: $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KCl}$
NH ₃	Очень резкий запах. Окрашивает лакмус в синий цвет
HCl	Резкий запах. Окрашивает лакмус в красный цвет
NO ₂	Имеет бурый цвет
C ₂ H ₄	Обесцвечивает бромную воду: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 = \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$
C ₂ H ₂	Обесцвечивает бромную воду: $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{Br}_2 = \text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4$ Даёт осадок с аммиачным раствором оксида серебра: $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\text{NH}_3} \text{C}_2\text{Ag}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$

Приложение 5. ХАРАКТЕРНЫЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕМЕНТОВ И СООТВЕТСТВУЮЩИЕ ИМ ВЕЩЕСТВА

Элемент	Характерные степени окисления	Примеры веществ
Неметаллы		
H	-1 0 +1	LiH, NaH H ₂ CH ₄ , NH ₃ , H ₂ O, HCl
F	-1 0	HF, CaF ₂ , SF ₆ F ₂



Продолжение таблицы

Элемент	Характерные степени окисления	Примеры веществ
Cl	-1 0 +1 +3 +4 +5 +7	HCl, KCl, CaCl ₂ Cl ₂ Cl ₂ O, HClO, NaClO Cl ₂ O ₃ , HClO ₂ , NaClO ₂ ClO ₂ HClO ₃ , KClO ₃ HClO ₄ , KClO ₄
O	-2 -1 0 +2	CaO, H ₂ O, SO ₃ , HNO ₃ H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ , BaO ₂ O ₂ , O ₃ OF ₂
S	-2 -1 0 +4 +6	H ₂ S, FeS, Na ₂ S FeS ₂ S ₈ SO ₂ , H ₂ SO ₃ , Na ₂ SO ₃ , NaHSO ₃ , SF ₄ SO ₃ , H ₂ SO ₄ , Na ₂ SO ₄ , NaHSO ₄ , SF ₆
N	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5	NH ₃ , NH ₄ Cl, Li ₃ N N ₂ H ₄ NH ₂ OH N ₂ N ₂ O NO N ₂ O ₃ , HNO ₂ , NaNO ₂ NO ₂ , N ₂ O ₄ N ₂ O ₅ , HNO ₃ , NaNO ₃ , Mg(NO ₃) ₂
P	-3 0 +1 +3 +5	PH ₃ , Ca ₃ P ₂ P ₄ , P H ₃ PO ₂ , NaH ₂ PO ₂ P ₄ O ₆ (P ₂ O ₃), H ₃ PO ₃ , Na ₂ HPO ₃ , PCl ₃ P ₄ O ₁₀ (P ₂ O ₅), H ₃ PO ₄ , NaH ₂ PO ₄ , Na ₂ HPO ₄ , HPO ₃ , H ₄ P ₂ O ₇ , PCl ₅
C	-4 -3 -2	CH ₄ , Al ₄ C ₃ C ₂ H ₆ C ₂ H ₄ , CH ₃ OH



Продолжение таблицы

Элемент	Характерные степени окисления	Примеры веществ
	-1 0 +1 +2 +3 +4	C_2H_2 , CaC_2 C , CH_2O , CH_2Cl_2 $R-CH=O$ CO , $HCOOH$, $CHCl_3$ $R-COOH$, $H_2C_2O_4$ CO_2 , Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, CCl_4
Si	-4 0 +4	Mg_2Si Si SiO_2 , Na_2SiO_3
Металлы главных подгрупп		
Na	0 +1	Na NaOH, NaCl
K	0 +1	K KOH, KNO_3
Mg	0 +2	Mg MgO , $Mg(OH)_2$, $MgCl_2$
Ca	0 +2	Ca CaO , $Ca(OH)_2$, $CaCO_3$
Ba	0 +2	Ba BaO , $Ba(OH)_2$, $BaSO_4$
Al	0 +3	Al Al_2O_3 , $Al(OH)_3$, $AlCl_3$
Переходные металлы		
Cr	0 +2 +3 +6	Cr $Cr(OH)_2$, $CrCl_2$ Cr_2O_3 , $Cr(OH)_3$, $K_3[Cr(OH)_6]$, $CrCl_3$ CrO_3 , K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$
Mn	0 +2 +4 +6 +7	Mn MnO , $Mn(OH)_2$, $MnSO_4$ MnO_2 K_2MnO_4 Mn_2O_7 , $KMnO_4$



Окончание таблицы

Элемент	Характерные степени окисления	Примеры веществ
Fe	0 +2 +3 +6	Fe FeO, Fe(OH) ₂ , FeSO ₄ , K ₄ [Fe(CN) ₆] Fe ₂ O ₃ , Fe(OH) ₃ , FeCl ₃ , K ₃ [Fe(CN) ₆] K ₂ FeO ₄ , BaFeO ₄
Co	0 +2 +3	Co CoO, Co(OH) ₂ , CoCl ₂ Co ₂ O ₃ , Co(OH) ₃ , Co(NO ₃) ₃
Ni	0 +2 +3	Ni NiO, Ni(OH) ₂ , NiSO ₄ Ni ₂ O ₃
Zn	0 +2	Zn ZnO, Zn(OH) ₂ , ZnCl ₂ , [Zn(NH ₃) ₄]Cl ₂ , K ₂ [Zn(OH) ₄]
Cu	0 +1 +2	Cu Cu ₂ O, CuCl, [Cu(NH ₃) ₂]Cl CuO, Cu(OH) ₂ , CuSO ₄ , [Cu(NH ₃) ₄]Cl ₂ , H ₂ [CuCl ₄]
Ag	0 +1	Ag Ag ₂ O, AgCl, AgNO ₃ , [Ag(NH ₃) ₂]OH

Приложение 6. РЕАКЦИИ ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЯ

Простое вещество	Реакция	Изменение степени окисления
Cl ₂	$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH}(\text{хол. р-р}) = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH}(\text{гор. р-р}) = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{хол. р-р}) = \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Cl}^0 \begin{cases} \rightarrow \text{Cl}^{+1} \\ \rightarrow \text{Cl}^{-1} \end{cases}$ $6\text{Cl}^0 \begin{cases} \rightarrow \text{Cl}^{+5} \\ \rightarrow 5\text{Cl}^{-1} \end{cases}$ $2\text{Cl}^0 \begin{cases} \rightarrow \text{Cl}^{+1} \\ \rightarrow \text{Cl}^{-1} \end{cases}$



Продолжение таблицы

Простое вещество	Реакция	Изменение степени окисления
Br_2	$3\text{Br}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$6\text{Br}^0 \begin{cases} \rightarrow \text{Br}^{+5} \\ \rightarrow 5\text{Br}^{-1} \end{cases}$
I_2	$3\text{I}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KI} + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$6\text{I}^0 \begin{cases} \rightarrow \text{I}^{+5} \\ \rightarrow 5\text{I}^{-1} \end{cases}$
S	$3\text{S} + 6\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$3\text{S}^0 \begin{cases} \rightarrow \text{S}^{+4} \\ \rightarrow 2\text{S}^{-2} \end{cases}$
P	$4\text{P} + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$	$4\text{P}^0 \begin{cases} \rightarrow 3\text{P}^{+1} \\ \rightarrow \text{P}^{-3} \end{cases}$
Сложное вещество	Реакция	Изменение степени окисления
H_2O_2 Na_2O_2	$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$	$2\text{O}^{-1} \begin{cases} \rightarrow \text{O}^0 \\ \rightarrow \text{O}^{-2} \end{cases}$
KClO_3	$4\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$	$4\text{Cl}^{+5} \begin{cases} \rightarrow 3\text{Cl}^{+7} \\ \rightarrow \text{Cl}^{-1} \end{cases}$
ClO_2	$2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}_2 + \text{HClO}_3$ $2\text{ClO}_2 + 2\text{KOH} = \text{KClO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Cl}^{+4} \begin{cases} \rightarrow \text{Cl}^{+5} \\ \rightarrow \text{Cl}^{+3} \end{cases}$
NO_2	$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$ $2\text{NO}_2 + 2\text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{N}^{+4} \begin{cases} \rightarrow \text{N}^{+5} \\ \rightarrow \text{N}^{+3} \end{cases}$
H_3PO_3	$4\text{H}_3\text{PO}_3 \xrightarrow{t} \text{PH}_3 + 3\text{H}_3\text{PO}_4$	$4\text{P}^{+3} \begin{cases} \rightarrow 3\text{P}^{+5} \\ \rightarrow \text{P}^{-3} \end{cases}$
H_3PO_2	$2\text{H}_3\text{PO}_2 \xrightarrow{t} \text{PH}_3 + 3\text{H}_3\text{PO}_4$	$2\text{P}^{+1} \begin{cases} \rightarrow \text{P}^{+5} \\ \rightarrow \text{P}^{-3} \end{cases}$



Окончание таблицы

Сложное вещество	Реакция	Изменение степени окисления
K_2MnO_4	$3K_2MnO_4 + 2H_2O = MnO_2 + 2KMnO_4 + 4KOH$	$3Mn^{+6} \begin{cases} \nearrow 2Mn^{+7} \\ \searrow Mn^{+4} \end{cases}$

Приложение 7. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ГАЗОВ

Формула газа	Способ получения	
	в лаборатории	в промышленности
H_2	$Zn + H_2SO_4(\text{разб}) = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ $2Al + 2KOH + 6H_2O = 2K[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$ $CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$	$CH_4 + H_2O \xrightarrow{t, \text{кат}}$ $\xrightarrow{t, \text{кат}} CO + 3H_2$
O_2	$2KMnO_4 \xrightarrow{t} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$ $2KClO_3 \xrightarrow{t} 2KCl + 3O_2\uparrow$ $2BaO_2 \xrightarrow{t} 2BaO + O_2\uparrow$	Перегонка жидкого воздуха
O_3	$3O_2 \xrightarrow{\text{эл. разряд}} 2O_3$	$3O_2 \xrightarrow{\text{эл. разряд}} 2O_3$
CO_2	$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$
CO	$HCOOH \xrightarrow{t, H_2SO_4} CO\uparrow + H_2O$	$CO_2 + C \xrightarrow{t} 2CO$
CH_4	$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{t} CH_4\uparrow + Na_2CO_3$	Основной компонент природного газа
Cl_2	$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$ $2KMnO_4 + 16HCl = 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O$	$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\xrightarrow{\text{электролиз}} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2NaOH$
HCl	$NaCl + H_2SO_4(\text{конц}) \xrightarrow{t} HCl\uparrow + NaHSO_4$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$
H_2S	$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$	—



Окончание таблицы

Формула газа	Способ получения	
	в лаборатории	в промышленности
SO ₂	Na ₂ SO ₃ + H ₂ SO ₄ = Na ₂ SO ₄ + SO ₂ ↑ + H ₂ O	S + O ₂ = SO ₂ 4FeS ₂ + 11O ₂ = 8SO ₂ + 2Fe ₂ O ₃
N ₂	NaNO ₂ + NH ₄ Cl \xrightarrow{t} N ₂ ↑ + NaCl + 2H ₂ O	Перегонка жидкого воздуха
NH ₃	Ca(OH) ₂ + 2NH ₄ Cl \xrightarrow{t} CaCl ₂ + 2NH ₃ ↑ + 2H ₂ O	N ₂ + 3H ₂ $\xrightarrow[t, \text{кат}]{P, \text{кат}}$ 2NH ₃
NO	3Cu + 8HNO ₃ (разб) = 3Cu(NO ₃) ₂ + 2NO↑ + 4H ₂ O	4NH ₃ + 5O ₂ $\xrightarrow[t, \text{кат}]{t, \text{кат}}$ 4NO + 6H ₂ O
NO ₂	Cu + 4HNO ₃ (конц) = Cu(NO ₃) ₂ + 2NO ₂ ↑ + 2H ₂ O	2NO + O ₂ = 2NO ₂

Приложение 8. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

Вещество	Реактив	Признак, уравнение реакции
Этилен C ₂ H ₄	Бромная вода Раствор KMnO ₄	Обесцвечивание: C ₂ H ₄ + Br ₂ → C ₂ H ₄ Br ₂ Обесцвечивание: 3C ₂ H ₄ + 2KMnO ₄ + 4H ₂ O → 3C ₂ H ₄ (OH) ₂ + 2MnO ₂ ↓ + 2KOH
Ацетилен C ₂ H ₂	Бромная вода Аммиачный раствор Ag ₂ O	Обесцвечивание: C ₂ H ₂ + 2Br ₂ → C ₂ H ₂ Br ₄ Белый осадок: C ₂ H ₂ + Ag ₂ O $\xrightarrow{NH_3}$ C ₂ Ag ₂ ↓ + H ₂ O
Этиленгликоль C ₂ H ₄ (OH) ₂ , глицерин C ₃ H ₅ (OH) ₃	Свежеосаждённый Cu(OH) ₂	Ярко-синий раствор



Продолжение таблицы

Вещество	Реактив	Признак, уравнение реакции
Фенол C_6H_5OH	Бромная вода $FeCl_3$	Белый хлопьевидный осадок: $C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow C_6H_2Br_3OH \downarrow + 3HBr$ Фиолетовое окрашивание
Альдегид $RCH=O$	Аммиачный раствор Ag_2O Свежеосаждённый $Cu(OH)_2$	«Серебряное зеркало»: $RCHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} RCOOH + 2Ag \downarrow$ Красный осадок: $RCHO + 2Cu(OH)_2 \rightarrow Cu_2O \downarrow + RCOOH + 2H_2O$
Муравьиная кислота $HCOOH$	Лакмус Сода Na_2CO_3 Аммиачный раствор Ag_2O	Красный цвет раствора Выделение газа: $2HCOOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2HCOONa + CO_2 \uparrow + H_2O$ «Серебряное зеркало»: $HCOOH + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} CO_2 + 2Ag \downarrow + H_2O$
Карбоновая кислота $RCOOH$	Лакмус Сода Na_2CO_3	Красный цвет раствора Выделение газа: $2RCOOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2RCOONa + CO_2 \uparrow + H_2O$
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$	Аммиачный раствор Ag_2O Свежеосаждённый $Cu(OH)_2$	«Серебряное зеркало»: $C_6H_{12}O_6 + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} C_6H_{12}O_7 + 2Ag \downarrow$ Ярко-синее окрашивание, при нагревании — красный осадок: $C_6H_{12}O_6 + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} C_6H_{12}O_7 + Cu_2O \downarrow + 2H_2O$
Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$	I_2	Синее окрашивание
Амин $C_nH_{2n+3}N$	Лакмус Фенолфталеин	Синее окрашивание Малиновое окрашивание

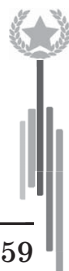


Окончание таблицы

Вещество	Реактив	Признак, уравнение реакции
Анилин $C_6H_5NH_2$	Бромная вода Хлорная известь $CaOCl_2$	Белый хлопьевидный осадок: $C_6H_5NH_2 + 3Br_2 \rightarrow$ $\rightarrow C_6H_2Br_3NH_2\downarrow + 3HBr$ Фиолетовое окрашивание
Белок	$Cu(OH)_2$ HNO_3	Фиолетовое окрашивание Жёлтое окрашивание

Приложение 9. СРАВНЕНИЕ СВОЙСТВ ЭТАНА, ЭТИЛЕНА, АЦЕТИЛЕНА И БЕНЗОЛА

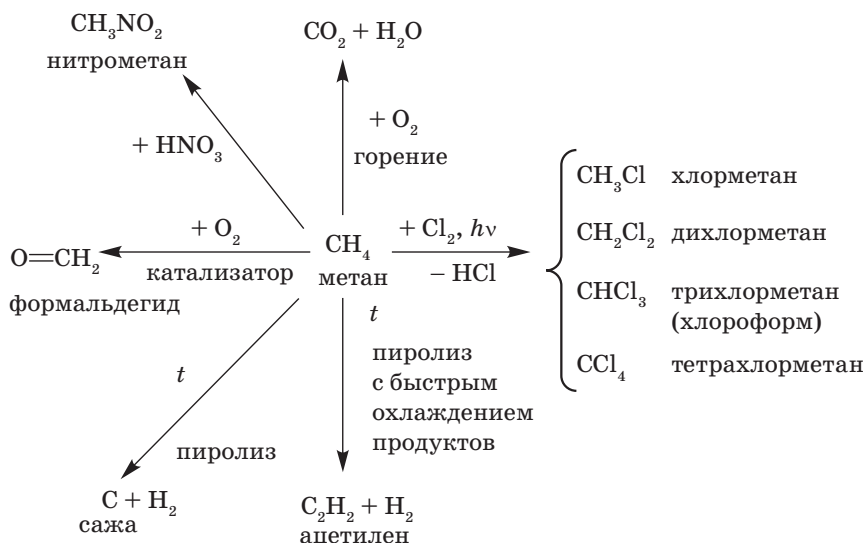
	Этан C_2H_6	Этилен C_2H_4	Ацетилен C_2H_2	Бензол C_6H_6
Класс соединений	алкан	алкен	алкин	арен
Тип гибридизации атомов углерода	sp^3	sp^2	sp	sp^2
Кратность связи C—C	1	2	3	1,5
Длина связи C—C, нм	0,154	0,133	0,120	0,140
Отношение к бромной воде	Не обесцвечивает	Обесцвечивает	Обесцвечивает	Не обесцвечивает
Отношение к подкисленному раствору $KMnO_4$	Не обесцвечивает	Обесцвечивает	Обесцвечивает	Не обесцвечивает
Взаимодействие с H_2O	—	$C_2H_4 + H_2O \xrightarrow{H^+} C_2H_5OH$	$C_2H_2 + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} CH_3CHO$	—



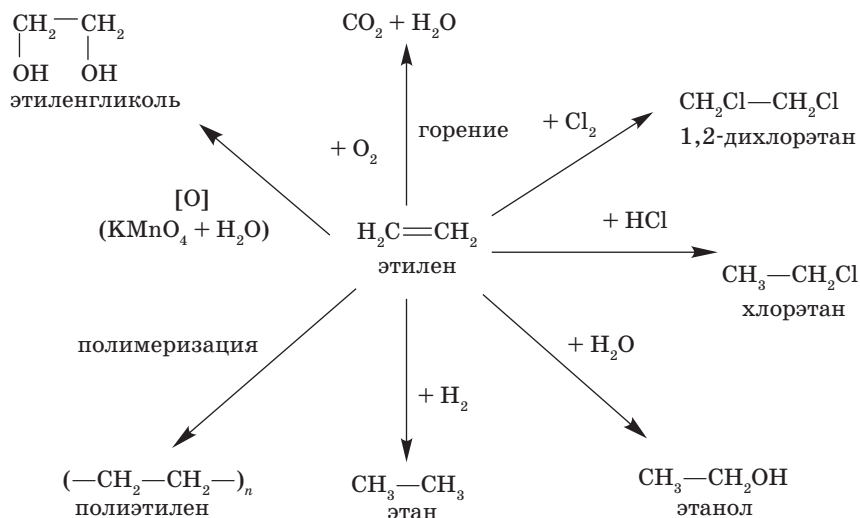
Окончание таблицы

	Этан C_2H_6	Этилен C_2H_4	Ацетилен C_2H_2	Бензол C_6H_6
Взаимодействие с H_2	—	$C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_2H_6$	$C_2H_2 + 2H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_2H_6$	$C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_6H_{12}$
Взаимодействие с Cl_2 и Br_2	На свету	В темноте	В темноте	На свету (только с Cl_2) или в присутствии катализатора
Характерный тип реакций	Замещение	Присоединение	Присоединение	Замещение
Характерный механизм реакций	Радикальный	Ионный		

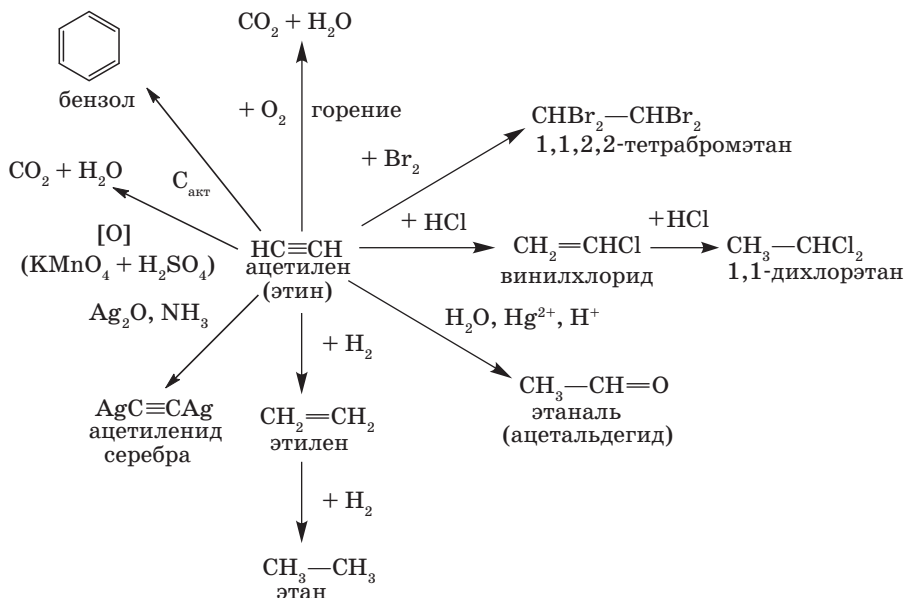
Приложение 10. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАНА



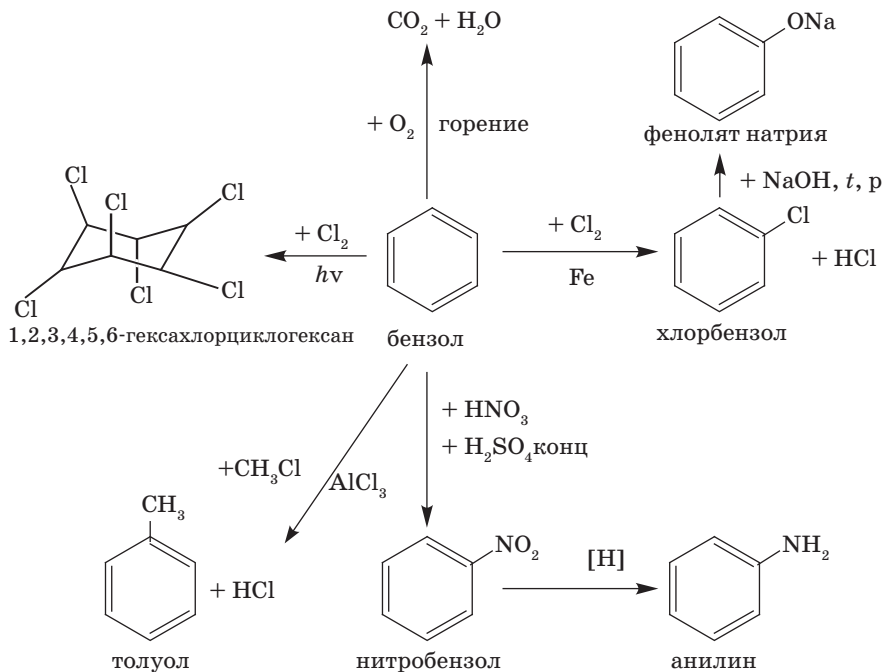
Приложение 11. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭТИЛЕНА



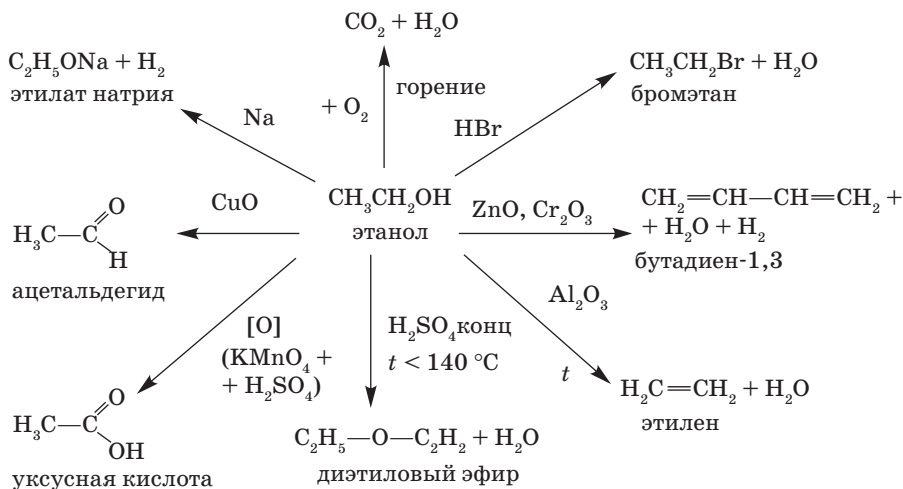
Приложение 12. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЦЕТИЛЕНА



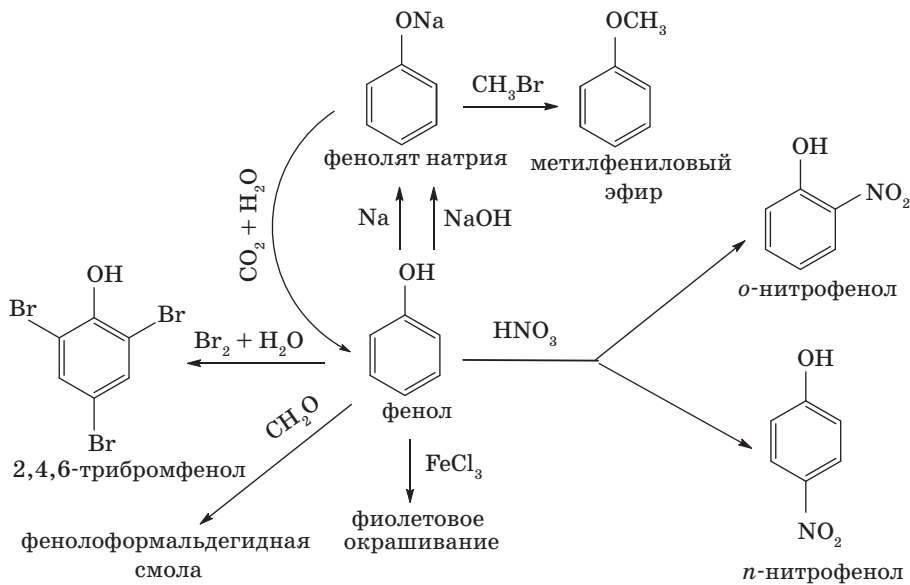
Приложение 13. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА БЕНЗОЛА



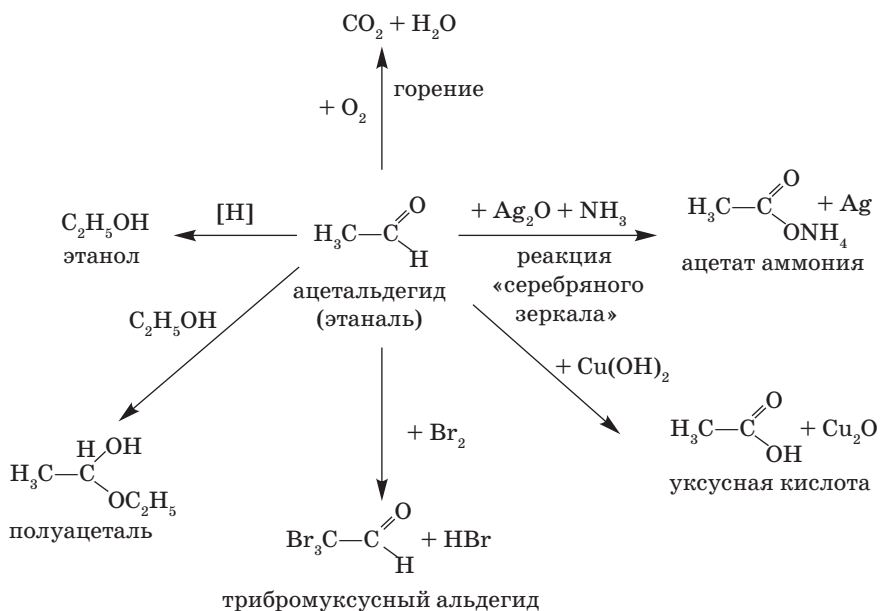
Приложение 14. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭТАНОЛА



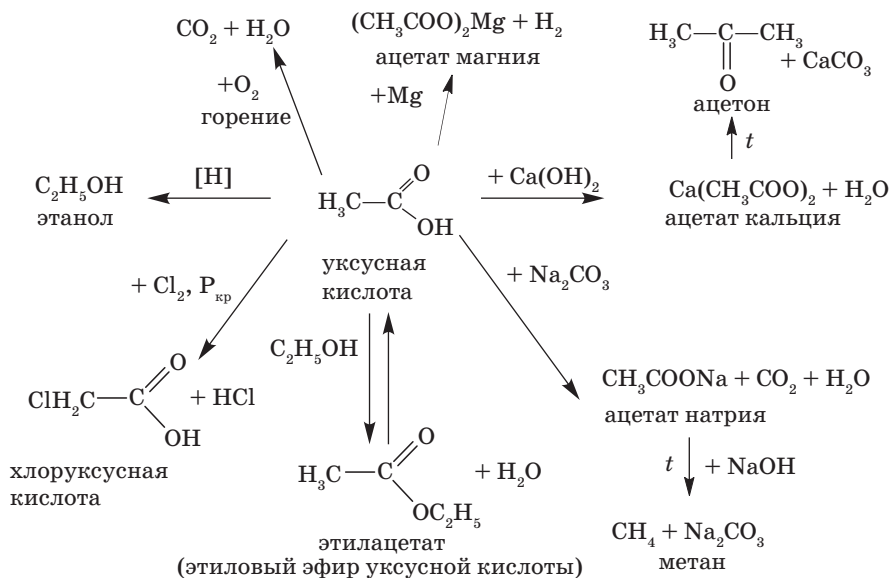
Приложение 15. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФЕНОЛА



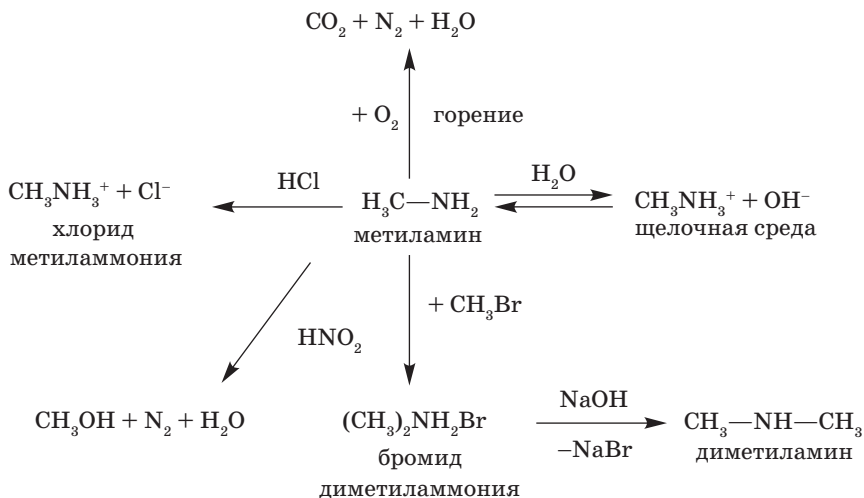
Приложение 16. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЦЕТАЛЬДЕГИДА



Приложение 17. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ



Приложение 18. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТИЛАМИНА



Приложение 19. ПОЛИМЕРЫ И ИХ ПРИМЕНЕНИЕ

Мономер	Полимер	Формула полимера	Обозначение	Применение
Этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Полиэтилен высокой плотности	$(\text{C}_2\text{H}_4)_n$	 HDPE	Пластиковые бутылки, игрушки
	Полиэтилен низкой плотности	$(\text{C}_2\text{H}_4)_n$	 LDPE	Пластиковые пакеты
Пропилен $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$	Полипропилен	$(\text{C}_3\text{H}_6)_n$	 PP	Контейнеры, приборные панели, ковры
Стирол $\text{CH}_2=\text{CHC}_6\text{H}_5$	Полистирол	$(\text{C}_8\text{H}_8)_n$	 PS	Контейнеры для пищи
Винилхлорид $\text{CH}_2=\text{CHCl}$	Поливинилхлорид	$(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl})_n$	 PVC	Трубы, оконные панели
Тетрафторэтилен $\text{CF}_2=\text{CF}_2$	Политетрафторэтилен	$(\text{C}_2\text{F}_4)_n$	PTFE	Тефлоновая посуда
1) Этиленгликоль $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ 2) терефталевая кислота $\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$	Полиэтилентерефталат	$(\text{C}_2\text{H}_4(\text{COO})_2(\text{CH}_2\text{CH}_2)_2)_n$	 PET	Пластиковые бутылки
1) Бис-фенол А $(\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{C}_6\text{H}_4\text{O})_2$ 2) Фосген COCl_2	Поликарбонат	$((\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{C}_6\text{H}_4\text{O})_2\text{CO})_n$	 other	Пластиковые бутылки, DVD диски, корпуса телефонов



Окончание таблицы

Мономер	Полимер	Формула полимера	Обозначение	Применение
1) Диизоцианаты $R^1(NCO)_2$ 2) Диолы $R^2(OH)_2$	Полиуретан	$R^1(NHCO)_2$ R^2O_{2n}	PUR	Губки для мытья, изоляционные панели



ОТВЕТЫ

ЧАСТЬ I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

ГЛАВА 1. Основные понятия и законы химии. Стехиометрия

§ 1.2. Химическая формула и способы её определения

1. $C_3H_8O_2$
2. C_4H_8
3. C_8H_{14}
4. C_9H_{12}
5. C_9H_{12}
6. C_3H_4
7. $C_3H_6O_2$
8. C_3H_6O
9. C_8H_{18}
10. $C_8H_{11}N$
11. C_2H_7N
12. C_4H_8
13. C_4H_8O
14. $C_8H_{10}O$
15. SeO_3
16. HIO_3
17. $C_9H_8O_4$
18. $C_4H_{10}O$, $CH_3CH(CH_3)CH_2OH$
19. $C_8H_{10}O$, $C_6H_5CH_2CH_2OH$
20. C_9H_8 , $H_3C-C_6H_4-C\equiv CH$
21. C_5H_8 , $CH_3CH(CH_3)C\equiv CH$
22. C_4H_6 , $CH_3CH_2C\equiv CH$
23. C_9H_{12} , $H_3C-C_6H_3(CH_3)_2$



24. А — $C_8H_6O_4$, $HOOC-C_6H_4-COOH$, Б — C_8H_{10} ,
 $H_3C-C_6H_4-CH_3$
25. А — $C_8H_6O_4$, $HOOC-C_6H_4-COOH$, Б — фталевый ангидрид
26. А — $C_6H_{10}O_4$, $HOOC(CH_2)_4COOH$
27. А — $C_5H_8O_2$, $CH_2=C(CH_3)COOCH_3$
28. $C_5H_8Cl_2$, ClC_4H_7Cl
29. $C_4H_6Cl_2$, ClC_3H_4Cl
30. X — C_4H_8O , $CH_3CH_2C(O)CH_3$
31. X — $C_4H_{10}O$, $CH_3CH_2CH(OH)CH_3$
32. X — $C_4H_{10}O$, $CH_3(CH_2)_3OH$
33. C_3H_5Cl , $CH_3CH=CHCl$
34. А — $C_4H_6O_2$, $CH_3COOCH=CH_2$ (винилацетат)
35. А — $C_6H_{12}O_2$, $CH_3COOCH_2CH(CH_3)CH_3$ (изобутилацетат)
36. X — серин, $C_3H_7NO_3$, $H_2NCH(CH_2OH)COOH$

§ 1.3. Закон сохранения массы. Уравнения реакций

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	6,72 л	10	175,5 г
2	1,12 л	11	126,4 г
3	3,36 л	12	3,4 г
4	8,96 л	13	6,3 г
5	4,48 л	14	162 г
6	11,2 л	15	168 г
7	31,6 г	16	14 г
8	24,5 г	17	5 г
9	8,1 г	18	19,2 г



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
19	16,8 л	24	3,5 л
20	5,6 л	25	48 г
21	29 г	26	6,72 л
22	33,8 г	27	6,72 л
23	33,6 л		

§ 1.4. Газовые законы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	80 л	11	32 л
2	78 л	12	15 л
3	250 л O ₂ , 200 л CO ₂	13	240 л
4	5000 л	14	14 л
5	C ₃ H ₈	15	16 л
6	40 л	16	13 л
7	180 м ³	17	21 л
8	200 л	18	144 л
9	15 л N ₂ O	19	208 л
10	8 л		

§ 1.5. Смеси веществ

1. 75% H₂, 8,5 г/моль
2. 50% CO, 50% CO₂
3. He : O₂ = 4 : 1
4. H₂, 50%
5. 60,2 об%, 50,9 масс%
6. 20
7. 55,6% KCl, 44,4% KBr



8. 89,4% NaOH, 10,6% Na_2CO_3
9. 46,5% NaCl, 53,5% NH_4Cl
10. 50% BaO, 50% BaO_2
11. 38% BaSO_4 , 62% BaSO_3
12. 40% FeS, 60% CuS
13. 46% Mg, 54% Al
14. 80% H_2 , 20% NH_3
15. 31,9% NaOH, 68,1% Ba(OH)_2
16. 7,35% H_2SO_4 , 6,3% HNO_3
17. 63,0% MgCO_3 , 37,0% BaCO_3
18. 52,3% NH_3 , 47,7% CH_3NH_2
19. 50% CuS, 50% Al_2S_3
20. 35,3% Cu_2S , 64,7% ZnS
21. 63% Na_2SO_3 , 37% Na_2CO_3
22. 40% Si, 60% SiO_2
23. 39% Zn, 61% ZnO
24. 50% Cu, 50% CuO
25. 51,3% NaCl, 48,7% CaCl_2
26. 33,3% CaO, 66,7% CaC_2
27. 87,1% Ag, 12,9% Cu
28. 45,5% Cu_2S , 54,5% CuS
29. 60,8% $\text{Cu(NO}_3)_2$, 39,2% $\text{Fe(NO}_3)_3$
30. 30%
31. 94,5%
32. 44% MgO, 56% Al_2O_3
33. 12,0 г, 48,6% NaCl, 51,4% NaBr
34. 28,0% Fe, 72,0% FeO; 1,4 л CO_2
35. 60 г SiO_2 , 32,4 г C
36. 11,2%

ГЛАВА 2. Строение атома. Периодический закон

§ 2.2. Электронная конфигурация атома

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	2	4	4
2	3	5	3
3	1	6	2



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
7	2	21	Ca^{2+}
8	2	22	Na^+ , F^-
9	4	23	S^{2-} , Cl^-
10	1	24	LiH , KCl
11	2	25	24
12	2	26	34
13	2 пары электронов и 2 неспаренных электрона	27	25
14	Три уровня. 3 валентных электрона, один неспа- ренный электрон	28	34
15	Si	29	23
16	Kr	30	24
17	Общее — число валент- ных электронов	31	35
18	Общее — число внутрен- них электронов	32	34
19	C, O	33	23
20	Mg, Ar		

§ 2.3. Периодический закон и периодические свойства элементов

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	1	3	1
2	4	4	4



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
5	3	13	453
6	2	14	352
7	2	15	254
8	3	16	132
9	4	17	142
10	532	18	532
11	521	19	254
12	413	20	342

ГЛАВА 3. Химическая связь. Строение веществ

§ 3.1. Вещества молекулярного и немолекулярного строения

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	2	8	2
2	2	9	23
3	3	10	24
4	1	11	13
5	2	12	12
6	1	13	13
7	3		

§ 3.2. Ковалентная связь и её характеристики

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	2	3	3
2	2	4	1



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
5	4	18	34
6	1	19	23
7	1	20	35
8	24	21	34
9	3	22	24
10	1	23	24
11	1	24	15
12	3	25	13
13	1	26	25
14	4	27	13
15	1	28	35
16	14	29	13
17	14	30	13

§ 3.3. Ионная и металлическая связь.

Строение твёрдых веществ

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	2	5	24
2	3	6	14
3	3	7	14
4	34	8	35



§ 3.4. Межмолекулярные взаимодействия

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	24	3	25
2	13	4	13

ГЛАВА 4. Теоретическое описание химических реакций

§ 4.1. Тепловые эффекты

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	2	8	480 г
2	2	9	14 л
3	2	10	22,4 г
4	72 г	11	10 г
5	24 г	12	32,8 МДж. 8,96 л
6	79 г	13	39 МДж
7	240 г		

§ 4.2. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	а) $\text{C(тв)} + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{г})$; б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г})$; в), д), е) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г})$; г) $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O(ж)} \rightleftharpoons \text{HCl(p-p)} + \text{HClO(p-p)}$; ж) $\text{H}^+(\text{p-p}) + \text{OH}^-(\text{p-p}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(ж)}$	3	Не влияет
2	а) $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г})$; б) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S(ж)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S(г)}$; в) $3\text{Fe(тв)} + 4\text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{H}_2(\text{г})$	4	а) влево; б) вправо; в) вправо



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
5	а) вправо; б) влево; в) влево	16	3121
6	а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется; г) уменьшается	17	2113
7	а) увеличивается; б) не изменяется; г) уменьшается	18	1313
8	1) охлаждение, увеличение давления; 2) нагревание, уменьшение давления; 3) нагревание, уменьшение давления; 4) охлаждение, увеличение давления	19	2213
9	3	20	1221
10	3	21	1122
11	4	22	1221
12	2	23	1213
13	4	24	1213
14	2	25	1231
15	1	26	2112

§ 4.3. Скорость химических реакций

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	1	6	3
2	2	7	1
3	1	8	4
4	4	9	24
5	3	10	45



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
11	24	17	12
12	25	18	12
13	13	19	23
14	25	20	14
15	12	21	24
16	14		

ГЛАВА 5. Растворы. Реакции ионного обмена

§ 5.1. Растворы. Растворимость веществ

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	53 г	11	24%
2	120 г	12	34 г
3	120 г	13	69 г
4	225 г	14	15 г
5	200 г	15	60 г
6	23%	16	60 г
7	8 г	17	120 г
8	72 г	18	25 г
9	50 г	19	50 г
10	4	20	60 г



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
21	25 г	27	46,6%
22	420 г	28	32,8%; 10,5 М
23	31,6%	29	1810 г
24	25 г	30	145 г
25	40 г	31	255 г
26	4,1 г	32	6,8%

§ 5.2. Растворы электролитов. Реакции ионного обмена

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	3	16	3
2	1	17	2
3	4	18	3
4	3	19	3
5	3	20	13
6	4	21	41
7	3	22	31
8	2	23	53
9	2	24	54
10	3	25	53
11	3	26	35
12	2	27	25
13	3	28	14
14	1	29	35
15	4	30	52



Продолжение таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
31	24	38	3142
32	52	39	1232
33	25	40	4331
34	13	41	2131
35	3	42	1231
36	1	43	2213
37	3312		
44	<p>1) $2\text{NaHCO}_3 + \text{CuSO}_4 = \text{CuCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnS} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$</p> <p>2) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{HI} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaI}$ (возможно также образование кислых солей) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaHCO}_3$ $2\text{HI} + \text{CaCO}_3 = \text{CaI}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$</p> <p>4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{CuSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $3(\text{NH}_4)_2\text{S} + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{NH}_4\text{NO}_3$</p> <p>5) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 2\text{HNO}_3$ $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 = 3\text{AgCl}\downarrow + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$</p> <p>6) $2\text{HI} + \text{CaSO}_3 = \text{CaI}_2 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>7) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>8) $3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{NO}_3$</p> <p>9) $2\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{KCl}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HI} = 2\text{KI} + \text{CO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>10) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{SO}_2\uparrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$</p> <p>11) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KHCO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>12) $\text{BaSO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>13) $2\text{FeSO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$</p>		



Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + 4\text{NaCl}$ <p>14) $6\text{KOH} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$</p> <p>15) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$</p> <p>16) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$</p> $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>17) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 = \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$</p>		
45	$2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{NaCl}$ $2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{MgSO}_4 = \text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$		

ГЛАВА 6. Окислительно-восстановительные реакции

§ 6.1. Процессы окисления и восстановления.

Важнейшие окислители и восстановители

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	1	13	242
2	2	14	432
3	3	15	231
4	4	16	123
5	3	17	142
6	1	18	234
7	1	19	312
8	423	20	432
9	412	21	341
10	214	22	312
11	314	23	123
12	214	24	123



§ 6.2. Предсказание продуктов ОВР и определение коэффициентов методом электронного баланса

1.

- 1) $3\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{NaNO}_3 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{FeO} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Cu}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 5) $2\text{NaNO}_2 + 2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6) $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 12\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{I}_2 + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 4\text{HI}$
- 8) $2\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 9) $3\text{PCl}_3 + 2\text{HNO}_3 + 8\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 9\text{HCl} + 2\text{NO}$
- 10) $5\text{K}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{S} + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
- 11) $2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{Cl}_2 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{KIO}_3 + 5\text{KI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{I}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{KClO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 15) $\text{CuCl} + 3\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{CuS} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 17) $3\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 19) $2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} = 2\text{CuI} + \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$
- 20) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{AgNO}_3 + 2\text{NH}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{O}_2$
- 21) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{NO}_2 + 2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $2\text{KCrO}_2 + 3\text{Br}_2 + 8\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 24) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 14\text{HNO}_3 = 6\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{KNO}_3 + 2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$
- 25) $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{KOH} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{KNO}_3$
- 26) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $3\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 28) $\text{HCOOK} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

2.

- 1) $4\text{KI} + 2\text{CuSO}_4 = 2\text{CuI} + \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{KClO}_3 + 6\text{HI} = \text{KCl} + 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaBr} = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



- 4) $3(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
 - 5) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = \text{S} + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$
 - 6) $\text{Cu}_2\text{O} + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - 7) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HBr} = 3\text{Br}_2 + 2\text{KBr} + 2\text{CrBr}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$
 - 8) $2\text{FeCl}_3 + 2\text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$
 - 9) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$
 - 10) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 11) $2\text{NaNO}_2 + 2\text{NaI} + 4\text{HCl} = \text{I}_2 + 2\text{NO} + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 12) $2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 13) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{KClO} = \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - 14) $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{NaOH} + 4\text{H}_2\text{O} = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
 - 15) $\text{KBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{KBr} + 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - 16) $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} = 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$
 - 17) $3(\text{NH}_4)_2\text{S} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{S} + 2\text{NO} + 6\text{NH}_4\text{NO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
- В некоторых случаях возможны и другие ОВР.

§ 6.3. Электролиз

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	4321	9	3342
2	1531	10	2114
3	4331	11	2423
4	2322	12	2115
5	2132	13	4352
6	3145	14	1352
7	1425	15	2552
8	3235		



ЧАСТЬ II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ГЛАВА 7. Основные классы неорганических соединений

§ 7.1. Оксиды

1. 13
2. 14
3. 234
4. 342
5. 15
6. 6425
7. 4213
8. 1) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{MgCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}_2\uparrow$
 3) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
9. 6 г
10. 2,2 г

§ 7.2. Гидроксиды

1. 15
2. 45
3. 24
4. 25
5. 1) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
6. 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 3) $2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
7. 1) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{CrCl}_3 + 6\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{NaCl}$
 3) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{CO}_2 = 3\text{NaHCO}_3 + \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$
 4) $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
8. 5,1 г



9. 20,7 г

10. 320 г

§ 7.3. Кислоты

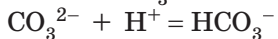
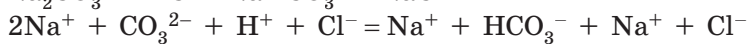
1. 356

2. 3412

3. 256

4. 3425

5. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$



6. 46

7. 236

8. 20%

9. 2,0% H_2SO_4 , 1,5% HCl

10. 16,3%

§ 7.4. Соли

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	4512	6	25
2	2145	7	36
3	2135	8	6,72 л
4	246	9	2154
5	135	10	19,5 г

§ 7.5. Комплексные соединения

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	2514	4	34
2	256	5	45,6 г
3	3521		



ГЛАВА 8. Химия неметаллов

§ 8.1. Водород. Вода. Пероксид водорода

1. 9 л

2. 10,1 л

3. 20,2 л

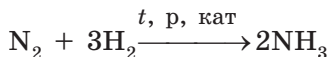
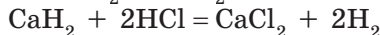
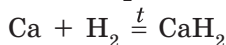
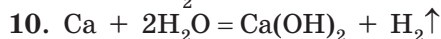
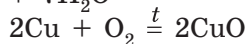
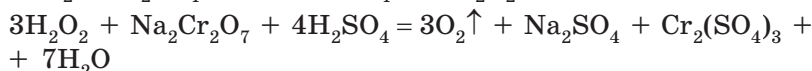
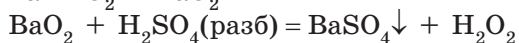
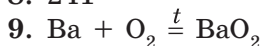
4. 232 г

5. 8 г

6. 25

7. 4431

8. 241



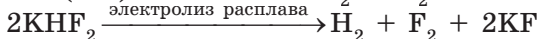
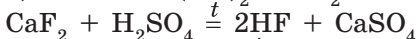
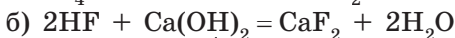
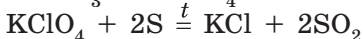
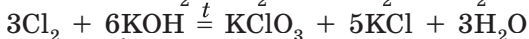
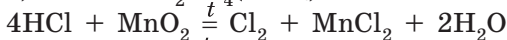
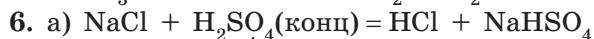
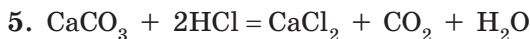
§ 8.2. Галогены

1. 2

2. 3

3. 2

4. 3



- $$5\text{F}_2 + 2\text{P} \xrightarrow{t} 2\text{PF}_5$$
- $$\text{PF}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 5\text{HF} + \text{H}_3\text{PO}_4$$
- в) $\text{Cl}_2 + \text{F}_2 = 2\text{ClF}$
- $$\text{ClF} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{HClO} + \text{HF}$$
- $$\text{HClO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{NaClO} + \text{I}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NaCl} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$6\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} 3\text{Cl}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$$
7. $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl}(\text{конц}) \xrightarrow{t} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $$\text{Cl}_2 + \text{Cu} \xrightarrow{t} \text{CuCl}_2$$
- $$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$$
- $$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$$
8. $2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{I}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$
- $$3\text{I}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t} \text{KIO}_3 + 5\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{KIO}_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{KI} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$$
- $$2\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
9. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$
- $$2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$$
- $$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$$
10. $\omega(\text{NaBr}) = 11,9\%$
11. $m(\text{NaCl}) = 11 \text{ г}, m(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 24,2 \text{ г}$
12. $\omega(\text{NaCl}) = 3,4\%, \omega(\text{HCl}) = 3,9\%$
13. $m(\text{KCl}) = 20,85 \text{ г}$
14. $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 10,67\%, \omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 9,47\%, \omega(\text{NaCl}) = 8,79\%$
15. $\eta = 80\%, m(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 22,25 \text{ г}$

§ 8.3. Кислород и сера (VIA группа)

1. 23
2. 1) $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$
- 2) $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
- 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{CuS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$
- 4) $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$
3. 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$
- 2) $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2\uparrow$



- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CaSO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$
4. 35
 5. 231
 6. 17,9 л
 7. 20,2 л
 8. 2656
 9. 1254
 10. 35
 11. 24
 12. 23
 13. 2135
 14. 1) $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$
 2) $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 = \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$
 4) $\text{CuS} + 8\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{CuS} + 10\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
15. 431
 16. 1) $\text{S} + 6\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $2\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 4) $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
17. 1) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) $3\text{S} + 2\text{Al} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3$
 3) $\text{Al}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$
 4) $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$
18. 7,6 г

§ 8.4. Азот и фосфор (VA группа)

1. 3
 2. 3
 3. 2
 4. 3241
 5. 4
 6. 3
 7. $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $10\text{NO}_2 + 8\text{P} = 2\text{P}_4\text{O}_{10} + 5\text{N}_2$
 $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$
 $\text{Li}_3\text{N} + 4\text{HCl} = 3\text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$



8. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 + 5\text{C} = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$
 $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$
 $4\text{P} + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3\uparrow + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$
 $5\text{PH}_3 + 8\text{KMnO}_4 + 12\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{MnSO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$
9. $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$
 $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $5\text{N}_2\text{O} + 2\text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{N}_2$
 $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 4\text{NaHCO}_3$
10. $\omega(\text{Li}_3\text{N}) = 32\%$, $\omega(\text{Li}_3\text{P}) = 68\%$, $m(\text{смеси}) = 22,95 \text{ г}$
11. $m(\text{Li}_3\text{P}) = 26 \text{ г}$, $m(\text{LiH}) = 5,6 \text{ г}$
12. 150 г
13. $V(\text{NaOH})(\text{p-p}) = 672,6 \text{ мл}$
14. $\omega(\text{K}_2\text{HPO}_3) = 6,1\%$, $\omega(\text{K}_3\text{PO}_4) = 5,5\%$, $\omega(\text{KOH}) = 5,8\%$
15. $V(\text{N}_2) = 1,344 \text{ л}$

§ 8.5. Углерод и кремний (IVA группа)

1. 3421
2. 4213
3. 231
4. 341
5. 25
6. 1) $\text{HCOOH} \xrightarrow{t} \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{CuO} + \text{CO} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{CO}_2$
 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 4) $2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2$
7. 1) $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} = 4\text{AlCl}_3 + 3\text{CH}_4\uparrow$
 2) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} 2\text{CO}$
 4) $\text{Fe} + 5\text{CO} = \text{Fe}(\text{CO})_5$
8. $26,9 \text{ л}$
9. 16 г
10. $30,2 \text{ л}$
11. 183 г
12. 146
13. 46
14. 126
15. 3524



16. 1) $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2$
 2) $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$
 4) $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 17. 60 г SiO_2 , 32,4 г С
 18. 16,8 л
 19. 96 кг

ГЛАВА 9. Химия металлов главных подгрупп

§ 9.1. Щелочные металлы (IA группа)

1. 23; 541; 145
 2. 23
 3. 23
 4. 24
 5. 52
 6. 3152
 7. 2153
 8. $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$
 $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S(p-p)} = \text{S} \downarrow + 2\text{HI}$
 9. 312
 10. 241
 11. 142
 12. 111,75 г
 13. 8,96 л
 14. 18,6 г
 15. 44,7 г
 16. 1,7 г
 17. $6\text{Li} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Li}_3\text{N}$
 $\text{Li}_3\text{N} + 4\text{HCl} = 3\text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NH}_3 \uparrow + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{p-p, изб}) + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
 18. 87,5% Li_3N , 12,5% Li_2O
 19. 412
 20. 234



§ 9.2. Магний и щелочноземельные металлы (IIA группа)

1. $\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{CaH}_2$
 $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{изб}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow$
 $\text{Ca}(\text{OH}) + 2\text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. 3125
3. 90% CaCO_3 , 1,61 л CO_2
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
 $\text{CaC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}\uparrow + \text{CO}_2\uparrow$
4. 241
5. 213
6. 26,1 г
7. 4,48 л
8. $\text{Mg} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{MgS}$
 $\text{MgS} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$
9. 34
10. 514
11. 23
12. 15
13. 3112
14. 42
15. 1,08 г
16. 17,9 л
17. 1435
18. $\text{BaSO}_4 + 4\text{C} \xrightarrow{t} \text{BaS} + 4\text{CO}\uparrow$
 $\text{BaS} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{BaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{BaO} + \text{CO}_2\uparrow$
19. 2141
20. $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
 $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{MgCO}_3 + \text{C} \xrightarrow{t} \text{MgC}_2 + 3\text{CO}\uparrow$



§ 9.3. Алюминий. IIIA группа

1. 53
2. 52
3. 32
4. 3256
5. 13,4 г
6. 412
7. 33,6%
8. 89,1%
9. 13
10. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$
 $\text{KAlO}_2 + 4\text{HCl} = \text{KCl} + \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{AlCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
 $2\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
11. $4\text{Al(NO}_3)_3 \xrightarrow{t} 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$
 $\text{Na[Al(OH)}_4\text{]} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3 + \text{Al(OH)}_3\downarrow$
 $2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
12. $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{K[Al(OH)}_4\text{]} + 3\text{H}_2\uparrow$
 $\text{K[Al(OH)}_4\text{]} + \text{CO}_2 = \text{Al(OH)}_3\downarrow + \text{KHCO}_3$
 $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{NaCl}$
13. 31
14. 32
15. 23
16. 25
17. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{CH}_4\uparrow$
 $2\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$
 $\text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K[Al(OH)}_4\text{]}$
18. 10,8 г
19. 12,3 л
20. 16,8 л

ГЛАВА 10. Переходные металлы: хром, марганец, железо, кобальт, никель, медь, цинк, серебро

1. 125
2. 3



3. 42
4. 24
5. 3113
6. 1213
7. $4\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + 7\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3\uparrow$
 $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{ZnS}\downarrow + 2\text{NaNO}_3$
8. $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{MnCl}_2 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
 $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{Br}_2 + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + 4\text{KBr} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{CO}_2 = 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{K}_2\text{CO}_3$
9. $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 6\text{NaCl}$
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Cl}_2 + 10\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 6\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{K}_2\text{FeO}_4 + 10\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{O}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + 2\text{FeSO}_4$
10. $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{FeS} + 2\text{NaCl}$
 $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$
 $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
11. $\text{Cr} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$
 $2\text{CrCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{CrCl}_3 + 3\text{NaClO} + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 9\text{NaCl} + 5\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$
 $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$
 $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{NaOH} = \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + \text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7\text{Na} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$
14. $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 5\text{H}_2\text{S} = \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 4\text{NH}_4\text{HS} + 2\text{H}_2\text{O}$
15. 4,48 л
16. 29,9 г, 2,67 л



17. $\omega(\text{NaCl}) = 2,35\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 10,52\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 17,35\%$
 18. $V(\text{Cl}_2) = 6,6 \text{ л}$
 19. $m(\text{Fe}) = 7 \text{ г}$
 20. $V(\text{CO}_2) = 2,8 \text{ л}$
 21. $\omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 91\%$, $\omega(\text{AgNO}_3) = 9\%$
 22. $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 16,6\%$, $\omega(\text{AgNO}_3) = 14,7\%$

ГЛАВА 11. Промышленное производство
неорганических веществ

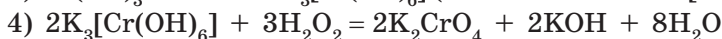
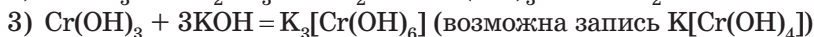
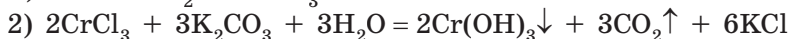
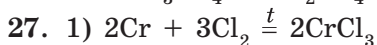
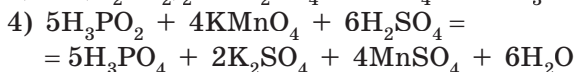
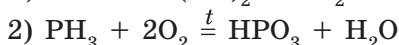
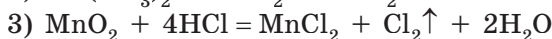
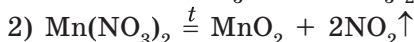
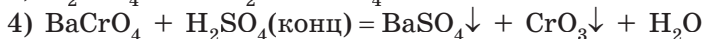
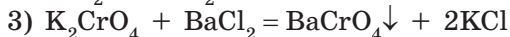
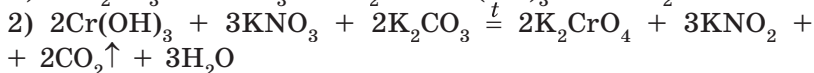
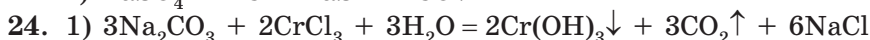
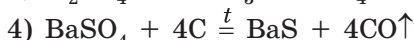
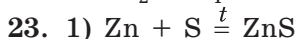
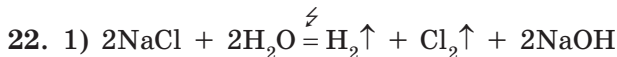
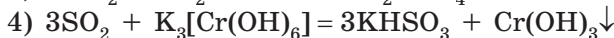
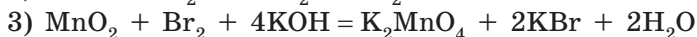
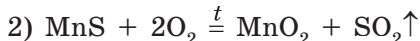
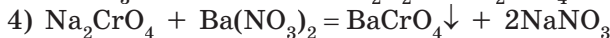
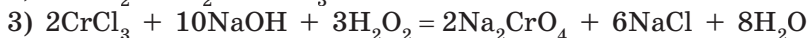
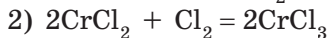
№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	1456	6	1256
2	135	7	2356
3	235	8	1345
4	245	9	1256
5	1346	10	2345

ГЛАВА 12. Взаимосвязь между классами неорганических
веществ. Комбинированные вопросы и задачи
по неорганической химии

1. 4
 2. 3
 3. 2
 4. 1
 5. 4
 6. 1
 7. 21
 8. 24
 9. 24
 10. 25
 11. 24
 12. 15
 13. 25
 14. 34
 15. 35
 16. 23
 17. 62
 18. 64



19. 25



28. 1) $\text{CrO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$
29. 1) $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + \text{O}_2\uparrow$
 2) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{MnCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$
 4) $\text{Mn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$
30. 1) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{CuSO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow$
 3) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
31. 3,07% HNO_3
 32. 3,65% NaNO_3 , 0,08% NaCl
 33. 4,4% NaHCO_3 , 1,9% Na_2CO_3
 34. 4,5% BaCl_2 , 25,9% BaBr_2 , 2,4% $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, 2,9% H_3PO_4
 35. 3,4 г AgNO_3

Часть III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ГЛАВА 13. Основные понятия органической химии

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	14	11	24
2	24	12	25
3	23	13	14
4	35	14	25
5	342	15	34
6	143	16	35
7	312	17	23
8	132	18	15
9	2113	19	23
10	13	20	24



ГЛАВА 14. Углеводороды

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	24	3	34
2	34	4	15
5	35	12	35
6	25	13	25
7	35	14	X — 5, Y — 2
8	25	15	X — 3, Y — 1
9	45	16	X — 2, Y — 4
10	12	17	2125
11	23	18	2

ГЛАВА 15. Кислородсодержащие органические вещества

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	13	11	25
2	25	12	24
3	15	13	14
4	23	14	13
5	23	15	45
6	15	16	3542
7	25	17	5241
8	34	18	X — 2, Y — 1
9	13	19	X — 2, Y — 5
10	34	20	X — 2, Y — 3

ГЛАВА 16. Азотсодержащие органические вещества

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
1	25	3	34
2	23	4	X — 4, Y — 1



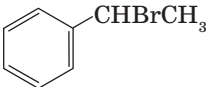
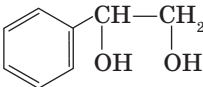
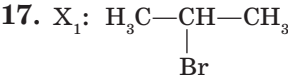
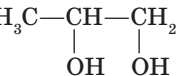
Окончание таблицы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
5	X — 3, Y — 2	10	25
6	X — 1, Y — 4	11	13
7	X — 1, Y — 4	12	35
8	14	13	23
9	45		

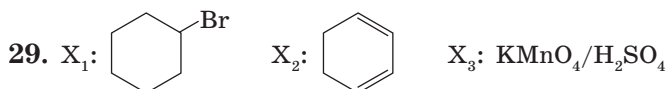
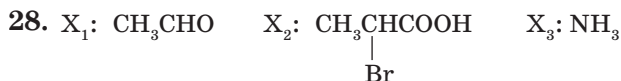
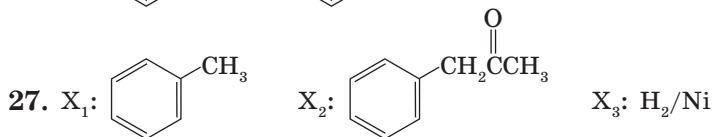
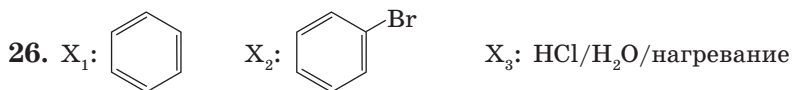
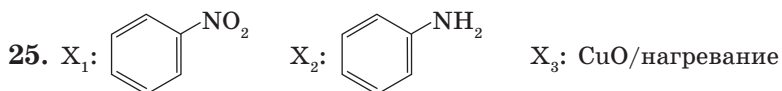
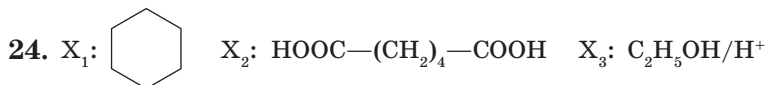
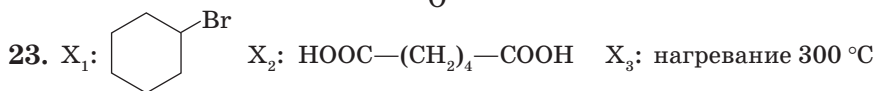
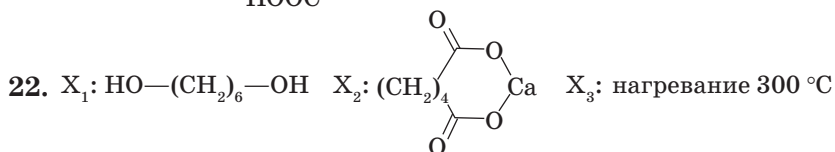
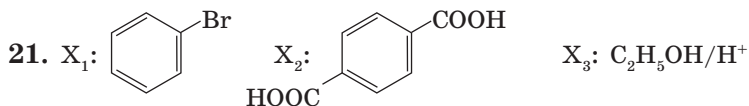
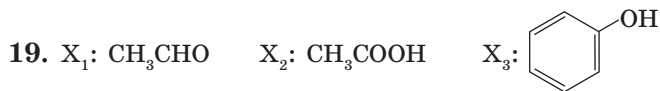
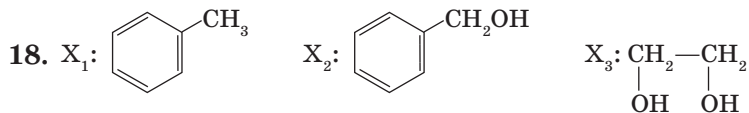
ГЛАВА 17. Взаимосвязь между классами органических веществ.
Комбинированные вопросы и задачи по органической химии

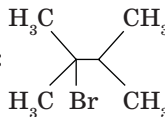
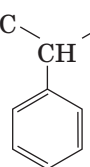
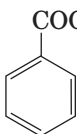
§ 17.1. Взаимосвязь между классами органических веществ.

Цепочки превращений

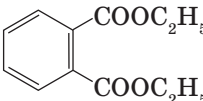
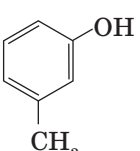
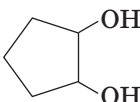
1. $X_1: (CH_3)_2CHBr$, $X_2: (CH_3)_2CHOH$, $X_3: H_2SO_4/t$
2. $X_1: (CH_3)_3CBr$, $X_2: C_4H_8$, $X_3: H_2O/H^+$
3. $X_1: C_2H_2$, $X_2: C_2H_4O$, $X_3: H_2/Pt$
4. $X_1: C_2H_5OH$, $X_2: C_4H_6$, $X_3: Br_2$
5. $X_1: (CH_3)_2CHBr$, $X_2: (CH_3)_2CHOH$, $X_3: CuO$
6. $X_1: CH_3CH_2CH_2Br$, $X_2: CH_3CH_2CH_2OH$, $X_3: CuO$
7. $X_1: CH_3CH_2CH_2Br$, $X_2: C_3H_6$, $X_3: KMnO_4/H_2O$
8. $X_1: C_2H_5Br$, $X_2: C_4H_{10}$, $X_3: Br_2$
9. $X_1: C_5H_9Cl$, $X_2: C_5H_8$, $X_3: KMnO_4/H_2O$
10. $X_1: C_6H_6$, $X_2: C_6H_5NO_2$, $X_3: Fe + HCl$
11. $X_1 — C_2H_2$, $X_2 — \text{бутин-1}$, $X_3 — CH_3C(OH)(CN)C_2H_5$
12. $X_1 — C_6H_6$, $X_2 — C_6H_5CH(CH_3)_2$, $X_3 — 2,4\text{-дибром-6-изо-пропиланилин}$
13. $X_1 — CH_3CH(Br)CH_3$, $X_2 — CH_3CH(NH_2)CH_3$, $X_3 — \text{ди-изопропиловый эфир}$
14. $X_1 — CH_3CH_2CHO$, $X_2 — CH_3CH_2COONa$, $X_3 — C_2H_6$
15. $X_1 — C_2H_2$, $X_2 — (CH_3COO)_2Ba$, $X_3 — \text{ацетон}$
16. $X_1:$  $X_2:$  $X_3: CH_3COOH/H^+$
17. $X_1:$  $X_2:$  $X_3: CH_3COOH/H^+$





30. X_1 : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ X_2 : $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{COOK}$ X_3 : NH_3
31. X_1 : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ X_2 : $(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$ X_3 : нагревание
32. X_1 : $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_3$ X_2 :  X_3 : $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4/\text{нагревание}$
33. X_1 :  X_2 :  X_3 : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$

§ 17.2. Расчётные задачи по органической химии

- $\text{CH}_3\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}\text{CH}_3$
- 
- 
- $\text{CH}_3-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{O}-\text{CH}=\text{CH}_2 \end{matrix}$
- $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{matrix}$
- 
- $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$
- $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_5\text{COOH}$
- $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$
- $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$
- $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$
- $\text{HOOCCH}_2\text{COOH}$



13. $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
14. $\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_4-\text{C}_2\text{H}_5$ (*орто*-, *мета*- или *пара*-)
15. $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{CH}_3)_2$
16. HOOSCOOH
17. $\text{HOOSCH}_2\text{COOH}$
18. $\text{HOOS}(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$
19. $\text{HOOSCH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$
20. Салициловая (2-гидроксibenзойная) кислота
21. Молочная (2-гидроксипропановая) кислота
22. Миндальная (2-гидрокси-2-фенилуксусная) кислота
23. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CCl}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
24. $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_3$
25. $\text{CH}_3\text{CCl}_2\text{CH}_3$ или $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$
26. $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{COOH}$



ОГЛАВЛЕНИЕ

<i>Предисловие</i>	3
ЧАСТЬ I. ОБЩАЯ ХИМИЯ	4
Глава 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ	4
§ 1.1. Основные понятия химии. Классификация веществ и реакций	4
§ 1.2. Химическая формула и способы её определения	11
§ 1.3. Закон сохранения массы. Уравнения реакций	25
§ 1.4. Газовые законы	35
§ 1.5. Смеси веществ	43
Глава 2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН	53
§ 2.1. Ядро атома. Ядерные реакции	53
§ 2.2. Электронная конфигурация атома	56
§ 2.3. Периодический закон и периодические свойства элементов	70
Глава 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ	81
§ 3.1. Вещества молекулярного и немолекулярного строения ...	81
§ 3.2. Ковалентная связь и её характеристики	87
§ 3.3. Ионная и металлическая связь. Строение твёрдых веществ	102
§ 3.4. Межмолекулярные взаимодействия	107
Глава 4. ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОПИСАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	111
§ 4.1. Тепловые эффекты	111
§ 4.2. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье	116
§ 4.3. Скорость химических реакций	128
Глава 5. РАСТВОРЫ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА	137
§ 5.1. Растворы. Растворимость веществ	137
§ 5.2. Растворы электролитов. Реакции ионного обмена	149



Глава 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ..	172
§ 6.1. Процессы окисления и восстановления.	
Важнейшие окислители и восстановители.....	172
§ 6.2. Предсказание продуктов ОВР и определение	
коэффициентов методом электронного баланса.....	186
§ 6.3. Электролиз	194
ЧАСТЬ II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	204
Глава 7. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ	
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	204
§ 7.1. Оксиды	204
§ 7.2. Гидроксиды.....	213
§ 7.3. Кислоты	220
§ 7.4. Соли.....	228
§ 7.5. Комплексные соединения	236
Глава 8. ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ	243
§ 8.1. Водород. Вода. Пероксид водорода	243
§ 8.2. Галогены	252
§ 8.3. Кислород и сера (VIA группа).....	272
§ 8.4. Азот и фосфор (VA группа)	290
§ 8.5. Углерод и кремний (IVA группа).....	310
Глава 9. ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП	327
§ 9.1. Щелочные металлы (IA группа)	327
§ 9.2. Магний и щелочноземельные металлы (IIA группа).....	342
§ 9.3. Алюминий (IIIA группа).....	355
Глава 10. ПЕРЕХОДНЫЕ МЕТАЛЛЫ: ХРОМ, МАРГАНЕЦ,	
ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ, МЕДЬ, ЦИНК, СЕРЕБРО	369
Глава 11. ПРОМЫШЛЕННОЕ ПРОИЗВОДСТВО	
НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	400
Глава 12. ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ	
НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. КОМБИНИРОВАННЫЕ	
ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ	417
ЧАСТЬ III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	424
Глава 13. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ	424



Глава 14. УГЛЕВОДОРОДЫ.....	441
Глава 15. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА.....	472
Глава 16. АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА...	506
Глава 17. ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. КОМБИНИРОВАННЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ ПО ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ.....	519
§ 17.1. Взаимосвязь между классами органических веществ. Цепочки превращений	519
§ 17.2. Расчётные задачи по органической химии.....	537
<i>Приложения</i>	547
<i>Ответы</i>	567



Все права защищены. Книга или любая ее часть не может быть скопирована, воспроизведена в электронной или механической форме, в виде фотокопии, записи в память ЭВМ, репродукции или каким-либо иным способом, а также использована в любой информационной системе без получения разрешения от издателя. Копирование, воспроизведение и иное использование книги или ее части без согласия издателя является незаконным и влечет уголовную, административную и гражданскую ответственность.

Справочное издание
анықтамалық баспа

*Для старшего школьного возраста
мектеп жасындағы ересек балаларға арналған*

СПРАВОЧНИК ДЛЯ СТАРШЕКЛАССНИКОВ И АБИТУРИЕНТОВ

**Еремин Вадим Владимирович
Антипин Роман Львович
Дроздов Андрей Анатольевич
Карпова Елена Владимировна
Рыжова Оксана Николаевна**

**ХИМИЯ
УГЛУБЛЁННЫЙ КУРС ПОДГОТОВКИ К ЕГЭ**

Ответственный редактор *А. Жилинская*
Руководитель группы *Т. Судакова*
Редактор *А. Лебединская*
Художественный редактор *Е. Брынчик*
Технический редактор *Л. Зотова*
Компьютерная вёрстка *А. Григорьев*
Корректоры *Е. Быструхина, Т. Кожевникова*

В коллаже на обложке использована фотография:
© StudioMolekuul / Shutterstock.com

В макете использованы иллюстрации:
© AdresiaStock, great19 / Shutterstock.com
Используется по лицензии от Shutterstock.com

ООО «Издательство «Эксмо»

123308, Россия, Москва, ул. Зорге, д. 1. Тел.: 8 (495) 411-68-86.

Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Өндіруші: «ЭКСМО» АҚБ Баспасы, 123308, Мәскеу, Ресей, Зорге көшесі, 1 үй.

Тел.: 8 (495) 411-68-86.

Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Ғауар белгісі: «Эксмо»

Интернет-магазин : www.book24.kz

Интернет-магазин : www.book24.kz

Импортёр в Республику Казахстан ТОО «РДЦ-Алматы».

Қазақстан Республикасындағы импорттаушы «РДЦ-Алматы» ЖШС.

Дистрибутор и представитель по приему претензий на продукцию,

в Республике Казахстан: ТОО «РДЦ-Алматы»

Қазақстан Республикасында дистрибутор және өнім бойынша арыз-талаптарды

қабылдаушының өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС,

Алматы қ., Домбровский көш., 3-а, литер Б, офис 1.

Тел.: 8 (727) 251-59-90/91/92; E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz

Өнімнің жарамдылық мерзімі шектелмеген.

Сертификация туралы ақпарат сайтта: www.eksmo.ru/certification

Сведения о подтверждении соответствия издания согласно законодательству РФ

о техническом регулировании можно получить на сайте Издательства «Эксмо»

www.eksmo.ru/certification

Өндірген мемлекет: Ресей. Сертификация қарастырылған

Продукция соответствует требованиям ТР ТС 007/2011

Дата изготовления / Подписано в печать 28.08.2020.

Формат 70х90¹/₁₆. Гарнитура «SchoolBook».

Печать офсетная. Усл. печ. л. 44,33.

Тираж экз. Заказ



В электронном виде книги издательства вы можете
купить на www.litres.ru

ЛитРес:
один клик до книг



Москва. ООО «Торговый Дом «Эксмо»
Адрес: 123308, г. Москва, ул. Зорге, д.1.
Телефон: +7 (495) 411-50-74. **E-mail:** reception@eksmo-sale.ru

По вопросам приобретения книг «Эксмо» зарубежными оптовыми
покупателями обращаться в отдел зарубежных продаж ТД «Эксмо»
E-mail: international@eksmo-sale.ru

*International Sales: International wholesale customers should contact
Foreign Sales Department of Trading House «Eksmo» for their orders.*
international@eksmo-sale.ru

По вопросам заказа книг корпоративным клиентам, в том числе в специальном
оформлении, обращаться по тел.: +7 (495) 411-68-59, доб. 2261.
E-mail: ivanova.ey@eksmo.ru

Оптовая торговля бумажно-беловыми
и канцелярскими товарами для школы и офиса «Канц-Эксмо»:
Компания «Канц-Эксмо»: 142702, Московская обл., Ленинский р-н, г. Видное-2,
Белокаменное ш., д. 1, а/я 5. Тел./факс: +7 (495) 745-28-87 (многоканальный).
e-mail: kanc@eksmo-sale.ru, сайт: www.kanc-eksmo.ru

Филиал «Торгового Дома «Эксмо» в Нижнем Новгороде
Адрес: 603094, г. Нижний Новгород, улица Карпинского, д. 29, бизнес-парк «Грин Плаза»
Телефон: +7 (831) 216-15-91 (92, 93, 94). **E-mail:** reception@eksmonn.ru

Филиал ООО «Издательство «Эксмо» в г. Санкт-Петербурге
Адрес: 192029, г. Санкт-Петербург, пр. Обуховской обороны, д. 84, лит. «Е»
Телефон: +7 (812) 365-46-03 / 04. **E-mail:** server@szko.ru

Филиал ООО «Издательство «Эксмо» в г. Екатеринбурге
Адрес: 620024, г. Екатеринбург, ул. Новинская, д. 2ц
Телефон: +7 (343) 272-72-01 (02/03/04/05/06/08)

Филиал ООО «Издательство «Эксмо» в г. Самаре
Адрес: 443052, г. Самара, пр-т Кирова, д. 75/1, лит. «Е»
Телефон: +7 (846) 207-55-50. **E-mail:** RDC-samara@mail.ru

Филиал ООО «Издательство «Эксмо» в г. Ростове-на-Дону
Адрес: 344023, г. Ростов-на-Дону, ул. Страны Советов, 44А
Телефон: +7(863) 303-62-10. **E-mail:** info@rmd.eksmo.ru

Филиал ООО «Издательство «Эксмо» в г. Новосибирске
Адрес: 630015, г. Новосибирск, Комбинатский пер., д. 3
Телефон: +7(383) 289-91-42. **E-mail:** eksmo-nsk@yandex.ru

Обособленное подразделение в г. Хабаровске
Фактический адрес: 680000, г. Хабаровск, ул. Фрунзе, 22, оф. 703
Почтовый адрес: 680020, г. Хабаровск, А/Я 1006
Телефон: (4212) 910-120, 910-211. **E-mail:** eksmo-khv@mail.ru

Филиал ООО «Издательство «Эксмо» в г. Тюмени
Центр оптово-розничных продаж Cash&Carry в г. Тюмени
Адрес: 625022, г. Тюмень, ул. Пермякова, 1а, 2 этаж. ТЦ «Перестрой-ка»
Ежедневно с 9.00 до 20.00. Телефон: 8 (3452) 21-53-96

Республика Беларусь: ООО «ЭКМО АСТ Си энд Си»
Центр оптово-розничных продаж Cash&Carry в г. Минск
Адрес: 220014, Республика Беларусь, г. Минск, проспект Жукова, 44, пом. 1-17, ТЦ «Outlet»
Телефон: +375 17 251-40-23; +375 44 581-81-92
Режим работы: с 10.00 до 22.00. **E-mail:** exmoast@yandex.by

Казахстан: «РДЦ Алматы»
Адрес: 050039, г. Алматы, ул. Домбровского, 3А
Телефон: +7 (727) 251-58-12, 251-59-90 (91,92,99). **E-mail:** RDC-Almaty@eksmo.kz

Украина: ООО «Форс Украина»
Адрес: 04073, г. Киев, ул. Вербовая, 17а
Телефон: +38 (044) 290-99-44, (067) 536-33-22. **E-mail:** sales@forsukraine.com

**Полный ассортимент продукции ООО «Издательство «Эксмо» можно приобрести в книжных
магазинах «Читай-город» и заказать в интернет-магазине: www.chitalai-gorod.ru.**
Телефон единой справочной службы: 8 (800) 444-8-444. Звонок по России бесплатный.

Интернет-магазин ООО «Издательство «Эксмо»
www.book24.ru

Розничная продажа книг с доставкой по всему миру.
Тел.: +7 (495) 745-89-14. **E-mail:** imarket@eksmo-sale.ru

ISBN 978-5-04-104070-3



book 24.ru

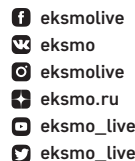
Официальный
интернет-магазин
издательской группы
«ЭКМО-АСТ»

ПРИСОЕДИНЯЙТЕСЬ К НАМ!



eksmo.ru

МЫ В СОЦСЕТЯХ:



КУРС углублённый подготовки к ЕГЭ

В справочнике изложены теоретические сведения по всему школьному курсу химии. Для контроля знаний после каждой темы приводятся задания в форме ЕГЭ с ответами. Книга предоставит старшеклассникам и абитуриентам дополнительную поддержку в процессе обучения, поможет сформировать глубокое понимание предмета и обеспечит необходимый уровень знаний и умений для успешной сдачи ЕГЭ.



**АВТОРЫ СПРАВОЧНИКА – ПРЕПОДАВАТЕЛИ
ХИМИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА
МОСКОВСКОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО УНИВЕРСИТЕТА
ИМЕНИ М. В. ЛОМОНОСОВА.**

ХИМИЯ

В ПОМОЩЬ СТАРШЕКЛАССНИКАМ И АБИТУРИЕНТАМ

ISBN 978-5-04-104070-3



9 785041 040703 >



www.vk.com/eksmo_kids