

ЕДИНЫЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ



ЭКЗАМЕН

Р.А. Лидин

ХИМИЯ

ЕГЭ

ПОЛНЫЙ КУРС

А, В, С

УНИВЕРСАЛЬНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
С МЕТОДИЧЕСКИМИ РЕКОМЕНДАЦИЯМИ,
РЕШЕНИЯМИ И ОТВЕТАМИ

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ ПОДГОТОВКА к ЕГЭ

- Нормативные материалы
- Рекомендации по организации работы на экзамене
- Краткий теоретический курс
- Задания для самостоятельной подготовки
- Тренировочные тестовые задания
- Типовые тестовые варианты
- Образцы выполнения части 3 (С)

ЕГЭ

ПОЛНЫЙ КУРС А, В, С

Р.А. Лидин

ХИМИЯ

Пособие для подготовки к ЕГЭ

*Рекомендовано ИСМО Российской Академии Образования
для подготовки выпускников всех типов образовательных
учреждений РФ к сдаче экзаменов в форме ЕГЭ*

САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ ПОДГОТОВКА К ЕГЭ

*Нормативные материалы
Рекомендации по организации
работы на экзамене
Краткий теоретический курс
Задания для самостоятельной подготовки
Тренировочные тестовые задания
Типовые тестовые варианты
Образцы выполнения части 3(С)*

*Издательство
«ЭКЗАМЕН»
МОСКВА, 2013*

УДК 372.8:54
ББК 74.262.4
Л55

Лидин, Р.А.

Л55 ЕГЭ. Химия. Самостоятельная подготовка к ЕГЭ / Р.А. Лидин. — М. : Издательство «Экзамен», 2013. — 351, [1] с. (Серия «ЕГЭ. Полный курс А, В, С»)

ISBN 978-5-377-06028-4

Учебное пособие содержит материал для подготовки к сдаче ЕГЭ по химии.

Представлены 43 темы программы ЕГЭ, задания к которым отвечают базовому (28), повышенному (10) и высокому (5) уровням сложности. Вся теория структурирована в соответствии с темами и вопросами содержания контрольных измерительных материалов.

Каждая тема содержит теоретические положения, вопросы и упражнения, тесты всех видов (с выбором одного ответа, на установление соответствия, с множественным выбором или ответом в виде числа), задания с развернутым ответом.

Адресовано учителям и ученикам старших классов полной средней школы, а также абитуриентам вузов, преподавателям и слушателям химических факультетов (школ) довузовской подготовки.

Приказом № 729 Министерства образования и науки Российской Федерации учебные пособия издательства «Экзамен» допущены к использованию в общеобразовательных учреждениях.

УДК 372.8:54

ББК 74.262.4

Формат 60х90/16. Гарнитура «Школьная». Бумага газетная.
Уч.-изд. л. 11,64. Усл. печ. л. 22. Тираж 3 000 экз. Заказ № 6267-1.

ISBN 978-5-377-06028-4

© Лидин Р.А., 2013

© Издательство «**ЭКЗАМЕН**», 2013

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	7
1. Теоретические разделы химии	
1.1. Современные представления о строении атома	8
1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	17
1.2.1. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам	17
1.2.2–1.2.3. Общая характеристика металлов главных подгрупп I–III групп и переходных элементов (медь, цинк, хром, железо) по их положению в Периодической системе и особенностям строения их атомов.....	23
1.2.4. Общая характеристика неметаллов главных подгрупп IV–VII групп по их положению в Периодической системе и особенностям строения их атомов.....	29
1.3. Химическая связь и строение вещества	43
1.3.1. Ковалентная связь, её разновидности и механизмы образования. Полярность и энергия ковалентной связи. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь	43
1.3.2. Электроотрицательность и степень окисления химических элементов. Валентность атомов	51
1.3.3. Вещества молекулярного и немoleкулярного строения. Тип кристаллической решетки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения	57
1.4. Химическая реакция	66
1.4.1–1.4.2. Классификация реакций в неорганической и органической химии. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения.....	66
1.4.3. Скорость реакции, её зависимость от различных факторов	78
1.4.4. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение равновесия под действием различных факторов	85
1.4.5. Диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты	95
1.4.6. Реакции ионного обмена	106

1.4.7. Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислотная, нейтральная, щелочная	112
1.4.8. Окислительно-восстановительные реакции. Коррозия металлов и способы защиты от неё.....	125
1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот).....	141

2. Неорганическая химия

2.1. Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)	146
2.2. Характерные химические свойства простых веществ — металлов: щелочных, щёлочноземельных, алюминия, переходных металлов — меди, цинка, хрома, железа	166
2.3. Характерные химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния	172
2.4. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	184
2.5–2.6. Характерные химические свойства оснований, амфотерных гидроксидов и кислот	188
2.7. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных, комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)	194
2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ ...	197

3. Органическая химия

3.1–3.2. Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Гибридизация атомных орбиталей углерода	200
3.3. Классификация органических соединений. Номенклатура органических соединений (тривиальная и международная). Радикал. Функциональная группа.....	207
3.4. Характерные химические свойства углеводов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводов (бензола и толуола)	214
3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола	233
3.6. Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров	241

3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов, аминокислот	249
3.8. Биологически важные соединения: жиры, белки, углеводы (моно-, ди- и полисахариды)	253
3.9. Взаимосвязь органических соединений	261
4. Методы познания в химии. Химия и жизнь	
4.1. Экспериментальные основы химии	266
4.1.1–4.1.2. Правила работы в лаборатории.	
Методы разделения смесей и очистки веществ	266
4.1.3–4.1.5. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы.	
Идентификация органических соединений.....	266
4.1.6. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений	278
4.1.7. Основные способы получения углеводородов (в лаборатории)	279
4.1.8. Основные способы получения кислородсодержащих органических соединений (в лаборатории).....	285
4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ.....	291
4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов	291
4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	292
4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка	294
4.2.4. Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, каучуки, волокна	295
4.3. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций ...	303
4.3.1–4.3.2. Расчеты объемных отношений газов и теплового эффекта в реакциях.....	303
4.3.3. Вычисление массы растворенного	

вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей	307
4.3.4. Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ	313
4.3.5–4.3.8. Расчеты: массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси) или в виде раствора с определенной массовой долей вещества; практического выхода продукта, массовой доли (массы) вещества в смеси	315
4.3.9. Расчеты на нахождение молекулярной формулы вещества	319

Типовой вариант экзаменационной работы

Инструкция по выполнению работы.....	324
Ответы к типовому варианту экзаменационной работы	332
Ответы к заданиям для самостоятельной работы.....	334
ПРИЛОЖЕНИЯ	350

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее учебное пособие (теория, вопросы и упражнения, тесты, расчетные задачи) предназначено школьникам старших классов и абитуриентам, собирающимся сдавать Единый государственный экзамен по химии с целью получения оценки в аттестат зрелости и поступления в вузы.

Вниманию учителей химии! Если ваши ученики собираются после окончания полной средней школы сдавать ЕГЭ, то это пособие предназначено и вам. Оно позволит при работе в 10 и 11 классах успешно подготовить выпускников к сдаче ЕГЭ и поступлению в вузы.

Большую часть книги занимает *теоретический материал*. Он отобран в строгом соответствии с требованиями ЕГЭ и расположен в порядке, аналогичном Кодификатору элементов содержания по химии для составления вариантов ЕГЭ.

После теории в параграфах приводятся задания для самостоятельной работы, состоящие из набора вопросов и упражнений для проверки уровня знаний каждой из тем, а также тесты, которые помогут школьникам ознакомиться с их видом, а учителям — быстро проконтролировать умение их решать. Все эти задания снабжены ответами.

Тесты с выбором ответа (из четырех возможных) соответствуют в варианте экзаменационной работы обозначениям заданий А1–А28 (задания уровня А).

Для заданий уровня В даны наборы тестов на установление соответствия (В1–В5), с множественным выбором (В6–В8) и задачи с ответами в виде числа (В9, В10).

Для заданий уровня С необходимо давать подробный письменный ответ в виде уравнений реакций (С1–С3) или решения расчетных задач (С4, С5).

В конце книги приводится типовой вариант экзаменационной работы (с ответами), который предваряет инструкция по выполнению и критериям оценивания.

Автор будет благодарен читателям за любые предложения и замечания, которые послужат совершенствованию этого пособия.

Профессор Р. А. Лидин

1. Теоретические разделы химии

1.1. Современные представления о строении атома

Химия — одна из важнейших и обширных областей естествознания.

Химия — наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Предмет химии — химические элементы и их соединения, а также закономерности, которым подчиняются химические реакции.

Вещества в химии — это формы существования материальных объектов. По признаку изучаемых объектов (веществ) химию принято делить на *неорганическую* и *органическую*. Кислород, вода, кремнезём, аммиак и сода — *неорганические вещества*, метан, ацетилен, этанол, уксусная кислота и сахароза — *органические вещества*.

Все вещества характеризуются определенным набором **химических свойств** — способностью веществ участвовать в химических реакциях.

Химические реакции — это процессы образования сложных по составу веществ из более простых, **переход** одних сложных веществ в другие, разложение сложных веществ на несколько более простых по составу веществ; иными словами, **химические реакции — превращения одних веществ в другие.**

От химических свойств следует отличать *физические свойства* веществ: температуры плавления и кипения, плотность, цвет, вязкость, летучесть и др., а также *агрегатные состояния* веществ: газообразное, жидкое и твердое [обозначения (г), (ж) и (т)].

Химические свойства вещества не зависят от его агрегатного состояния, а физические свойства зависят. Так, сера в любом агрегатном состоянии при сгорании образует сернистый газ, т.е. проявляет одно и то же химическое свойство, но физические свойства серы в разных агрегатных состояниях весьма различны: например, плотность твердой серы равна $2,1 \text{ г/см}^3$, жидкой серы — $1,8 \text{ г/см}^3$ и газообразной серы — $0,004 \text{ г/см}^3$.

В настоящее время известно много миллионов веществ, к ним постоянно добавляются новые вещества как открываемые в природе, так и синтезируемые искусственно. Число химических реакций, в принципе, неограниченно велико.

Все химические вещества состоят из частиц; простые частицы называются атомами, а сложные — молекулами.

Атом — это наименьшая химическая частица вещества. При разрушении атом распадается на более мелкие («элементарные») физические частицы, из которых и построены любые атомы, но число этих частиц у разных атомов различное. Физические частицы — это *электрон* e^- , *протон* p^+ и *нейтрон* n^0 . Любой атом — электронейтральная химическая частица: его *ядро* включает некоторое число протонов и нейтронов (заряжено положительно), а на периферии атома — в *электронной оболочке* находится некоторое число электронов, обязательно равное числу протонов в ядре. Так, разные атомы могут содержать:

	I атом	II атом	III атом
в ядре	$1p^+$	$1p^+, 1n^0$	$3p^+, 4n^0$
в оболочке	$1e^-$	$1e^-$	$3e^-$

Определенный вид атомов называется *химическим элементом*. Каждый элемент имеет свое *название* и свой *символ*. Например, элементы *азот* N, *железо* Fe, *золото* Au и т.д.

Все атомы одного элемента имеют одно и то же число протонов в ядре и число электронов в оболочке. Так, в атоме элемента *водород* H находится $1p^+$ и на периферии $1e^-$; в атоме элемента *кислород* O находится $8p^+$ в ядре и $8e^-$ в оболочке; атом элемента *алюминий* Al содержит $13p^+$ в ядре и $13e^-$ в оболочке.

Атомы одного элемента могут различаться числом нейтронов в ядре, такие атомы называются *изотопами*. Так, у элемента *водород* H три изотопа: водород-1 (специальное название и символ *протий* ^1H) с $1p^+$ в ядре и $1e^-$ в оболочке; водород-2 (*дейтерий* ^2H , или D) с $1p^+$ в ядре и $1e^-$ в оболочке; водород-3 (*третий* ^3H , или T) с $1p^+$ и $2n^0$ в ядре и $1e^-$ в оболочке. В символах ^1H , ^2H и ^3H верхний индекс указывает

массовое число — сумму чисел протонов и нейтронов в ядре.
Другие примеры:

Элемент кислород O		Элемент углерод C	
Кислород-16 $^{16}_8\text{O}$	$8p^+, 8n^0, 8e^-$	Углерод-12 $^{12}_6\text{C}$	$6p^+, 6n^0, 6e^-$
Кислород-17 $^{17}_8\text{O}$	$8p^+, 9n^0, 8e^-$	Углерод-13 $^{13}_6\text{C}$	$6p^+, 7n^0, 6e^-$
Кислород-18 $^{18}_8\text{O}$	$8p^+, 10n^0, 8e^-$		

Электронная оболочка любого атома делится на *энергетические уровни* (1, 2, 3-й и т.д.), уровни делятся на *подуровни* (обозначаются буквами *s, p, d, f*). Подуровни состоят из *атомных орбиталей* — областей пространства, где вероятно пребывание электронов. Орбитали обозначаются как 1s (орбиталь 1-го уровня s-подуровня), 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s... Число орбиталей в подуровнях:

Подуровень	s	p	d	f
Число орбиталей	1	3	5	7

Формы s-орбитали и трех p-орбиталей представлены на рис. 1, d-орбитали имеют более сложную форму и здесь не показаны.

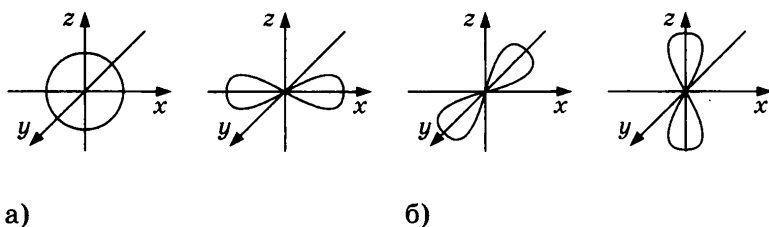


Рис. 1. Формы s- (а) и p-орбиталей (б)

Заполнение атомных орбиталей электронами происходит в соответствии с тремя условиями:

1) **принцип минимума энергии:**

электроны заполняют орбитали, начиная с подуровня с меньшей энергией.

Последовательность нарастания энергии подуровней:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots;$$

2) *правило запрета (принцип Паули):*

в каждой орбитали может разместиться не более двух электронов.

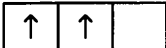
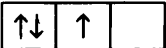

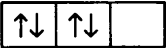
Один электрон на орбитали называется *неспаренным*, два электрона — *электронной парой*:

Пустая орбиталь	Орбитали с неспаренными электронами	Орбиталь с электронной парой
	 или 	

3) *принцип максимальной мультиплетности (правило Хунда):*

в пределах подуровня электроны сначала заполняют все орбитали наполовину, а затем — полностью.

Каждый электрон имеет свою собственную характеристику — *спин* (условно изображается стрелкой вверх или вниз). Спины электронов складываются как вектора, сумма спинов данного числа электронов на подуровне должна быть максимальной (мультиплетность):

Число электронов	Правильно	Неправильно
2		
3		
4		

Заполнение электронами уровней, подуровней и орбиталей атомов элементов от H ($Z = 1$) до Kr ($Z = 36$) показано на *энергетической диаграмме* (номера отвечают последовательности заполнения и совпадают с порядковыми номерами элементов, см. рис. 2).

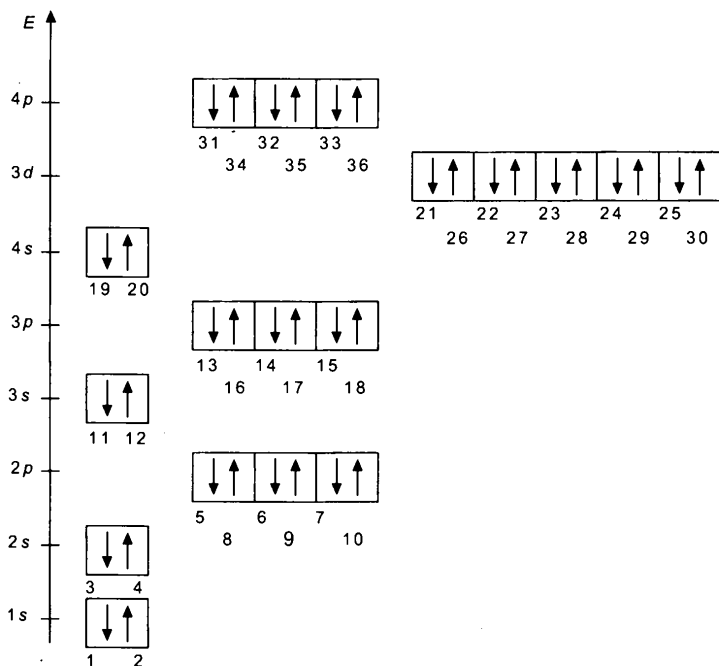
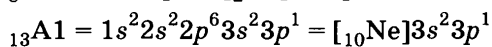
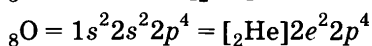
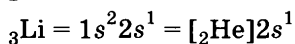
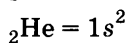
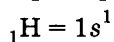


Рис. 2. Распределение электронов в атомах элементов от водорода до криптона

Из заполненных энергетических диаграмм выводятся *электронные формулы* (конфигурации) атомов элементов. Число электронов на орбиталях данного подуровня указывается в верхнем индексе справа от буквы (например, $3d^5$ — это 5 электронов на $3d$ -подуровне); вначале идут электроны 1-го уровня, затем 2-го, 3-го и т.д. Формулы могут быть *полными* и *краткими*, последние содержат в скобках символ соответствующего благородного газа, чем передается его формула, и, сверх того, начиная с Zn, заполненный внутренний d -подуровень.

Примеры:



$${}_{17}\text{Cl} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5$$

$${}_{20}\text{Ca} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 = [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2$$

$${}_{21}\text{Sc} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2 = [{}_{18}\text{Ar}] 3d 4s^2$$

$${}_{25}\text{Mn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2 = [{}_{18}\text{Ar}] 3d^5 4s^2$$

$${}_{26}\text{Fe} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 = [{}_{18}\text{Ar}] 3d^6 4s^2$$

$${}_{30}\text{Zn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 = [{}_{18}\text{Ar}, 3d^{10}] 4s^2$$

$${}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 = [{}_{18}\text{Ar}, 3d^{10}] 4s^2 4p^3$$

$${}_{36}\text{Kr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 = [{}_{18}\text{Ar}, 3d^{10}] 4s^2 4p^6$$

Электроны, вынесенные за скобки, называются *валентными*. Именно они принимают участие в образовании химических связей. Исключение составляют:

$${}_{24}\text{Cr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1 \text{ (а не } 3d^4 4s^2!),$$

$${}_{29}\text{Cu} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 \text{ (а не } 3d^9 4s^2!).$$

Эти конфигурации подтверждены экспериментально.

Из рассмотрения электронных диаграмм и конфигураций атомов видно, что элементы главной подгруппы VIII группы (He, Ne, Ar и др.) имеют завершенные *s*- и *p*-подуровни одновременно ($s^2 p^6$), такие конфигурации обладают высокой устойчивостью и обеспечивают химическую пассивность благородных газов. В атомах остальных элементов внешние *s*- и *p*-подуровни — незавершенные, они и показаны в сокращенных электронных конфигурациях.

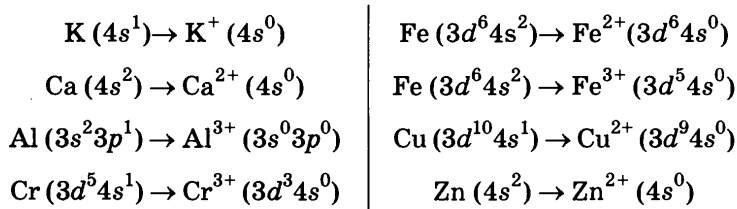
Для свободных атомов главных подгрупп II–IV групп Периодической системы обычное состояние валентных электронов называется *основным* (одна пара и 0–2 неспаренных электрона, как это видно из электронных диаграмм). Но для тех же атомов возможно и другое состояние — *возбужденное*, когда пара электронов преобразуется в 2 неспаренных электрона, например:

Атом	Состояние	
	основное	возбужденное
Mg	$s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} p \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array}$	$s \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} p \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$
Al	$s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} p \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$	$s \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} p \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \uparrow \\ \hline \end{array}$
Si	$s \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} p \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \uparrow \\ \hline \end{array}$	$s \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} p \begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \uparrow \uparrow \\ \hline \end{array}$

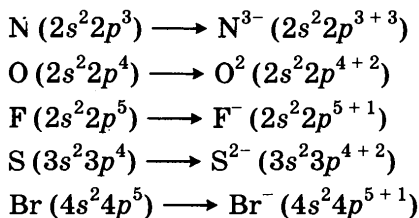
Если валентные электроны расположены только на атомной s -орбитали, то элементы относятся к секции s -элементов (IA-, IIA-группы); если они расположены на s - и p -орбиталях, то элементы относятся к секции p -элементов (от IIIA- до VIIA-группы).

В соответствии с энергетической последовательностью подуровней, начиная с элемента скандий Sc, в Периодической системе появляются Б-группы, а у атомов этих элементов заполняется d -подуровень предыдущего уровня (см. выше примеры электронных конфигураций). Такие элементы называются d -элементами (*переходными элементами*), их в каждом периоде десять, например в 4-м периоде это элементы от Sc до Zn.

Атомы типичных металлов легко отдают свои валентные электроны (полностью или частично) и становятся *простыми катионами*, например:



Атомы типичных неметаллов легко принимают дополнительные электроны на валентные подуровни (до восьми внешних электронов) и становятся *простыми анионами*, например:



Дополнительные электроны указаны через знак «плюс».

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Установите, имеются ли (да, нет) различия в понятиях:
 - а) протон и катион водорода (протия);
 - б) атом и катион натрия;
 - в) атом в составе графита и алмаза.
2. Назовите *sp*-элементы (с указанием символа, порядкового номера, группы и периода), атомы которых имеют следующие электронные формулы:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.

Постройте энергетические диаграммы незавершенных подуровней, укажите их число, а также число неспаренных электронов, электронных пар на этих подуровнях и неспаренных электронов в возбужденном состоянии.

3. Составьте полные электронные формулы, изобразите энергетические диаграммы:
 - а) для катионов Li^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} ;
 - б) для анионов N^{3-} , Si^{4-} , S^{2-} .
4. Установите, возможно ли (да, нет) с точки зрения строения атомов образование ионов
 - а) O^{3-} ,
 - б) Se^{2-} ,
 - в) S^{4+} ,
 - г) N^{4-} .

ТЕСТЫ

5. Четырехэлементное вещество — это
 - 1) нитрат аммония
 - 2) гидроортофосфат магния
 - 3) фруктоза
 - 4) хлорбензол
6. Название элемента с электронной формулой атома $[\text{Ar}]3d^2 4s^2$ — это
 - 1) селен
 - 2) алюминий
 - 3) цинк
 - 4) титан

7. Правильно составленная электронная формула атома хлора — это

- 1) $1s^2 2s^2 3s^2 2p^6 3p^5$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^6$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$

8. Название элемента с электронной формулой атома $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$ — это

- | | |
|-------------|---------|
| 1) хром | 3) медь |
| 2) марганец | 4) цинк |

9. Атому элемента *марганец* отвечает сокращенная электронная формула

- | | |
|--|---------------------------------------|
| 1) $[\text{}_{18}\text{Ar}]3d^5 4s^2$ | 3) $[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^5$ |
| 2) $[\text{}_{18}\text{Ar}, 3d^{10}]4s^2 4p^5$ | 4) $[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^5 5s^2$ |

10. Электронная формула валентных подуровней $3d^3 4s^2$ отвечает атому элемента

- | | |
|-------|-------|
| 1) As | 3) V |
| 2) Br | 4) Mn |

11. Электронная формула аниона Э^{2-} $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$ отвечает элементу

- | | |
|----------|-----------|
| 1) аргон | 3) сера |
| 2) хлор | 4) фосфор |

12. Электронная формула катиона Э^{3+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$ отвечает элементу

- | | |
|-------------|------------|
| 1) мышьяк | 3) железо |
| 2) марганец | 4) ванадий |

13–15. Укажите общее число электронов в частицах

13. Be^{2+} , Cl^-

14. Na^+ , S^{2-}

15. H^+ , P^{3-}

- | | |
|-------|-------|
| 1) 12 | 3) 20 |
| 2) 18 | 4) 28 |

1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

1.2.1. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам

Основной закон химии — Периодический закон — был открыт Д.И. Менделеевым в то время, когда атом считался неделимым и о его внутреннем строении ничего не было известно. В основу Периодического закона Д.И. Менделеев положил атомные массы (ранее — атомные веса) и химические свойства элементов. Расположив 63 известных в то время элемента в порядке возрастания их атомных масс, Д.И. Менделеев получил естественный ряд химических элементов, в котором он обнаружил *периодическую повторяемость* химических свойств. Например, свойства типичного металла лития Li повторялись у элементов натрия Na и калия K, свойства типичного неметалла фтора F — у элементов хлора Cl, брома Br, йода I и т.д.

У некоторых элементов Д.И. Менделеев не обнаружил химических аналогов (например, у алюминия Al и кремния Si), поскольку такие элементы были еще неизвестны в то время. Для них он оставил пустые места и на основе периодической повторяемости предсказал их химические свойства. После открытия соответствующих элементов (например, аналога алюминия — галлия Ga, аналога кремния — германия Ge) предсказания Д.И. Менделеева полностью подтвердились.

Современная формулировка Периодического закона, открытого Д.И. Менделеевым в 1869 г.:

Свойства элементов находятся в периодической зависимости от порядкового номера.

Порядковый номер элемента в Периодической системе — фундаментальная константа элемента, равная числу протонов в ядре и числу электронов в оболочке его нейтрального атома.

На основе Периодического закона Д.И. Менделеев создал *Периодическую систему химических элементов* (см. далее). Она состоит из 7 периодов и 8 групп.

Периоды — это горизонтальные ряды таблицы, они подразделяются на малые и большие. В *малых периодах* находятся 2 элемента (1-й период) или 8 элементов (2-й, 3-й периоды), в *больших периодах* — 18 элементов (4-й, 5-й периоды) или 32 элемента (6-й период), 7-й период пока не закончен. Каждый период начинается с типичного металла, а заканчивается типичным неметаллом и благородным газом.

Вертикальные столбцы называются *группами* элементов. Каждая группа делится на две подгруппы (главную и побочную). *Подгруппа* — это совокупность элементов, являющихся безусловными химическими аналогами; часто элементы подгруппы обладают высшей степенью окисления, отвечающей номеру группы. Например, элементам подгрупп бериллия и цинка (главная и побочная подгруппы II группы) отвечает высшая степень окисления (+II), элементам подгруппы азота и ванадия (V группа) — высшая степень окисления (+V).

В главных подгруппах химические свойства элементов могут меняться в широком диапазоне: от *неметаллических* к *металлическим* (например, в главной подгруппе V группы азот — неметалл, а висмут — металл). В побочных подгруппах свойства элементов меняются не так резко, например элементы побочной подгруппы IV группы — титан, цирконий, гафний — весьма схожи по своим свойствам (особенно два последних элемента).

Электронная конфигурация атома элемента определяет положение этого элемента в Периодической системе. **Число энергетических уровней атома данного элемента равно номеру периода, а число валентных электронов атома — номеру группы, к которым относится элемент.**

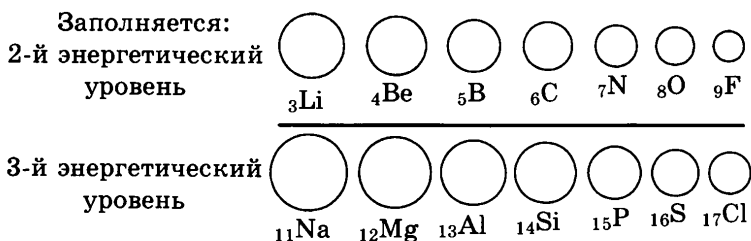
В ряду элементов с последовательно возрастающим порядковым номером (числом электронов, зарядом ядра) аналогичные электронные конфигурации атомов периодически повторяются. Эти периодически повторяющиеся изменения электронных конфигураций атомов объясняют периодическое изменение свойств элементов, т.е. Периодический закон Д.И. Менделеева.

Теория строения атома дает физическое обоснование порядковому номеру элемента и самому Периодическому закону, позволяет объяснить его основные положения и выводы.



Размеры атома в основном состоянии определяются *атомным радиусом*, т.е. половиной длины расстояния между ядрами соседних атомов в кристаллической решетке соответствующего простого вещества.

В атомах элементов каждого ряда формируется один энергетический уровень. В каждом ряду слева направо увеличиваются заряды ядер атомов. Поэтому увеличивается притяжение наружных электронов к ядру. В результате атомы как бы сжимаются, и радиусы атомов элементов в периодах слева направо уменьшаются. В группах элементов сверху вниз с увеличением числа электронных слоев радиусы атомов увеличиваются. На схеме это показано с помощью кружков соответствующего размера:



В периодах по мере увеличения энергии притяжения электронов к ядру и уменьшения радиусов отдавать электроны атомам элементов будет труднее, чем принимать, так как при малом радиусе ядро сильнее притягивает к себе электроны. Поэтому слева направо в периодах восстановительные свойства уменьшаются, а окислительные увеличиваются. В группах элементов, наоборот, размеры атомов сверху вниз увеличиваются. Поэтому восстановительные свойства будут усиливаться, а окислительные свойства — ослабевать.

При движении по периодам и группам элементов в Периодической системе изменяются и другие свойства элементов (в том числе степень окисления и электроотрицательность, см. разд. 1.3.2).

Значение Периодического закона и Периодической системы Д.И. Менделеева трудно переоценить. Менделеев основывался на единственном известном в то время физическом свойстве эле-

ментов — атомной массе. Но в отличие от других ученых того времени (например, Л. Мейера) Менделеев придавал большое значение химической характеристике элементов — *химическим свойствам*. Именно это Д.И. Менделеев в основном учитывал при выборе места элемента в Периодической системе.

Насколько гениальным было открытие Менделеева, можно судить по тому, что в то время представления о молекулах и атомах только начинали утверждаться. Атом все еще считался неделимой частицей, о его внутреннем строении ничего не было известно. Периодическая система элементов сама послужила основой для изучения строения атома. Сегодня она рассматривается как естественнонаучная классификация элементов по электронному строению их атомов.

При создании Периодической системы Менделееву было известно только 63 элемента, в настоящее время в Периодической системе уже 117 элементов, 109 из которых имеют названия — от *водорода* H до *мейтнерия* Mt. Все элементы, открытые после создания Д.И. Менделеевым Периодической системы, как обнаруженные в природе, так и полученные искусственно, заняли свое естественное место в Периодической системе.

Периодический закон Д.И. Менделеева и Периодическая система элементов стали основой современной химии.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Какие элементы (название и символ) в 3-м и 4-м периодах можно отнести к типичным металлам и типичным неметаллам?
2. Как изменяются свойства элементов главных подгрупп IV и VI групп с ростом порядкового номера?
3. Укажите изменение металлических свойств в 3-м периоде.
4. Как изменяются неметаллические свойства элементов главной подгруппы V группы с увеличением порядкового номера?

5. В соответствии с положением элементов в Периодической системе составьте молекулярные формулы соединений элементов 2-го периода — гидрида, нитрида, оксида, сульфида, фторида и хлорида, имеющих наименьшие из возможных молярные массы.

ТЕСТЫ

6. Все галогены — элементы одной группы, так как их атомы имеют
- 1) одинаковые размеры
 - 2) одинаковое число электронов
 - 3) одинаковое число валентных электронов
 - 4) одинаковую окислительную способность
7. В ряду элементов $O-S-Se-Te$ размер (радиус) атома
- 1) уменьшается
 - 2) увеличивается
 - 3) не изменяется
 - 4) не знаю
8. В ряду элементов $P-Si-Al-Mg$ размер (радиус) атома
- 1) уменьшается
 - 2) увеличивается
 - 3) не изменяется
 - 4) не знаю
9. Сходные химические свойства имеют элементы
- 1) Ca и Cl
 - 2) Cr и Se
 - 3) Ge и Sn
 - 4) Al и Ar
10. Металлические свойства элементов 3-го периода от Na к Cl
- 1) усиливаются
 - 2) ослабевают
 - 3) не изменяется
 - 4) не знаю
11. Неметаллические свойства в ряду элементов $Al-Si-C-N$
- 1) увеличиваются
 - 2) уменьшаются
 - 3) не изменяются
 - 4) не знаю
12. Неметаллические свойства в ряду элементов $O-N-P-Si$
- 1) увеличиваются
 - 2) уменьшаются
 - 3) не изменяются
 - 4) не знаю

13. Металлические свойства в ряду элементов

K—Na—Mg—Al

- | | |
|------------------|------------------|
| 1) увеличиваются | 3) не изменяются |
| 2) уменьшаются | 4) не знаю |

14. Металлические свойства в ряду элементов

Be—Mg—Na—K

- | | |
|------------------|------------------|
| 1) увеличиваются | 3) не изменяются |
| 2) уменьшаются | 4) не знаю |

15. Наименьшую молярную массу имеет халькогенид алюминия:

- | | |
|------------|-------------|
| 1) селенид | 3) сульфид |
| 2) оксид | 4) теллурид |

1.2.2–1.2.3. Общая характеристика металлов главных подгрупп I–III групп и переходных элементов (медь, цинк, хром, железо) по их положению в Периодической системе и особенностям строения их атомов

Элементы с *металлическими* свойствами расположены в главных подгруппах I–VI групп (Li—Fr, Be—Ra, Al—Tl, Ge—Pb, Sb—Bi, Po) Периодической системы. Металлами являются также все элементы, расположенные в побочных подгруппах I–VIII групп (*переходные металлы*).

В настоящее время в Периодической системе 93 металла.

По физическим свойствам все металлы — твердые вещества (кроме ртути, которая при обычных условиях жидкая), они отличаются от неметаллов особым видом связи (*металлическая связь*). Валентные электроны слабо связаны с конкретным атомом, и внутри каждого металла существует так называемый *электронный газ*. Поэтому все металлы обладают высокой электрической проводимостью (т.е. они проводники в отличие от неметаллов-диэлектриков), особенно медь, серебро, золото, ртуть, магний и алюминий; высока и теплопроводность металлов. Встречаются низкоплавкие металлы (цезий Cs с температурой плавления 28,4 °C плавится от тепла руки) и, наоборот, весьма тугоплавкие (вольфрам W плавится лишь

при 3422 °С). Отличительным свойством многих металлов является их пластичность (ковкость), вследствие чего они могут быть прокатаны в тонкие листы — фольгу (олово, алюминий, золото) и вытянуты в проволоку (медь, алюминий, железо), однако встречаются и достаточно хрупкие металлы (цинк, сурьма, висмут).

В промышленности часто используют не чистые металлы, а их смеси, называемые *сплавами*. В сплаве свойства одного компонента обычно удачно дополняют свойства другого. Так, медь обладает невысокой твердостью и малоприспособна для изготовления деталей машин, сплавы же меди с цинком, называемые *латунью*, являются уже достаточно твердыми и широко используются в машиностроении. Алюминий обладает хорошей пластичностью и достаточной легкостью (малой плотностью), но слишком мягок. На его основе готовят сплав *дюралюмин* (*дюраль*), содержащий медь, магний и марганец. Дюралюмин, не теряя свойств своего алюминия, приобретает высокую твердость и поэтому используется в авиационной технике. Сплавы железа с углеродом (и добавками других металлов) — это известные *чугун* и *сталь*.

Типичными металлами являются *s*-элементы (элементы I группы от Li до Fr, элементы II группы от Mg до Ra). Общая электронная формула их атомов ns^{1-2} . Для них характерны степени окисления +I и +II соответственно.

Небольшое число электронов (1–2) на внешнем энергетическом уровне атомов типичных металлов предполагает легкую потерю этих электронов и проявление сильных восстановительных свойств, что отражают низкие значения электроотрицательности. Отсюда вытекает ограниченность химических свойств и способов получения типичных металлов.

Характерной особенностью типичных металлов является стремление их атомов образовывать катионы и ионные химические связи с атомами неметаллов. Соединения типичных металлов с неметаллами — это ионные кристаллы «катион металла — анион неметалла», например K^+Br^- , $Ca^{2+}O^{2-}$. Катионы типичных металлов входят также в состав соединений со сложными анионами — гидроксидов и солей, например $Mg^{2+}(OH^-)_2$, $(Li^+)_2CO_3^{2-}$.

Металлы главных подгрупп, образующие диагональ амфотерности в Периодической системе, Be-Al-Ge-Sb-Po, а также примыкающие к ним металлы (Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi) не проявляют типично металлических свойств. Общая электронная формула их атомов ns^2np^{0-4} предполагает большее разнообразие степеней окисления, большую способность удерживать собственные электроны, постепенное понижение их восстановительной способности и появление окислительной способности, особенно в высоких степенях окисления (характерные примеры — соединения Tl^{III} , Pb^{IV} , Bi^V). Подобное химическое поведение характерно и для большинства d -элементов, т.е. элементов В-групп Периодической системы (типичные примеры — амфотерные элементы Cr и Zn).

Это проявление двойственности (амфотерности) свойств, одновременно металлических (основных) и неметаллических (кислотных) обусловлено характером химической связи. В твердом состоянии соединения нетипичных металлов с неметаллами содержат преимущественно ковалентные связи (но менее прочные, чем связи между неметаллами). В растворе эти связи легко разрываются, а соединения диссоциируют на ионы (полностью или частично). Например, металл галлий состоит из молекул Ga_2 , в твердом состоянии хлориды алюминия и ртути(II) $AlCl_3$ и $HgCl_2$ содержат сильно ковалентные связи, но в растворе $AlCl_3$ диссоциирует почти полностью, а $HgCl_2$ — в очень малой степени (да и то на ионы $HgCl^+$ и Cl^-).

По химическим свойствам металлы в свободном виде являются восстановителями. Однако реакционная способность некоторых металлов невелика из-за того, что они покрыты поверхностной *оксидной пленкой*, очень прочной и устойчивой к действию таких химических реактивов, как вода, растворы кислот и щелочей. Например, свинец всегда покрыт оксидной пленкой, и для его перевода в раствор требуется не только воздействие реактива (например, разбавленной азотной кислоты), но и нагревание. Оксидная пленка на алюминии препятствует его реакции с водой, но под действием кислот и щелочей разрушается. Рыхлая оксидная пленка, образующаяся на поверхности железа во влажном воздухе, — *ржавчина* не мешает окислению железа.

Под действием концентрированных кислот-окислителей на некоторых металлах также образуется устойчивая оксидная пленка. Это явление называется *пассивацией*. Так, в концентрированной серной кислоте пассивируются (и не реагируют с ней) такие металлы, как Be, Bi, Co, Fe, Mg и Nb, а в концентрированной азотной кислоте — металлы Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th и U.

При взаимодействии с окислителями в кислых растворах большинство металлов переходит в катионы, заряд которых различен и определяется устойчивой степенью окисления данного элемента в соединениях (Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} и Fe^{3+}). Восстановительная активность металлов в кислом растворе передается *электрохимическим рядом напряжений* (см. Приложение 2). Большинство металлов переводится в раствор соляной и разбавленной серной кислотами, но Si, Ag и Hg — только серной (концентрированной) и азотной кислотами, а Pt и Au — «царской водкой».

В природе иногда встречаются *самородные металлы* (характерные примеры — Ag, Au, Pt, Hg), но чаще металлы находятся в виде соединений (*металлические руды*). По распространенности в земной коре металлы различны: от наиболее распространенных — Al, Na, Ca, Fe, Mg, K, Ti до самых редких — Bi, In, Ag, Au, Pt, Re.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Расположите в ряд по возрастанию числа валентных электронов металлические элементы Sr, Cr, Rb, Mn, Ga, Os, Sn, V, Ti.
2. Даны образцы металлов: свинец — медь — ртуть — натрий — золото — серебро — вольфрам.

Определите эти металлы по физическим характеристикам:

- а) очень мягкий (режется ножом);
- б) окрашен в желтый цвет;
- в) имеет матовую поверхность;
- г) обладает наибольшей тугоплавкостью;
- д) жидкий при комнатной температуре;
- е) окрашен в красный цвет;
- ж) отличается металлическим блеском и высокой электрической проводимостью.

3. а) В какой части Периодической системы расположены типичные металлы?
б) Можно ли (да, нет) металлы Li, Au, Mg и Pt назвать активными?
в) Как изменяется электроотрицательность металлов в ряду $K-Na-Mg-Al$?
4. Образцы меди получены из исходных веществ: красный Cu_2O , черный CuO , белый $CuSO_4$, голубой $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, темно-зеленый $Cu_2CO_3(OH)_2$ и желто-бурый $CuCl_2$. Должны ли (да, нет) полученные образцы меди отличаться:
а) по цвету,
б) по температуре плавления,
в) по способности покрываться черно-зеленым налетом в городском воздухе?
5. Приведите примеры распространенных сплавов. Являются ли (да, нет) физические свойства сплавов суммой свойств металлов, взятых для сплавления?
6. Укажите, какие ионы находятся в узлах кристаллической решетки:
а) оксида лития,
б) пероксида натрия,
в) гидрида калия.
7. Что означает с химической точки зрения фраза: концентрированная HNO_3 пассивирует Al, Cr, Fe и некоторые другие металлы?
8. Какие металлы встречаются в природе в самородном состоянии? Приведите 4 примера.

ТЕСТЫ

9. В Периодической системе типичные металлы расположены
1) в верхней части
2) в нижней части
3) в правом верхнем углу
4) в левом нижнем углу

10. Набор, содержащий только металлы, — это

- | | |
|-------------------|-------------------|
| 1) Sc, Hg, Tb, Re | 3) Sn, Ho, Ti, Rn |
| 2) Sm, Hf, Te, Rh | 4) Se, He, Tl, Ru |

11. Формула валентных подуровней атома металла — это

- | | |
|----------------|----------------|
| 1) $4s^2 4p^4$ | 3) $2s^2 2p^1$ |
| 2) $3d^5 4s^2$ | 4) $3s^2 3p^6$ |

12. Правильная формула валентных подуровней атома железа — это

- | | |
|----------------|----------------|
| 1) $3d^4 4s^2$ | 3) $3d^6 4s^0$ |
| 2) $3d^5 4s^1$ | 4) $3d^6 4s^2$ |

13. Соединения меди с одинаковой степенью окисления находятся в наборе

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuI , Cu_2S
- 2) Cu_2O_3 , Cu_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 3) Cu_2O , CuCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
- 4) CuO , CuSO_4 , $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$

14. Соединение железа в высшей степени окисления — это

- | | |
|--------------------------------|----------------------------|
| 1) FeO_4^{2-} | 3) FeO_4 |
| 2) $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ | 4) $\text{FeO}(\text{OH})$ |

15–16. Правильная формула

15. хромовой кислоты

- | | |
|-----------------------------|--------------------------------------|
| 1) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ | 3) H_2CrO_4 |
| 2) $\text{CrO}(\text{OH})$ | 4) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |

16. хромата

- | | |
|------------------------------|--------------------------------------|
| 1) Ba_3CrO_5 | 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| 2) K_2CrO_4 | 4) KCrO_2 |

17–18. Название

17. дихромат калия

относится к формуле

- | | |
|--------------------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | 3) KMnO_4 |
| 2) K_2MnO_4 | 4) K_2CrO_4 |

18. перманганат калия

19–20. Металлические свойства элементов повышаются по ряду

- | | |
|--------------------------|----------------------|
| 19. 1) In—Ga—Al | 3) Ge—Ga—Tl |
| 2) K—Rb—Sr | 4) Li—Be—Mg |

20. 1) Sr—Rb—Cs

3) Mg—Na—Li

2) Ba—Sr—Rb

4) In—Sn—Sb

21. Металлические свойства элементов понижаются по ряду

1) Ca—Sr—Rb

3) Sn—Ge—Ga

2) Na—Mg—Be

4) Li—K—Cs

22–23. Металлические свойства в ряду элементов

22. K—Na—Mg—Al

23. Al—Mg—Ca—Sr

1) увеличиваются

3) не изменяются

2) уменьшаются

4) не знаю

24. Среди перечисленных металлов главной подгруппы II группы **наиболее сильным** восстановителем будет

1) барий

3) стронций

2) кальций

4) магний

25. До изобретения электронной фотовспышки для освещения объекта в закрытом помещении использовали возгорание

1) серы

3) магния

2) марганца

4) амальгамы

26. При взаимодействии 64 г меди и 64 г серы образуется сульфид меди(II) массой (в граммах)

1) 80

3) 112

2) 96

4) 128

Тест решайте устно.

1.2.4. Общая характеристика неметаллов главных подгрупп IV–VII групп по их положению в Периодической системе и особенностям строения их атомов

Элементы с неметаллическими свойствами находятся главных подгруппах III(B), IV(C, Si), V(N, P, As), VI(O, S, Se, Te) и VII(F, Cl, Br, I, At) групп Периодической системы.

Общая электронная формула атомов неметаллов ns^2np^{1-5} , этому соответствует большое разнообразие степеней окисления неметаллов в соединениях.

Характерной особенностью неметаллов является большее (по сравнению с металлами) число электронов на внешнем

энергетическом уровне их атомов. Это определяет их большую способность к присоединению дополнительных электронов и проявлению высокой окислительной активности. Вот почему значения электроотрицательности у них велики. Отсюда многообразие химических свойств и способов получения неметаллов.

Другая характерная особенность неметаллов — стремление образовывать ковалентные связи с атомами других неметаллов и амфотерных элементов. Поэтому и простые вещества и соединения неметаллов имеют ковалентное строение.

В свободном виде встречаются газообразные вещества — F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 и H_2 , твердые — I_2 , At, S, Se, Te, P, As, C, Si и B, при комнатной температуре известен один жидкий неметалл — бром Br_2 . Нередко для неметаллов наблюдается аллотропия, например у кислорода (O_2 и O_3) и углерода (графит, алмаз, карбин, фуллерен).

В природе встречаются самородные неметаллы — N_2 и O_2 (в воздухе), сера (в земной коре), но чаще неметаллы в природе находятся в химически связанном виде. В первую очередь это вода и растворенные в ней соли, минералы и горные породы, например различные силикаты, алюмосиликаты, фосфаты и бораты. По распространенности в земной коре неметаллы занимают самые различные места: от трех самых распространенных элементов — O, Si, H до весьма редких — As, Se, I, Te.

Водород. Обычно среди неметаллов рассматривают также водород H, хотя это не совсем точно. Он занимает особое место в Периодической системе (элемент 1-го периода), у него нет химических аналогов, проявляет как металлические, так и неметаллические свойства. Вот почему его часто помещают в главные подгруппы I и VII групп одновременно.

Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$, характерные степени окисления в соединениях — чаще (+I), реже (–I) (рис. 3).

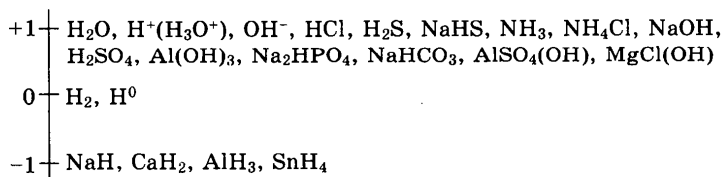


Рис. 3. Шкала степеней окисления водорода

Атом водорода имеет наименьшие размеры по сравнению с атомами других элементов, поэтому катион водорода (протон) H^+ обладает сильной проникающей способностью в электронные оболочки атомов других элементов. Атом водорода образует с атомами типичных неметаллов присущие только ему водородные связи.

По той же причине катион водорода не существует в водном растворе, он соединяется с одной молекулой воды и образует катион оксония H_3O^+ , где все три связи $H-O$ одинаковы.

В свободном виде водород образует двухатомную молекулу H_2 с очень прочной ковалентной связью ($E_{св} = 436$ кДж/моль).

Водород H_2 — самый легкий из газов ($\rho = 0,09$ г/л при н.у.), бесцветный, без запаха и вкуса, практически не растворяется в воде.

Водород обладает способностью проникать во многие металлы (особенно хорошо в палладий, платину и никель); в них водород находится в атомном состоянии.

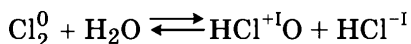
На Земле водород — третий по химической распространенности элемент, он встречается главным образом в связанном виде (вода, живые организмы, нефть, уголь, минералы), атомная доля водорода равна 15,52%. Водород наиболее распространенный элемент космоса, в состав космической материи входит 63% H , 36% He и 1% остальных элементов (по массе).

Хлор. В соединениях хлор проявляет степени окисления от $(-I)$ до $(+VII)$ (рис. 4).

+VII	—	$Cl_2O_7, NaClO_4, ClO_4^-, KClO_4, Mg(ClO_4)_2$
+VI	—	ClO_3
+V	—	$HClO_3, ClO_3^-, KClO_3, Ca(ClO_3)_2$
+IV	—	ClO_2
+III	—	$HClO_2, ClO_2^-, NaClO_2, Ca(ClO_2)_2$
+I	—	$Cl_2O, HClO, ClO^-, NaClO, Ca(ClO)_2$
0	—	Cl_2, Cl^0
-I	—	$HCl, Cl^-, NaCl, CaCl_2, FeCl_3, AgCl, PCl_5, Pb(Cl)F, MgCl(OH)$

Рис. 4. Шкала степеней окисления хлора

Простое вещество *хлор* Cl_2 — желто-зеленый газ, негорючий, с удушающим запахом, в 2,5 раза тяжелее воздуха. Умеренно растворяется в воде, наполовину диспропорционируя в ней:



Этот раствор в лаборатории называют «*хлорной водой*» (аналогичный раствор брома в воде, содержащий некоторое количество HBrO и HBr , — «*бромной водой*»; бром реагирует с водой хуже, чем хлор, а иод совсем не реагирует). На свету хлорноватистая кислота разлагается ($\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}^0$), поэтому хлорную воду надо хранить в темной склянке. Наличием в хлорной воде кислоты HClO и образованием атомарного кислорода объясняются ее сильные окислительные свойства; например, во влажном хлоре обесцвечиваются многие красители, хлорная вода окисляет иодид-ион I^- до I_2 при недостатке Cl_2 , а I^- и I_2 — до иодат-иона IO_3^- при избытке Cl_2 .

В природе — двенадцатый по химической распространенности элемент (пятый среди неметаллов). Встречается только в химически связанном виде. Присутствует во многих минералах и соляных залежах (в виде хлоридов). Третий по содержанию элемент в природных водах (после O и H), особенно много хлора в морской воде (до 2% по массе). Жизненно важный элемент для всех организмов. У животных и человека хлорид-ионы Cl^- участвуют в выработке желудочного сока, регулируют водный обмен.

Кислород. Элемент кислород O — самый распространенный на Земле. Содержание его атомов в земной коре составляет 55%. Свободный кислород O_2 находится в воздухе (общая масса $\approx 1 \cdot 10^{15}$ т) и в природных водах (растворимость при 20 °C равна 31 мл/1 л H_2O). Вследствие этого, а также способности соединяться с большинством химических элементов кислород определяет формы существования элементов в земной коре (минералы) и гидросфере (вода), в организмах растений и животных. Содержание кислорода в воздухе: 20,94% (по объему) или 23,13% (по массе). Из жидкого воздуха кислород выкипает после азота N_2 . Малорастворим в воде (31 мл/1 л H_2O при 20 °C), но несколько лучше, чем N_2 .

Кислород проявляет степени окисления от (–II) до (+II) (рис. 5).

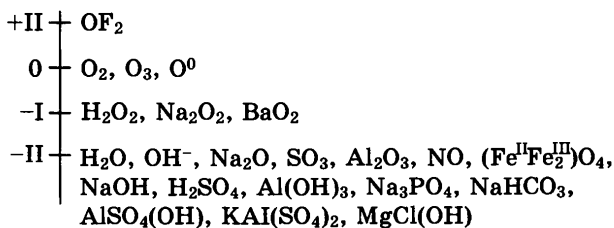
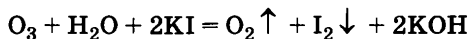


Рис. 5. Шкала степеней окисления кислорода

Кислород при комнатной температуре малореакционно-способный газ из-за прочной связи в молекуле O_2 ($E_{\text{св}} = 498$ кДж/моль, $l_{\text{св}} = 121$ пм). При высоких температурах вследствие ослабления (разрыхления) связи активность кислорода возрастает; при сгорании простых веществ в кислороде образуются оксиды.

В свободном виде кислород известен в трех аллотропных формах — *атомарный кислород* O^0 , *молекулярный* (обычный) *кислород* O_2 и *озон* O_3 . Атомарный кислород образуется в момент выделения кислорода при термическом разложении хлората и нитрата калия по схемам $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{O}^0$ и $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}^0$. В отсутствие восстановителя атомарный кислород тут же переходит в молекулярный: $2\text{O}^0 = \text{O}_2$. Озон — светло-синий газ, его получают под действием электрического разряда: $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$, малорастворим в воде (285 мл/1 л H_2O), но значительно лучше, чем O_2 .

Атомарный кислород и озон чрезвычайно сильные окислители; например, озон окисляет иодид-ион:



(O_2 в реакцию не вступает).

Жизненно важный элемент для всех организмов, содержится в большинстве органических веществ, участвует во многих биохимических процессах, обеспечивающих развитие и функционирование жизни. В атмосфере Земли озоновый слой (на высоте ≈ 25 км) защищает живой мир от воздействия космического ультрафиолетового излучения.

Сера. В соединениях сера проявляет степени окисления от (–II) до (+VI) (рис. 6).

+VI	—	SO ₃ , H ₂ SO ₄ , SO ₄ ^{2–} , HSO ₄ [–] , H ₂ S ₂ O ₇ , Na ₂ SO ₄ , NaHSO ₄ , AlSO ₄ (OH), KAl(SO ₄) ₂ , SF ₆ , SCl ₂ O ₂
+IV	—	SO ₂ , SO ₂ ·nH ₂ O, SO ₃ ^{2–} , HSO ₃ [–] , Na ₂ SO ₃ , NaHSO ₃ , SF ₄ , SCl ₄ , SCl ₂ O
+II	—	SCl ₂
+I	—	S ₂ Cl ₂ , S ₂ O
0	—	S(S ₈ , S ₆ , S ₄ , S ₂ , S ⁰)
–I	—	Fe(S ₂)
–II	—	H ₂ S, S ^{2–} , HS [–] , Na ₂ S, NaHS, PbS, FeS, CS ₂

Рис. 6. Шкала степеней окисления серы

В обычных условиях сера S — желтые хрупкие кристаллы без вкуса и запаха, легко растворимые в сероуглероде CS₂. Сера не растворяется в воде при обычных условиях и не реагирует с ней. Кристаллическая решетка серы — молекулярная, в узлах решетки находятся молекулы S₈ (неплоские циклы типа «корона»). При 119 °C сера плавится, жидкая сера состоит из молекул S₈ и цепей разной длины. Температура кипения серы 445 °C, в паре содержатся молекулы S₈, S₆, S₄ и S₂, при 1500 °C появляется одноатомная сера.

В природе сера — 15-й по химической распространенности элемент, встречается в самородном виде, входит в состав сульфидных и сульфатных минералов [*пирит* Fe(S₂), *халькопирит* (FeCu)S₂, *арсенопирит* Fe(As)S, *гипс* CaSO₄ · 2H₂O, *мирабилит* Na₂SO₄ · 10H₂O и многие другие], природного угля и нефти. Шестой элемент по содержанию в природных водах (главным образом в виде сульфат-иона SO₄^{2–}, создает «постоянную» жёсткость пресной воды). Жизненно важный элемент для высших организмов, составная часть многих белков, концентрируется в волосах.

Азот. В соединениях азот проявляет все степени окисления от (–III) до (+V) (рис. 7).

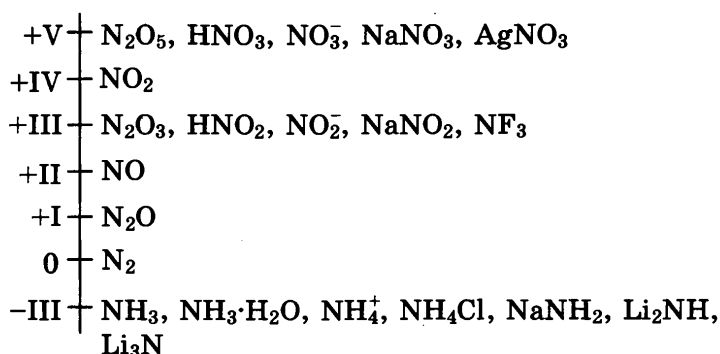


Рис. 7. Шкала степеней окисления азота

Простое вещество N_2 — бесцветный газ без вкуса и запаха, конденсируется в бесцветную жидкость (в отличие от O_2).

Главная составная часть воздуха: 78,09% по объему, 75,52% по массе. Из жидкого воздуха азот выкипает раньше кислорода O_2 . Малорастворим в воде (15,4 мл/1 л H_2O при 20 °C), растворимость азота меньше, чем у кислорода.

При комнатной температуре N_2 реагирует только с литием (во влажной атмосфере), образуя нитрид лития Li_3N ; нитриды других элементов синтезируют при сильном нагревании, например такие, как Mg_3N_2 и BN . Пассивность газообразного азота используют для создания инертной атмосферы при проведении химических реакций между веществами, чувствительными к кислороду.

В природе — семнадцатый по химической распространенности элемент (девятый среди неметаллов). Встречается в свободном (самородном) и химически связанном виде. Входит в состав небольшого числа минералов (селитры — натронная NaNO_3 , калийная KNO_3 и др.), некоторых природных углей. Главная составная часть воздуха ($\approx 3 \cdot 10^{15}$ т).

Жизненно важный элемент для всех организмов, основа белковых веществ и нуклеиновых кислот. Непосредственно из воздуха азот усваивают лишь некоторые бактерии, остальные организмы — только в виде соединений. Минеральные удобрения — аммиак, соли аммония и карбамид — переводятся почвенными бактериями в нитраты, в этом виде растения усваи-

вают азот из почвы. Животные и человек усваивают органически связанный азот из пищи, конечным продуктом метаболизма азота у высших организмов является карбамид (мочевина).

Фосфор. В соединениях фосфор проявляет степени окисления от $(-III)$ до $(+V)$, главной из которых является особенно устойчивая степень окисления $(+V)$ (рис. 8).

+V	+	$P_2O_5, H_3PO_4, PO_4^{3-}, Na_3PO_4, Na_2HPO_4, NaH_2PO_4,$ $PF_5, PCl_5, PCl_3O, P_2S_5$
+III	+	$P_2O_3, PF_3, PCl_3, P_2S_3$
+0	+	$P(P_4, P_n)$
-III	+	$PH_3, Na_3P, Mg_3P_2, AlP$

Рис. 8. Шкала степеней окисления фосфора

Известно несколько аллотропных форм фосфора в свободном виде: *белый фосфор* P_4 , *красный фосфор* P_n и др. Белый фосфор P_4 значительно активнее полимерного красного фосфора: так, температура вспышки белого фосфора $34^\circ C$ (часто самовозгорается на воздухе), а красного фосфора $240^\circ C$. Фосфор не реагирует с водой, белый фосфор хранят под слоем воды.

В природе — тринадцатый по химической распространенности элемент (шестой среди неметаллов), встречается только в химически связанном виде. Входит в состав многочисленных минералов, руд и горных пород (фосфориты, апатиты и др.).

Жизненно важный элемент. В организме человека и животных фосфор содержится в составе белков, липидов (нервное и мозговое вещества), ферментов и фосфата кальция (костные ткани, зубы).

Сложный органический анион с фосфатной группировкой — аденозинтрифосфат-ион, который вырабатывается растениями при фотосинтезе, играет важную роль как источник энергии в биохимических реакциях и обменных процессах высших организмов. Недостаток фосфора в почве восполняется введением фосфорных удобрений — главным образом суперфосфатов.

Углерод. Химия углерода — это в основном химия органических соединений, неорганических производных углерода не

так много. В соединениях углерод проявляет все степени окисления от (-IV) до (+IV) (рис. 9).

+IV	—	CO ₂ , H ₂ CO ₃ , CO ₃ ²⁻ , HCO ₃ ⁻ , Na ₂ CO ₃ , NaHCO ₃ , CS ₂ , CF ₄ , CCl ₂ O, C(NH ₂) ₂ O
+III	—	H ₂ C ₂ O ₄ , C ₂ F ₆
+II	—	CO, HCOOH, HCN, C ₂ F ₄
+I	—	C ₂ F ₂ , C ₆ F ₆
0	—	C (графит), C (алмаз)
-I	—	C ₂ H ₂ , C ₆ H ₆ , CaC ₂
-II	—	C ₂ H ₄ , ThC ₂
-III	—	C ₂ H ₆
-IV	—	CH ₄ , Be ₂ C, Al ₄ C ₃ , SiC

Рис. 9. Шкала степеней окисления углерода

В свободном виде углерод существует как *графит*, *алмаз*, *карбин* и *фуллерен* (аллотропия углерода) — это твердые вещества с различным строением кристаллической решетки.

Самой распространенной формой является графит. Он представляет собой серо-черное вещество с плотностью 2,22 г/см³, обладает высокой электрической проводимостью. Графит состоит из углеродных слоев, весьма непрочно связанных друг с другом, поэтому он достаточно мягок и легко измельчается (порошок графита называется *сажей*).

Алмаз, в отличие от графита, драгоценный камень с плотностью 3,51 г/см³, имеет наибольшую твердость среди всех природных веществ. В чистом состоянии — бесцветные прозрачные кристаллы, по электрическим свойствам — диэлектрик.

Углерод является основой растительного и животного мира на Земле. По химической распространенности в неживой природе углерод — одиннадцатый элемент (четвертый среди неметаллов); встречается как в свободном виде (алмаз, графит), так и в виде соединений (диоксид углерода, карбонаты, уголь, нефть, природный газ). Масса углерода, содержащегося в атмосфере в виде CO₂, составляет ~ 6 · 10¹¹ т, что примерно в 2 раза больше, чем в живой природе.

Важнейшие природные карбонаты: *магнезит* MgCO_3 , *кальцит* CaCO_3 , *доломит* $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, *малахит* $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ и др.

Кремний. В большинстве соединений (рис. 10) кремний находится в степени окисления (+IV), значительно реже — (–IV). В свободном виде кремний Si — темно-серое кристаллическое вещество, очень твердое, хрупкое и тугоплавкое. Кристаллическая решетка — атомная, связи Si—Si очень прочные, химическая активность кремния мала. В особых условиях можно получить так называемый аморфный кремний в виде белого порошка, его реакционная способность выше.

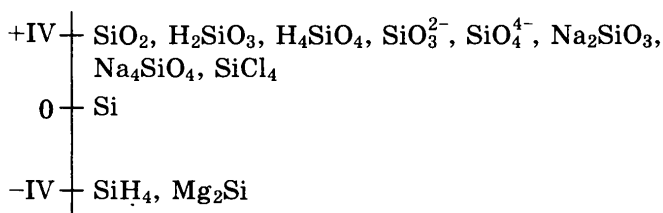


Рис. 10. Шкала степеней окисления кремния

Кремний — важнейший элемент неживой природы, второй по химической распространенности в земной коре (16,35 атомн.%). Встречается только в связанном виде. Литосфера Земли в основном (90% массы) составлена из различных горных пород в форме SiO_2 и многочисленных силикатов (*граниты, гнейсы, базальты, песчаники, песок* и др.). Кристаллический SiO_2 встречается в природе в виде минерала *кварца* (*горный хрусталь*) и его окрашенных разновидностей (*дымчатый и розовый кварц, фиолетовый аметист* и др.), а также в виде содержащих воду минералов — *опал, халцедон (агат, яшма)* и *кремнь* (с примесью оксидов железа). Среди силикатных минералов отметим *глины* (алюмосиликаты), очень чистая глина — *каолин* $\text{Al}_2\text{O}_3 \times 2\text{SiO}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ используется как основная составная часть при изготовлении фарфора.

Жизненно важный элемент для многих организмов, входит в состав соединительных тканей человека и животных, содержится в некоторых растениях (злаки, камыш, бамбук, морские водоросли).

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Даны вещества: CH_4 — SnH_4 — NH_3 — NaNH — HBr — B_2H_6 — AlH_3 — H_2S — H_2 — H_2O_2 — TiH_2 — H_2O — HF .
Выберите из них те, которые отвечают гидридам.
2. Известно, что энергия связи в молекуле H_2 значительно больше (436 кДж/моль), чем в молекуле F_2 (159 кДж/моль). Предположите, чем это можно объяснить.
3. Укажите, будут ли (да, нет) различаться для агрегатных состояний хлора (твёрдого, жидкого и газообразного):
 - а) физические свойства;
 - б) химические свойства;
 - в) реакционная способность.
4. Как следует располагать пробирку при собирании хлора — отверстием вниз или вверх?
5. Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании запах исчезает, а при последующем подкислении появляется вновь. Объясните результаты опыта.
6. Взаимодействие H_2 с Cl_2 протекает только при поджигании. Почему? Какой газ сгорает и какой газ поддерживает горение в этой реакции?
7. Постарайтесь разгадать, о какой реакции идет речь в старой (алхимической) прописи: «Действием купоросного масла на морскую соль приготавливают соляной спирт».
8. Почему взаимодействие H_2 с O_2 не протекает при комнатной температуре, но легко идет при поджигании?
9. Молекула S_2 — электронный аналог O_2 . Выведите электронные формулы O_2 и S_2 . Какая из молекул устойчивее к нагреванию и почему?
10. Реагируют 2 г меди и 2 г серы. Установите (устно), какова масса продукта — CuS .
11. Почему элементы *азот* и *фосфор* относят к неметаллам? Обоснуйте свой ответ.

12. Как изменяются:
- а) электроотрицательность;
 - б) размер атомов при переходе от азота к фосфору?
13. Составьте электронную формулу молекулы азота. Почему молекулярный азот распадается на атомы при очень высокой температуре? Как можно понизить эту температуру?
14. Известно, что атмосферный азот, полученный выжиганием кислорода из воздуха, оказывается более тяжелым, чем химически чистый азот, собранный при термическом разложении нитрита аммония. Как вы думаете, почему?
15. Какие особенности строения молекулы N_2 служат причиной высокой инертности азота? Каким образом можно «заставить» азот реагировать с другими веществами?
16. В отличие от латинского названия азота Nitrogenium, которое означает «рождающий селитру», французское название azote образовано от греческого «а-зоос» — безжизненный а немецкое Stickstoff переводится как «удушливое вещество». Соответствуют ли такие названия свойствам азота?
17. Составьте электронные формулы молекул P_2 , PH_3 . Аналогами каких известных молекул они являются?
18. Фосфор в свободном виде бывает белый и красный. Как называется это явление? Сравните химическую активность этих модификаций, например, в реакциях горения на воздухе. Какая из модификаций более опасна в обращении?
19. Пар фосфора состава P_n сгорает в кислороде, объемное отношение реагентов равно 1 : 5. Определите (устно) число n .
20. Чем объясняется резкое различие в свойствах алмаза и графита?

ТЕСТЫ

21. Два самых распространенных в природе неметалла — это
- | | |
|-------------|------------|
| 1) азот | 3) углерод |
| 2) кислород | 4) кремний |

22. Набор неметаллов — это

- | | |
|-------------------|-------------------|
| 1) Tc, Am, S, Cm | 3) Tl, At, Sr, Co |
| 2) Ti, Ar, Se, Cl | 4) Te, As, Si, C |

23–24. Простые вещества — это

- | | |
|-----------------|-----------|
| 23. 1) малахит | 3) карбин |
| 2) графит | 4) этин |
| 24. 1) фуллерен | 3) ацетон |
| 2) этилен | 4) озон |

25–26. Водород находится

25. в верхних слоях атмосферы

26. на поверхности Земли

преимущественно в виде молекул

- | | |
|-------------------------|------------------|
| 1) CH_4 | 3) NH_3 |
| 2) H_2O | 4) H_2 |

27–28. В одном из наборов все вещества

27. гидриды

28. сульфиды

- | |
|---|
| 1) SnH_4 , B_2H_6 , SbH_3 , CaH_2 |
| 2) H_2O , AlH_3 , H_2S , TiH_2 |
| 3) CS_2 , As_4S_4 , B_2S_3 , H_2S |
| 4) S_4N_2 , Ga_2S_3 , S_2F_2 , S_2I_2 |

29. Фраза «Хлор сгорает в водороде» химически

- | |
|--|
| 1) неправильна: горит только кислород |
| 2) неправильна: сгорает водород в хлоре |
| 3) правильна: водород поддерживает горение |
| 4) правильна: хлор горит в водороде |

30. Вещества O_2 , O_3 и O^0 называют

- | |
|-------------------------|
| 1) изомерами |
| 2) изотопами |
| 3) гомологами |
| 4) аллотропными формами |

31. В ряду $\text{O}^0—\text{O}_2—\text{O}_3$ объем одного моля газа (при одинаковых условиях)

- | | |
|------------------|------------------|
| 1) увеличивается | 3) не изменяется |
| 2) уменьшается | 4) не знаю |

32. По сравнению с атомарным кислородом окислительная способность кислорода O_2
- 1) выше
 - 2) ниже
 - 3) равна
 - 4) любая
33. Окислительная способность в ряду $O_2—O_3—O^0$
- 1) возрастает
 - 2) убывает
 - 3) не изменяется
 - 4) не знаю
34. Не существуют соединения с ионным строением:
- 1) $K^+(O_2^-)$
 - 2) $O_2^+(O_2^-)$
 - 3) $Ca^{2+}(O_2^{2-})$
 - 4) $O_2^{2+}(O_2^{2-})$
- 35–37. Для нитрида
35. магния
36. алюминия
37. лития
- число атомов всех элементов в формульной единице равно
- 1) 2
 - 2) 3
 - 3) 4
 - 4) 5
38. Наибольшее количество кислорода выделится при прокаливании 10 г соли
- 1) KNO_3
 - 2) $CsNO_3$
 - 3) $RbNO_3$
 - 4) $NaNO_3$
39. При термическом разложении 2 моль нитрата натрия образуется количество кислорода (моль), равное
- 1) 1
 - 2) 3
 - 3) 6
 - 4) 9
40. Вещества SiC , ThC_2 и Be_2C имеют групповое название
- 1) карбаминаты
 - 2) карбонаты
 - 3) карбонилы
 - 4) карбиды
41. Соли, составляющие основную часть массы горных пород, — это
- 1) сульфиды
 - 2) силикаты
 - 3) карбонаты
 - 4) хлориды

1.3. Химическая связь и строение вещества

1.3.1. Ковалентная связь, её разновидности и механизмы образования. Полярность и энергия ковалентной связи. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь

Химические частицы, образованные из двух или нескольких атомов, называются *молекулами* (реальными или условными *формульными единицами* многоатомных веществ). Атомы в молекулах химически связаны.

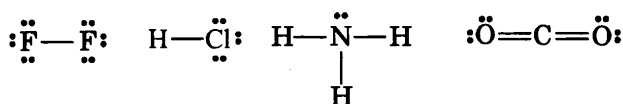
Под химической связью понимают электрические силы притяжения, удерживающие частицы друг около друга. Каждая химическая связь в *структурных формулах* представляется *валентной чертой*, например:

$\text{H}-\text{H}$ (связь между двумя атомами водорода);

$\text{H}_3\text{N}-\text{H}^+$ (связь между атомом азота молекулы аммиака и катионом водорода);

$(\text{K}^+)-(\text{I}^-)$ (связь между катионом калия и иодид-ионом).

Химическая связь образуется парой электронов ($\cdot\cdot$), которая в *электронных формулах* сложных частиц (молекул, сложных ионов) обычно заменяется валентной чертой, в отличие от собственных, неподеленных электронных пар атомов, например:

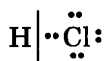


Химическая связь называется *ковалентной связью*, если она образована путем обобществления пары электронов обоими атомами (Г.-Н. Льюис, 1916 г.).

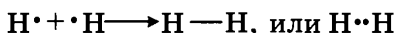
Общая электронная пара между двумя атомами не всегда находится в равном владении обоими атомами. В молекуле F_2 оба атома фтора имеют одинаковую электроотрицательность, следовательно, обладание электронной парой для них одинаково. Такую химическую связь называют *неполярной*, так как у каждого атома фтора *электронная плотность* одинакова и может быть условно разделена между ними поровну:



В молекуле хлороводорода HCl химическая связь уже *полярна*, так как электронная плотность на атоме хлора (элемента с большей электроотрицательностью) значительно выше, чем на атоме водорода:

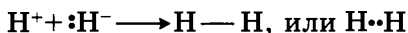


Ковалентная связь, например H—H, может быть образована путем обобществления валентных электронов двух нейтральных атомов:



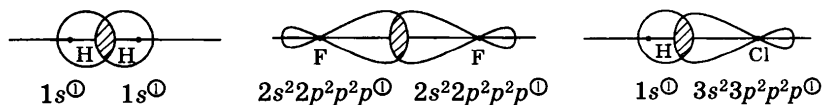
Такой механизм образования связи называется *обменным*, или *равноценным*.

По другому механизму ковалентная связь (H—H) возникает при обобществлении электронной пары гидрид-иона H⁻ катионом водорода H⁺:



Катион H⁺ называют *акцептором*, а анион H⁻ — *донором* электронной пары. Механизм образования ковалентной связи в этом случае будет *донорно-акцепторным*, или *координационным*.

Ковалентная связь между атомами образуется при перекрывании атомных орбиталей; например, 1s-орбиталей при образовании связи H—H, 2p-орбиталей при образовании связи F—F, 1s-орбитали атома H и 3p-орбитали атома Cl при образовании связи H—Cl:



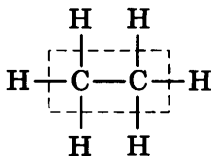
(неспаренные электроны перекрывающихся орбиталей обведены кружком). Обратите внимание, что при образовании химических связей всегда происходит сдвиг электронной плот-

ности в направлении перекрывания, а это приводит к изменению формы орбиталей по сравнению с их состоянием в свободном атоме (сравните с рис. 1 в разделе 1.1.).

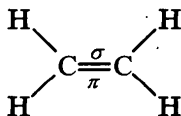
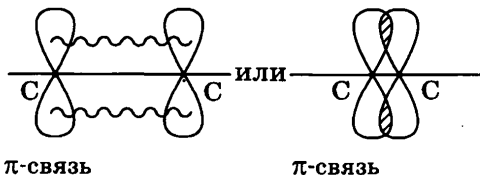
В рассмотренных до сих пор частицах атомы создавали *одинарную* связь, изображающуюся одной валентной чертой. Она всегда образуется при перекрывании орбиталей вдоль оси связи атом—атом (самый выгодный способ перекрывания). Такие связи носят название σ -связей (H—H, F—F, H—Cl).

Однако два атома между собой могут образовывать и кратные связи, т.е. *двойные* и *тройные*. При этом составляющая, образующаяся первой, всегда σ -связь (она обладает наибольшей прочностью и определяет геометрическую форму молекулы). Вторая и третья составляющие называются π -связями, они образуются при боковом перекрывании любых орбиталей, кроме s -орбиталей.

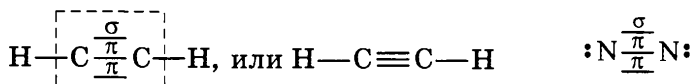
Например, $2p$ -орбитали двух атомов углерода могут сформировать между собой одинарную, двойную и тройную связи. В первом случае образуется остов молекулы этана C_2H_6 (обведен пунктиром):



При двойном связывании атомов углерода первые $2p$ -орбитали создают σ -связь (как показано выше), а вторые — π -связь, в этом случае образуется остов молекулы этилена C_2H_4 :



При тройном связывании (одна σ -связь, две π -связи) атомов углерода образуется остов молекулы ацетилена C_2H_2 ; тройная связь существует и в молекуле азота N_2 :



Кратные связи всегда прочнее, чем одинарные, и разорвать их труднее. Этим часто объясняется химическая инертность таких веществ, как азот N_2 , а также диоксид углерода CO_2 .

Физическими (реально измеряемыми) характеристиками химической связи являются ее энергия и полярность.

Энергия химической связи ($E_{\text{св}}$) — это теплота, которая выделяется при образовании данной связи и затрачивается на ее разрыв. Для одних и тех же атомов одинарная связь всегда слабее, чем кратная (двойная, тройная).

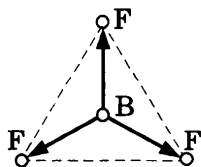
Полярность связи измеряется *электрическим дипольным моментом* p . Чем больше дипольный момент, тем выше полярность связи. Реальные электрические заряды на атомах в ковалентной связи всегда меньше по значению, чем степени окисления элементов, но совпадают по знаку; например, для связи $\text{H}^{+1} - \text{Cl}^{-1}$ реальные заряды равны $\text{H}^{+0,17} - \text{Cl}^{-0,17}$ (двух-полюсная частица, или диполь).

Полярность молекул определяется их составом и геометрической формой.

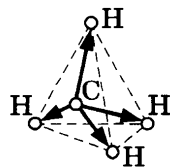
Неполярными ($p = 0$) будут:

- молекулы простых веществ, так как они содержат только неполярные ковалентные связи;
- многоатомные молекулы сложных веществ, если их геометрическая форма *симметрична*.

Например, молекулы CO_2 , BF_3 и CH_4 имеют следующие направления равных (по длине) векторов связей:



Правильная
треугольная форма



Правильная
тетраэдрическая форма

При сложении векторов связей их сумма всегда обращается в нуль, и молекулы в целом неполярны, хотя и содержат полярные связи.

Полярными ($p > 0$) будут:

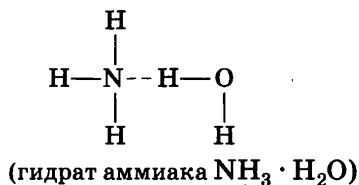
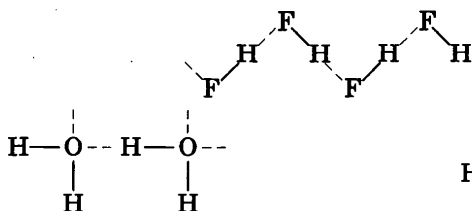
а) двухатомные молекулы сложных веществ, так как они содержат только полярные связи;

б) многоатомные молекулы сложных веществ, если их строение *асимметрично*, т.е. их геометрическая форма либо незавершенная, либо искаженная, что приводит к появлению суммарного электрического диполя; например, у молекул NH_3 , H_2O , HNO_3 и HCN .

Ионная связь возникает при электростатическом притяжении катионов и анионов без (почти) обобществления пары электронов, например между K^+ и I^- . У атома калия — недостаток электронной плотности, у атома иода — избыток. Такую связь считают предельным случаем ковалентной связи, поскольку пара электронов находится практически во владении у аниона. Ионная связь наиболее характерна для соединений типичных металлов и неметаллов (CsF , NaBr , CaO , K_2S , Li_3N) и веществ класса солей (NaNO_3 , K_2SO_4 , CaCO_3).

Известен еще один вид связи, называемый *металлической связью*, в которой валентные электроны так непрочны удерживаются атомами, что фактически не принадлежат конкретным атомам. Само название показывает, что такой тип связи осуществляется в металлах, например в твердом алюминии или в жидкой ртути; эти вещества характеризуются высокой электрической проводимостью.

Химические связи существуют не только внутри молекул веществ, но могут образовываться и между молекулами, например для жидкого HF , воды H_2O и смеси $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$:



Водородная связь образуется за счет сил электростатического притяжения полярных молекул, содержащих атомы самых электроотрицательных элементов — F, O, N. Например, водородные связи имеются в HF, H₂O и NH₃, но их нет в HCl, H₂S и PH₃.

Водородные связи малоустойчивы и разрываются довольно легко, например при плавлении льда и кипении воды. Однако на разрыв этих связей затрачивается некоторая дополнительная энергия, и поэтому температуры плавления и кипения веществ с водородными связями (например, HF и H₂O) оказываются значительно выше, чем у подобных веществ, но без водородных связей (например, HCl и H₂S соответственно):

Вещество	Водородные связи	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$
HF	Есть	-83,4	+19,5
HCl	Нет	-111,0	-85,1
H ₂ O	Есть	± 0	+100
H ₂ S	Нет	-85,5	-60,4

Многие органические соединения также образуют водородные связи; важную роль водородная связь играет в биологических процессах.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Укажите, какие из химических понятий следует считать правильными:
 - атом гелия, кислорода, железа;
 - атом поваренной соли, питьевой соды, воздуха;
 - молекула хлорида натрия, воздуха, гелия;
 - молекула кислорода, азота, уксусной кислоты;
 - пероксид водорода H₂O₂ состоит из молекул кислорода и молекул водорода.

2. Одинаковыми ли (да, нет) свойствами: а) физическими, б) химическими — обладают вещества протий, дейтерий и тритий; кислород $^{16}\text{O}_2$, $^{17}\text{O}_2$ и $^{18}\text{O}_2$; графит ^{12}C и ^{13}C ?
3. Объясните с точки зрения химической связи, почему существует молекула H_2 , но не образуются молекулы H_3 и He_2 .
4. Изобразите образование:
- а) молекулы Cl_2 из двух атомов Cl^0 ;
 - б) молекулы I_2 из катиона I^+ и аниона I^- ;
 - в) катиона H_3O^+ из катиона H^+ и молекулы H_2O .
- Для случаев (б) и (в) укажите донор и акцептор электронной пары.
5. Составьте схему образования частиц NH_4^+ и NF_4^+ из NH_3 и NF_3 соответственно с помощью донорно-акцепторного механизма.
6. Объясните, почему атом B^{III} присоединяет максимально четыре иона F^- ($[\text{BF}_4]^-$), а атом Al^{III} — шесть ионов F^- ($[\text{AlF}_6]^{3-}$).
7. Изобразите электронные формулы следующих молекул: Cl_2 , Li_2 , P_2 , HF , H_2O , PH_3 , CH_4 , H_2O_2 . Укажите полярные и неполярные связи.
8. Соединения:
- а) HBr , HF , HI , HCl ;
 - б) H_2Se , H_2S , H_2Te , H_2O ;
 - в) H_2O , CH_4 , HF , NH_3
- расположите (отдельно для каждого ряда) в порядке увеличения полярности связи.
9. Известно, что энергия связи в молекуле H_2 значительно больше (436 кДж/моль), чем в молекуле F_2 (159 кДж/моль). Предположите, чем это можно объяснить.
10. Температуры кипения у воды и сероводорода сильно различаются, а у сероводорода и селеноводорода достаточно близки (для H_2Se $t_{\text{кип}} = -41,5^\circ\text{C}$). По какой причине? Ответ аргументируйте.

ТЕСТЫ

11. Вещество с неполярной ковалентной связью — это

- | | |
|-------------|----------------|
| 1) магний | 3) едкий натр |
| 2) кислород | 4) сероводород |

12. В наборе F_2 , H_2O , HI , CO_2 , N_2 , HF , NH_3 число веществ с неполярной ковалентной связью равно

- | | |
|------|------|
| 1) 1 | 3) 3 |
| 2) 2 | 4) 4 |

13. Набор веществ с полярной ковалентной связью — это

- | | |
|-------------------|---------------------|
| 1) NH_3 , P_4 | 3) HBr , CO_2 , |
| 2) HCl , Mg | 4) S_2 , BaI_2 |

14—16. Ковалентная связь

14. одинарная 15. двойная 16. тройная
присутствует в веществе

- | | |
|----------|-----------|
| 1) KCl | 3) S_2 |
| 2) N_2 | 4) H_2S |

17. Число одинарных связей **одинаково** в молекулах

- | | |
|-------------------------|----------------------|
| 1) C_2H_6 , IF_7 | 3) PF_5 , C_2H_4 |
| 2) C_3H_4 , H_2SO_4 | 4) SO_3 , HNO_3 |

18. Число двойных связей **одинаково** в молекулах

- | | |
|---------------------|----------------------|
| 1) N_2 , C_2H_2 | 3) SO_3 , C_2H_4 |
| 2) CO_2 , HNO_2 | 4) SO_2 , HNO_3 |

19. Наиболее прочная связь — в молекуле

- | | |
|----------|-----------|
| 1) O_2 | 3) N_2 |
| 2) F_2 | 4) Cl_2 |

20. Наименее прочная связь — в молекуле

- | | |
|-----------|-----------|
| 1) HBr | 3) H_2 |
| 2) PH_3 | 4) CH_4 |

21. Длина связи наибольшая в молекуле

- | | |
|----------|----------|
| 1) N_2 | 3) I_2 |
| 2) F_2 | 4) O_2 |

22. Длина связи наименьшая в молекуле

1) HI

2) HBr

3) HF

4) HCl

23—24. Полярность связи уменьшается по ряду

23. 1) $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{S}-\text{HCl}$

3) $\text{HF}-\text{HCl}-\text{H}_2\text{Se}$

2) $\text{H}_2\text{O}-\text{HF}-\text{HCl}$

4) $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{S}-\text{H}_2\text{Se}$

24. 1) $\text{HI}-\text{HF}-\text{HBr}$

3) $\text{H}_2\text{S}-\text{H}_2\text{O}-\text{NH}_3$

2) $\text{H}_2\text{O}-\text{NH}_3-\text{PH}_3$

4) $\text{H}_2\text{S}-\text{HCl}-\text{HF}$

25. Устойчивость водородных соединений по ряду

$\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{S}-\text{H}_2\text{Se}-\text{H}_2\text{Te}$

1) падает

3) не изменяется

2) возрастает

4) не знаю

1.3.2. Электроотрицательность и степень окисления химических элементов. Валентность атомов

Атомы, вступающие в химическую связь, могут отвечать одинаковой или разной электроотрицательности элементов.

Электроотрицательность химических элементов — мера способности их атомов к поляризации химической связи, т.е. способности удерживать около себя электроны.

Шкала электроотрицательности неметаллов (по уменьшению):

F, O, N, Kr, Cl, Br, S, C, Xe, Se, P, Si, I, As, H, Rn, Te, B, At

Периодически повторяющийся характер изменения состава электронной оболочки атомов элементов (см. § 2) объясняет периодическое изменение многих свойств элементов при движении по периодам и группам Периодической системы. Проследим, например, изменение электроотрицательности элементов в 1–6-м периодах главных подгрупп I–VII групп (см. Приложение 1).

В каждом периоде Периодической системы электроотрицательность элементов увеличивается при возрастании порядкового номера (слева направо).

В каждой группе Периодической системы электроотрицательность уменьшается при возрастании порядкового номера (сверху вниз). Фтор F обладает наивысшей, а цезий Cs — наи-

низшей электроотрицательностью среди элементов 1–6-го периодов.

У типичных неметаллов — высокая электроотрицательность, а у типичных металлов — низкая.

Таким образом, при соединении атомов в молекулы электронная плотность может быть одинаковой (для атомов одного элемента, например F_2 или O_2) или разной (для атомов разных элементов, например HCl , NH_3 или CO_2).

В зависимости от одинаковой и разной электронной плотности (т.е. вследствие разной или одинаковой электроотрицательности элементов) каждому атому в сложной химической частице (молекуле, ионе) приписывается разная или одинаковая степень окисления.

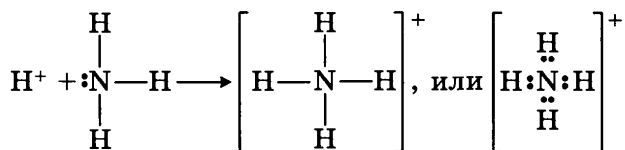
Степень окисления элемента — формальный заряд атома элемента. Определяется как относительный электрический заряд, который возник бы на связанном атоме, если электронная плотность всех связей этого атома с другими в химической частице полностью сместилась бы в сторону атомов более электроотрицательных элементов, а при равенстве их электроотрицательности была бы разделена пополам.

В этом случае говорят, что степень окисления фтора в молекуле F_2 равна нулю, поскольку и у свободного атома фтора и у каждого атома фтора в молекуле F_2 имеется (после разделения) по 7 электронов на валентной оболочке (т.е. на $2sp$ -уровне): F^0 (свободный атом) и F^0-F^0 (молекула).

Напротив, в молекуле HCl или в анионе $[BF_4]^-$ степени окисления атомов уже не равны нулю (после разделения электронной плотности общих пар электронов):



Аналогично, при образовании ковалентной связи между атомом азота молекулы аммиака NH_3 и катионом H^+ в образующемся катионе аммония NH_4^+



степени окисления водорода и азота в молекуле NH_3 и в катионе NH_4^+ одинаковы и равны соответственно +I и -III: $(\text{N}^{-\text{III}}\text{H}_3^{+\text{I}})^0$ и $(\text{N}^{-\text{III}}\text{H}_4^{+\text{I}})^+$.

Рассмотрим, например изменение высших и низших степеней окисления у элементов 2–4-го периодов главных подгрупп I–VII групп Периодической системы по таблице 1.

Положительные степени окисления проявляют все элементы, за исключением фтора. Их значения увеличиваются с ростом заряда ядер и совпадают с числом электронов на последнем энергетическом уровне (за исключением кислорода). Эти степени окисления называют *высшими* степенями окисления. Например, высшая степень окисления фосфора P равна +V.

Таблица 1

Степени окисления элементов 2–4-го периодов главных подгрупп I–VII групп

Период	Группы						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	${}^3\text{Li}$ +I	${}^4\text{Be}$ +II	${}^5\text{B}$ +III	${}^6\text{C}$ +IV -IV	${}^7\text{N}$ +V -III	${}^8\text{O}$ (+II со фтором) -II	${}^9\text{F}$ -I
3	${}^{11}\text{Na}$ +I	${}^{12}\text{Mg}$ +II	${}^{13}\text{Al}$ +III	${}^{14}\text{Si}$ +IV -IV	${}^{15}\text{P}$ +V -III	${}^{16}\text{S}$ +VI -II	${}^{17}\text{Cl}$ +VII -I
4	${}^{19}\text{K}$ +I	${}^{20}\text{Ca}$ +II	${}^{31}\text{Ga}$ +III	${}^{32}\text{Ge}$ +IV -IV	${}^{33}\text{As}$ +V -III	${}^{34}\text{Se}$ +VI -II	${}^{35}\text{Br}$ +VII -I

Отрицательные степени окисления проявляют элементы, начиная с углерода C, кремния Si и германия Ge. Значения их равны числу электронов, недостающих до восьми. Эти степени окисления называют *низшими* степенями окисления. Например, у атома фосфора P на последнем энергетическом уровне недостает трех электронов до восьми, значит, низшая степень окисления фосфора P равна -III.

Значения высших и низших степеней окисления повторяются периодически, совпадая по группам; например, в IVA-группе углерод С, кремний Si и германий Ge имеют высшую степень окисления +IV, а низшую степень окисления -IV.

Основываясь на электронных формулах частиц (молекул, ионов) сложных веществ, можно определить валентность каждого атома. С точки зрения строения молекул **валентность атома в сложной частице — это число общих электронных пар у этого атома в данной частице (по одной на каждую связь)**, т.е. число σ -связей, которые этот атом образовал с другими атомами при формировании сложной частицы.

Например, в молекуле HCl валентность атома H и атома Cl равна 1; в молекуле NH₃ валентность атома N равна 3, а в катионе NH₄⁺ равна 4 при одинаковой валентности атома H, равной 1.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте электронные формулы молекул тяжелой воды D₂O и дейтериоаммиака ND₃. Укажите степени окисления элементов.
2. Проставьте степени окисления всех элементов в соединениях: CO, CO₂, OF₂, SiO₂, P₂O₅, I₂O₅, IF₇, NF₃, Cl₃N, CS₂, C(S)O, CCl₄, PCl₃, PBr₅, CH₄, C₂H₆, C₂H₄, C₂H₂, Ca₂Si, Sb₂S₅, Tl₂O₃, HgCl₂, Hg₂Cl₂, H₃PO₄, HClO₃, HClO₄, Al(OH)₃, AlO(OH), K₂Cr₂O₇, Cu(NO₃)₂, NaHCO₃, Co₂SO₄(OH)₂, NH₄NO₃, NH₄NO₂.
3. Проставьте степени окисления элементов в следующих ионах: NH₄⁺, NF₄⁺, NH₂⁻, VO²⁺, VO₂⁻, CN⁻, OH⁻, HS⁻, ClO⁻, ClO₂⁻, ClO₃⁻, ClO₄⁻, HCO₃⁻, H₂PO₄⁻, H₂P₂O₇²⁻, MnO₄⁻, CrO₄²⁻.
4. Каковы степени окисления и валентности каждого атома в частицах Cl₂, I₂, Li₂, P₂, HF, H₂O, H₃O⁺, PH₃, CH₄, H₂O₂?

ТЕСТЫ

5. Молекула, в которой электронная плотность смещена к атому фосфора, — это

- | | |
|------------------|---------------------------|
| 1) PF_3 | 3) P_2S_3 |
| 2) PH_3 | 4) P_2O_3 |

6—7. Электроотрицательность элементов по ряду

- | | |
|-----------------------|------------------------|
| 6. Si—P—S—Cl | 7. Cl—Br—I—At |
| 1) не изменяется | 3) возрастает |
| 2) убывает | 4) не знаю |

8. Электроотрицательность элементов возрастает в рядах

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| 1) O—S—Se—Te | 3) C—N—O—F |
| 2) C—B—Be—Li | 4) Pb—Sn—Ge—Si |

9—10. Степень окисления первого (слева) элемента в формуле

- | | |
|--------------------|------------------------|
| 9. NF_4^+ | 10. $[\text{AlH}_4]^-$ |
|--------------------|------------------------|

равна

- | | |
|------------------|----------------|
| 1) $-\text{III}$ | 3) $-\text{V}$ |
| 2) $+\text{III}$ | 4) $+\text{V}$ |

11. Соединения с низшей степенью окисления азота — это

- | | |
|-------------------------|-------------------------------|
| 1) HNO_2 | 3) NH_4Cl |
| 2) N_2O | 4) $\text{H—C}\equiv\text{N}$ |

12. Соединения с высшей степенью окисления углерода — это

- | | |
|---------------------------|--|
| 1) CS_2 | 3) BaCO_3 |
| 2) C_2H_2 | 4) $\text{H—C}\begin{matrix} \text{//} \text{O} \\ \backslash \text{H} \end{matrix}$ |

13—15. Степень окисления серы

13. увеличивается

14. уменьшается

15. одинакова

в наборе соединений (слева направо)

- | |
|--|
| 1) $\text{SO}_3^{2-} \text{—} \text{HSO}_3^- \text{—} \text{SF} \text{—} \text{SO}_2$ |
| 2) $\text{SO}_3^{2-} \text{—} \text{HSO}_4^- \text{—} \text{SCl}_4 \text{—} \text{SO}_3$ |

- 3) $\text{PbS} - \text{SCl}_2 - \text{SO}_2 - \text{HSO}_4^-$
4) $\text{K}_2\text{SO}_4 - \text{SO}_3^{2-} - \text{FeS}_2 - \text{HS}^-$

16. Высшая степень окисления элементов проявляется в наборе оксидов и хлоридов

- 1) $\text{ClO}_2, \text{PCl}_5, \text{SeCl}_4, \text{SO}_3$
2) $\text{PCl}_3, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{KCl}, \text{CO}$
3) $\text{SeO}_3, \text{BCl}_3, \text{N}_2\text{O}_5, \text{CaCl}_2$
4) $\text{PH}_3, \text{NF}_4^+, \text{HF}_2^-, \text{CF}_4$

17. Низкая степень окисления элементов в их водородных соединениях и вторидях набора

- 1) $\text{ClF}_3, \text{NH}_3, \text{NaH}, \text{OF}_2$
2) $\text{H}_3\text{S}^+, \text{NH}_4^+, \text{SiH}_4, \text{H}_2\text{Se}$
3) $\text{CH}_4, [\text{BF}_4]^-, \text{H}_3\text{O}^+, \text{PF}_3$
4) $\text{PH}_3, \text{NF}_4^+, \text{HF}_2^-, \text{CF}_4$

18–19. Укажите набор соединений, в которых все выделенные элементы имеют

18. низшую степень окисления

19. высшую степень окисления

- 1) $\text{ClF}_3, \text{NH}_3, \text{SF}_4, \text{CH}_4$
2) $\text{OF}_2, \text{NaH}, [\text{BF}_4]^-, \text{NF}_4^+$
3) $\text{H}_2\text{Se}, \text{H}_3\text{O}^+, \text{SiH}_4, \text{NH}_4^+$
4) $\text{FeF}_2, \text{PF}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{NH}_3$

20–22. Валентность атома серы (т.е. число σ -связей) в наборе частиц

20. $\text{SO}_3^{2-}, \text{SF}_3^+, \text{SCl}_2\text{O}$

21. $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{S}_2, \text{SO}_2$

22. $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{SCl}_2\text{O}_2, \text{HSO}_3\text{F}$

равна

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

23. Установите соответствие между формулой вещества или иона и степенью окисления марганца в нем.

ФОРМУЛА	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ	
А) $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$	1) 0	4) +4
Б) BaMnO_4	2) +2	5) +6
В) MnO_4^-	3) +3	6) +7
Г) $\text{MnO}(\text{OH})$		

24. Укажите соответствие между формулой вещества или иона и степенью окисления углерода в нем.

ФОРМУЛА	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ	
А) CaC_2	1) -4	4) +2
Б) CN^-	2) -1	5) +3
В) HCO_3^-	3) 0	6) +4
Г) $\text{HC}(\text{H})\text{O}$		

1.3.3. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решетки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения

Простые вещества с молекулярной решеткой. В твердом теле молекулы располагаются в пространстве не беспорядочно, а строго закономерно для каждого вещества. Чтобы уловить эту закономерность, нужно в трехмерном пространстве мысленно соединить центры молекул пересекающимися прямыми линиями. При этом получится правильный пространственный каркас, называемый *кристаллической решеткой*. Точки, в которых линии пересекаются, называются *узлами* кристаллической решетки. Само твердое тело поэтому также кристаллическое.

Любое твердое тело обладает определенной кристаллической структурой.

Каждому твердому телу присуща своя кристаллическая структура — геометрически правильное расположение его частиц в пространстве. Кристаллические структуры очень разнообразны — от простых до чрезвычайно причудливых и сложных.

Посмотрите на рисунок 11. Здесь изображена кристаллическая структура иода. В узлах решетки находятся молекулы I_2 . Поэтому сама решетка называется *молекулярной*, а про все твердое тело — агрегат частиц говорят, что оно представляет собой *молекулярный кристалл*.

В узлах молекулярных кристаллов находятся неполярные молекулы (N_2 , I_2 и др.). Как же они удерживаются друг около друга?

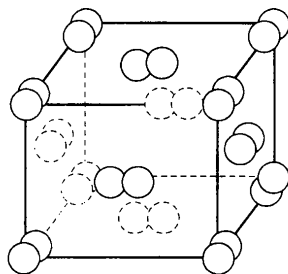


Рис. 11. Расположение молекул иода в твердом состоянии вещества

Напомним, что химические связи имеют электростатическую природу. Молекулы простого вещества неполярны и не оказывают влияния друг на друга. В жидком и особенно в твердом состоянии вещества молекулы настолько сближаются, что начинают взаимодействовать между собой.

В молекулах простых веществ на одно мгновение возникает внутреннее и очень слабое смещение электронной плотности, т.е. возникает электрический диполь. Этого достаточно, чтобы молекулы, ставшие слабополярными, начали притягиваться друг к другу разноименными концами диполей. Возникает слабое химическое связывание, т.е. один из видов *межмолекулярного взаимодействия*.

Молекулярные кристаллические решетки образуются также всеми благородными газами (элементами VIIIA-группы). В отличие от только что рассмотренных простых веществ N_2 , O_2 и I_2 , молекулы благородных газов *одноатомны*, т.е. это просто атомы He, Ne, Ar и др. Имея полностью заполненные внешние s - и p -подуровни (ns^2np^6), атомы этих элементов не могут образовывать ковалентные связи между собой и соединяться в молекулы.

В узлах молекулярной кристаллической решетки твердых благородных газов находятся атомы. Прочность решетки невелика, она обеспечивается теми же силами межмолекулярного взаимодействия, что и в твердых N_2 , O_2 и I_2 . Отличие в том, что мгновенные диполи возникают в атомах благородных газов. Сжижаются и замерзают благородные газы при очень низких температурах.

Простые вещества с атомной решеткой. Элемент углерод (и некоторые другие неметаллы) образует в свободном виде атомную кристаллическую решетку своих аллотропных модификаций — алмаза и графита.

Алмаз формируется из возбужденных атомов ($1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p^1 p^1 p^1$), каждый такой атом занимает узел решетки и образует четыре σ -связи с атомами других узлов (см. рис. 12). Такие неполярные ковалентные связи весьма прочны и устойчивы.

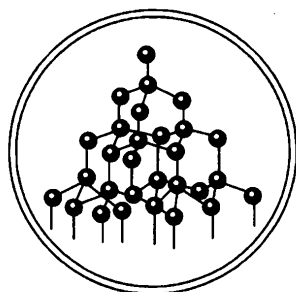


Рис. 12. Кристаллическая решетка алмаза.

Благодаря таким прочным связям алмаз исключительно тверд и тугоплавок (в переводе с греческого алмаз — несокрушимый). В атомном кристалле все валентные электроны участвуют в образовании ковалентных связей и нет свободных (подвижных) электронов. Алмаз не проводит электрический ток, плохо проводит теплоту. После огранки алмаз сильно преломляет световые лучи света и красиво блестит. Он применяется для обработки особо твердых материалов, резки стекла, бурения твердых горных пород. Из ограненного алмаза делают ювелирные драгоценные камни — бриллианты.

Графит также содержит в узлах решетки атомы, связанные с соседними атомами. Но распределение электронной

плотности, а следовательно, и распределение атомов в пространстве иное, чем в алмазе. Поэтому на макроуровне организации вещества формируется не объемный каркас, как в алмазе, а образуются слои, состоящие из шестичленных колец (рис. 13).

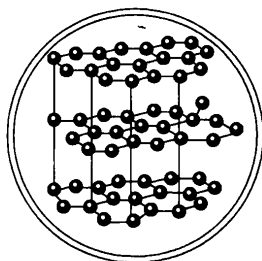


Рис. 13. Кристаллическая решетка графита.

Каждый атом углерода в графите связан прочными ковалентными связями с тремя соседями по слою. Химическая связь очень короткая (длина связи 142 пм) и прочная.

Расстояние между слоями значительно больше (335 пм). Поэтому четвертый валентный электрон каждого атома в некоторой степени подвижен. Его можно заставить двигаться под действием электрического тока, как электроны металлов.

Графит довольно хорошо проводит электрический ток, теплопроводен, обладает металлическим блеском. В связи с тем что графит имеет слоистое строение и слои связаны слабо, он легко расслаивается на чешуйки. Поэтому даже при слабом трении графита о бумагу он оставляет на ней серый след (в переводе с греческого графит — оставляющий черту). Он применяется для изготовления грифелей карандашей, а в технике — в качестве сухого смазочного материала. Графит тугоплавок. Поэтому из него изготавливают огнеупорные тигли для металлургии.

Другие неметаллы, такие, как бор В и аналог углерода — кремний Si, также образуют вещества с атомной кристаллической решеткой. Структура кремния аналогична структуре алмаза, структура бора очень сложна и разнообразна. Интересно, что если сплавить одинаковые количества углерода и кремния, то образуется белое прозрачное кристаллическое вещество — *карборунд* SiC. В узлах решетки карборунда, по кристаллической структуре подобного алмазу, чередуются атомы С и атомы Si.

Простые вещества с металлической решеткой. В Периодической системе $\approx 80\%$ составляют металлы; это прежде всего *s*-элементы, а также некоторые *p*-элементы и все *df*-элементы.

Атомы большинства этих элементов на внешнем энергетическом уровне имеют лишь 1–3 валентных электрона. На внешнем энергетическом уровне все атомные орбитали (кроме *s*-орбитали и иногда одной *p*-орбитали) свободны, т.е. не заняты электронами, и находятся на довольно большом удалении от ядер.

При сближении атомов орбитали внешнего энергетического уровня образуют общую зону. В результате внешние электроны разных атомов переходят как бы в общее пользование и могут свободно и хаотично перемещаться между остовами атомов. Атомы, оставшиеся без четко принадлежащих им внешних электронов, становятся как бы положительными ионами. Они образуют металлическую кристаллическую решетку (рис. 14). Совокупность обобществленных валентных электронов (электронный газ), заряженных отрицательно, удерживает положительные ионы металла вместе и в определенных узлах решетки. Происходит связывание атомов, которое называется *металлической связью*.

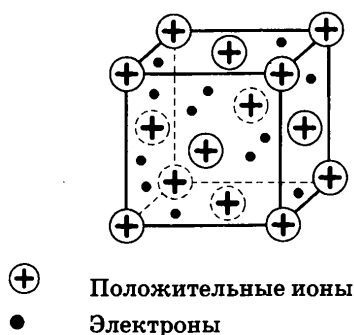


Рис. 14. Упрощенная модель металлической структуры меди

Металлическая связь сходна с ковалентной связью тем, что при возникновении и той и другой связи электроны обобществляются. Однако в случае металлической связи эти электроны связывают все атомы данного металлического кристалла, тогда как в ковалентном кристалле связываются лишь находящиеся рядом взаимодействующие атомы. И в первом, и во втором случае вещество электронейтрально.

Пластичность металлов хорошо известна и высоко отличает их в этом отношении от неметаллов. Ковалентная связь в неметаллических кристаллах жестко связывает соседние атомы и практически не допускает их взаимного смещения без разрыва связей. Металлическая связь, напротив, позволяет осуществить довольно значительные смещения атомов без нарушения связи. Поэтому неметаллические твердые тела при сжатии и ударе раскалываются на куски (они обладают **высокой хрупкостью**), тогда как металлы расплющиваются и могут быть вытянуты в тонкую проволоку (они обладают **высокой пластичностью**). Вы знаете алюминиевую **фольгу** — тонкие листочки алюминия. Это также характеризует алюминий (и другие металлы) как высокопластичные твердые тела.

Прочность связи атомов в твердом металле высока. Об этом говорят значения энергии связи, например:

Энергия связи,	Na	Ca	Al	Fe
кДж/моль	109	178	326	416

Все металлы при комнатной температуре — твердые вещества, но известен один жидкий металл — ртуть Hg.

В заключение приведем таблицу 2, в которой показаны типы кристаллических решеток простых веществ для элементов 2–5-го периодов главных подгрупп I–VIII групп Периодической системы.

Таблица 2

Решетки простых веществ для элементов 2–5-го периодов главных подгрупп I–VIII групп

Периоды	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Типы решеток	Металлическая				Атомная		Молекулярная	

Сложные вещества с молекулярной кристаллической решеткой. Такие вещества, как лед (твердая вода), сухой лед (твердый углекислый газ) и сахароза, в узлах кристаллических решеток содержат молекулы. Силы межмолекулярного взаимодействия между узлами в этих кристаллах слабые. Об этом можно судить по физическим свойствам веществ. Так, лед уже при температуре выше $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ тает — переходит в жидкое состояние, и кристаллическая структура льда разрушается. Сухой лед при обычной температуре не плавится, а переходит в газ — возгоняется (рис. 15).

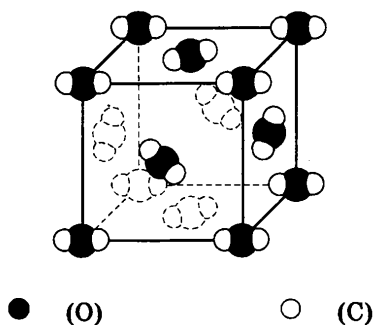


Рис. 15. Расположение молекул углекислого газа (CO_2) в твердом состоянии вещества

В противоположность прочным ковалентным связям между атомами в молекулах, связывание между молекулами вещества очень слабое, поэтому молекулярные твердые вещества имеют, как правило, низкие температуры плавления и кипения. Их летучесть обычно уменьшается при увеличении размеров молекул. Другие примеры: галогеноводороды (отвердевают при очень низких температурах), органические вещества — фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, нафталин C_{10}H_8 и т.д.

Сложные вещества с ионной кристаллической решеткой. Между ионами с противоположными по знаку зарядами проявляются силы электростатического притяжения, такие силы действуют одинаково во всех направлениях. В результате получается упорядоченное в пространстве расположение ионов в твердых телах; например, на рис. 16 показан кристалл NaCl .

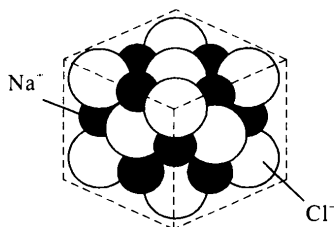


Рис. 16. Ионная кристаллическая структура хлорида натрия

Система упорядоченного расположенных катионов и анионов называется ионной решеткой, а сами твердые вещества — *ионными кристаллами*. К ним относится большинство сложных неорганических веществ (основные оксиды и гидроксиды, все виды солей, бинарные соединения из металлов и неметаллов). Общее число ионных связей в кристалле точно соответствует числу катионов и анионов, поэтому состав ионного соединения выражается простой молекулярной формулой (NaCl , AlF_3 , NaNO_3 , CaCO_3 , CuSO_4 и др.).

Все вещества с ионными связями при комнатной температуре — кристаллические, или твердые. Температура плавления ионных кристаллов достаточно высока, хотя многие соединения с ионной связью разлагаются еще до плавления (карбонаты, сульфаты, нитраты и т.д.).

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Выберите из перечисленных веществ: H_2SO_4 , S_8 , HCl , Fe , HNO_3 , Sn , BaCl_2 , C (алмаз), NH_3 , KOH , CO , Ar , CaC_2 , Li , CO_2 , SrCO_3 , P_4 , CCl_4 , I_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, B , F_2 , Li_2O , CH_4 , Ca , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
 - а) молекулярные простые вещества
 - б) атомные простые вещества
 - в) металлические простые вещества
 - г) молекулярные сложные вещества
 - д) ионные сложные вещества

2. Кристаллический иод I_2 плавится (под давлением) при $113,7^\circ C$, алмаз остается в твердом (кристаллическом) состоянии до $3652^\circ C$. В чем причина такого различия в устойчивости кристаллов двух неметаллов — иода и углерода?
3. Температура плавления воды равна $0^\circ C$, а хлорида натрия $801^\circ C$. Объясните причину такого различия устойчивости кристаллов двух сложных веществ, основываясь на представлениях о строении кристаллической решетки этих соединений.
4. Температура плавления хлорида натрия равна $801^\circ C$, а тетраэдрометан — жидкость при комнатной температуре. Объясните причину такого различия.

ТЕСТЫ

5—12. Кристаллическая решетка вещества

- | | | | |
|------------------|---------------|-----------------|----------------|
| 5. Si | 6. Na_2O | 7. Cr | 8. CBr_4 |
| 9. $KClO_3$ | 10. H_2SO_4 | 11. Br_3 | 12. $Mg(OH)_2$ |
| 1) металлическая | | 3) атомная | |
| 2) ионная | | 4) молекулярная | |

13. Молекулярную кристаллическую решетку имеет вещество

- | | |
|-----------------|---------------|
| 1) цинк | 3) хлорэтан |
| 2) хлорид лития | 4) едкий натр |

14. Простые вещества VIIA-группы в твердом состоянии имеют кристаллическую решетку

- | | |
|------------------|-----------------|
| 1) ионную | 3) молекулярную |
| 2) металлическую | 4) атомную |

15. Температура плавления твердых HCl и HI равны соответственно $-114^\circ C$ и $-51^\circ C$, следовательно, та же температура для HBr будет находиться

- 1) ниже $-114^\circ C$
- 2) между $-114^\circ C$ и $-51^\circ C$
- 3) выше $-51^\circ C$
- 4) не знаю

16. Температуры кипения жидких H_2S и H_2Te равны соответственно -60°C и -2°C следовательно, та же температура для H_2Se будет находиться
- 1) ниже -60°C
 - 2) выше -2°C
 - 3) между -60°C и -2°C
 - 4) не знаю
17. Твердое, тугоплавкое, нелетучее вещество» — это характеристика
- 1) хлорида аммония
 - 2) фторида кальция
 - 3) формальдегида
 - 4) нафталина
18. «Твердое, легкоплавкое, летучее вещество» — это характеристика
- 1) этанола
 - 2) диоксида кремния
 - 3) сахарозы
 - 4) фенола

1.4. Химическая реакция

1.4.1—1.4.2. Классификация реакций в неорганической и органической химии. Тепловой эффект реакции.

Термохимические уравнения

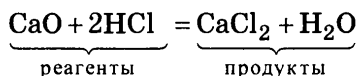
Химические свойства веществ выявляются и характеризуются *химическими реакциями*. Реакции могут протекать как внутри одного вещества, так и в смесях различных веществ. При протекании химических реакций всегда образуются новые вещества.

Химическая реакция изображается в общем виде *уравнением реакции*

Реагенты \longrightarrow Продукты,

где *реагенты* — исходные вещества, взятые для проведения реакции; *продукты* — новые вещества, образовавшиеся в результате протекания реакции.

Пример:

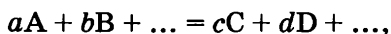


Химические реакции всегда сопровождаются физическими эффектами — поглощением или выделением теплоты, изменениями агрегатного состояния и окраски веществ; по наличию этих эффектов часто судят о протекании реакций. Так, разложение зеленого минерала *малахит* сопровождается поглощением теплоты (именно поэтому реакция идет при нагревании), а в результате разложения образуются черный твердый оксид меди(II) и бесцветные вещества — углекислый газ и жидкая вода.

Химические реакции следует отличать от *физических процессов*, изменяющих только внешнюю форму или агрегатное состояние вещества (но не его состав), наиболее распространены такие физические процессы, как прессование, дробление, смешивание, совместное сплавление, растворение, фильтрование осадка, перегонка.

С помощью химических реакций можно получать практически важные вещества, которые в природе находятся в ограниченных количествах (например, азотные удобрения) либо вообще не встречаются (синтетические лекарственные препараты, химические волокна, пластмассы и т.д.). Химия позволяет синтезировать новые, неизвестные природе вещества, необходимые для жизнедеятельности человека. Вместе с тем интенсивное химическое воздействие на окружающую среду может привести к нарушению установившихся природных экологических циклов, вызывает загрязнение окружающей среды, усложняет рациональное использование природных ресурсов и ставит под вопрос сохранение естественной среды обитания человека на Земле.

Уравнение химической реакции — это запись



где A, B... — реагенты, исходные вещества;

C, D... — продукты (конечные вещества);

целочисленные параметры *a, b, c, d...* — стехиометрические коэффициенты.

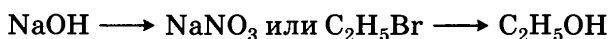
Знак равенства означает полное (необратимое) протекание реакции. При необходимости указать что-либо над знаком равенства он заменяется стрелкой (\longrightarrow).

Например, записи



изображают уравнение полностью протекающей реакции получения гидрида натрия NaNH из водорода H_2 и натрия Na, причем во второй записи указана температура проведения этой реакции.

Часто вместо полного уравнения записывают только *схему реакции* (без коэффициентов). В ней могут быть даны либо основные реагент и продукт

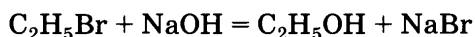
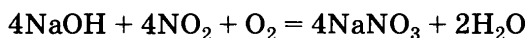


(такая запись не указывает точного способа получения продукта), либо все реагенты и продукты в виде



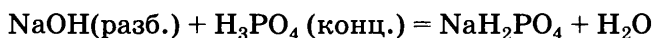
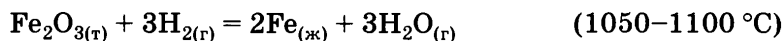
(такая запись указывает точный способ получения продукта, дополнительные реагенты показаны над стрелкой, дополнительный продукт — под стрелкой со знаком «минус»).

Полные уравнения этих реакций:



Неорганические реакции

Любая химическая реакция вне зависимости от агрегатного состояния веществ (реагентов, продуктов), вида химической среды и условий проведения изображается молекулярным уравнением, например:

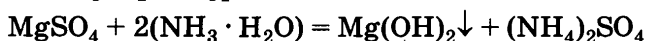


Химическая реакция, протекающая в водном растворе при участии ионов, изображается молекулярным и ионным уравнениями. В ионном уравнении все сильные электролиты записываются в виде формул их ионов, а твердые и газообразные вещества и слабые электролиты (включая воду) — в виде изображений их формульных единиц — формул реальных

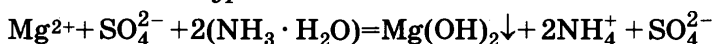
или условных молекул. Справа от формулы осадка продукта ставится стрелка, направленная вниз (\downarrow), а справа от формулы газа — стрелка, направленная вверх (\uparrow).

В полном ионном уравнении указываются формулы всех ионов, а в кратком ионном уравнении одинаковые по химическому составу и числу ионы справа и слева опускаются:

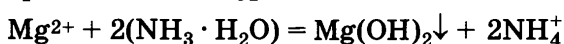
молекулярное уравнение



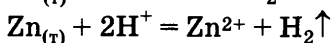
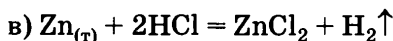
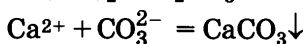
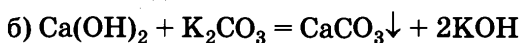
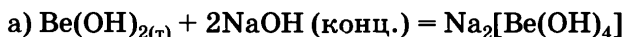
полное ионное уравнение



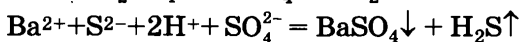
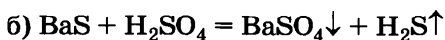
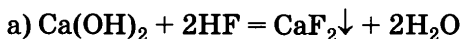
краткое ионное уравнение



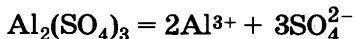
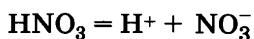
При известном навыке полное ионное уравнение может быть опущено и после молекулярного уравнения сразу записывается краткое ионное уравнение, например:



Встречаются уравнения реакций, имеющие один ионный вид (полный) при отсутствии одинаковых ионов слева и справа:

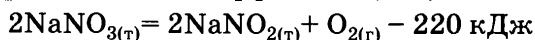


При записи уравнений полной электролитической диссоциации сильных электролитов используется смешанный молекулярно-ионный вид со знаком равенства:

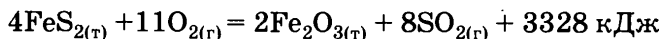


Агрегатное состояние веществ указывается при необходимости (для правильного понимания химизма процесса), а в термохимических уравнениях указание на агрегатное состояние обязательно:

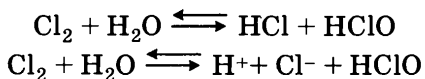
реакция с эндо-эффектом ($-Q$)



реакция с экзо-эффектом ($+Q$)

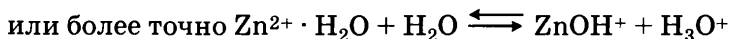
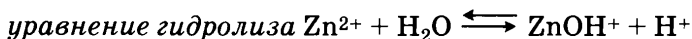
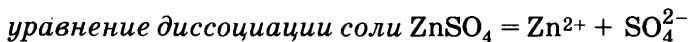


Обратимые (частично протекающие) реакции изображаются аналогично, но знак равенства заменяется знаком обратимости « \rightleftharpoons », например:

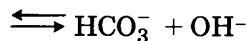
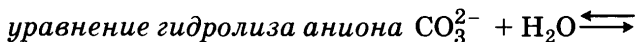
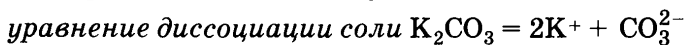


Гидролиз солей представляется в виде системы двух уравнений — электролитической диссоциации (необратимый процесс) и собственно гидролиза (обратимый процесс):

а) гидролиз соли по катиону

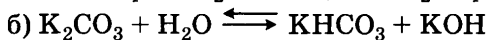
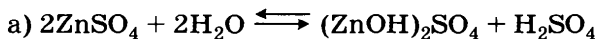


б) гидролиз соли по аниону



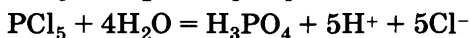
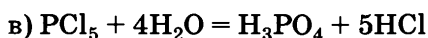
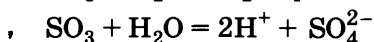
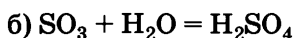
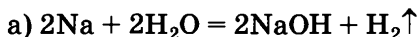
Примечания:

1. Не рекомендуется составлять молекулярные уравнения гидролиза солей (еще встречаются в устаревшей литературе), например:



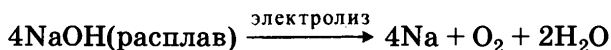
так как они не отражают механизма гидролиза — полное протекание диссоциации соли и частичное протекание гидролиза катиона или аниона.

2. Не следует применять систему двух уравнений (диссоциации и гидролиза) для изображения реакций между водой и другими типами веществ (отличными от солей). Такие реакции не являются гидролизом, их уравнения составляются по общим правилам для реакций в растворе (см. ранее), например:



Реакцию, изображенную уравнением (в) по традиции называют необратимым *гидролизом бинарного соединения* (PCl_5).

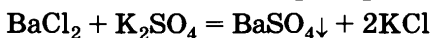
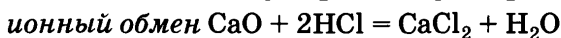
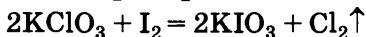
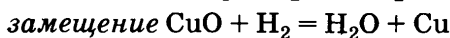
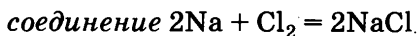
Составление уравнений *окислительно-восстановительных реакций* сопряжено со специальными методами подбора коэффициентов, в которых используются особые (электронные) уравнения полуреакций (подробнее см. раздел 1.4.8). То же относится и к электрохимическим реакциям (процессам *электролиза*), которые всегда сопровождаются указанием на этот вид процессов:



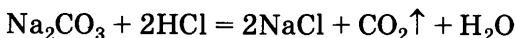
(подробнее см. раздел 1.4.9).

Химические реакции классифицируются различными способами.

1) По типу взаимодействия:



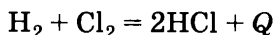
Указанные типы взаимодействия нередко совмещаются в более сложных реакциях, например:



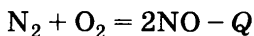
Эта реакция одновременно и реакция двойного обмена, и реакция разложения, так как образующаяся угольная кислота H_2CO_3 неустойчива и разлагается на CO_2 и H_2O .

2) По тепловому эффекту:

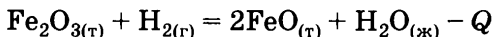
экзотермические реакции, протекающие с *экзо-эффектом* — выделением энергии в форме теплоты (+Q):



эндотермические реакции, протекающие с *эндо-эффектом* — поглощением энергии в форме теплоты (–Q):



Химические уравнения с указанием теплового эффекта называются *термохимическими*. Если в реакции принимают участие вещества в разных агрегатных состояниях (в отличие от примеров, приведенных выше, где все реагенты и продукты — газы), то их состояние указывается:



Тепловой эффект может быть выражен не только в общем виде ($\pm Q$), но и конкретным значением:

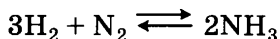


3) По направлению:

необратимые реакции, которые протекают только в прямом направлении и завершаются полным (на 100%) превращением реагентов в продукты (т.е. реакции идут «до конца» слева направо):



обратимые реакции, которые протекают одновременно в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично:

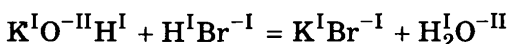


Необратимость химической реакции подчеркивается в уравнении знаком равенства (=) между формулами реаген-

тов (слева) и формулами продуктов (справа), а обратимость реакции — специальным знаком — противоположно направленными стрелками (\rightleftharpoons).

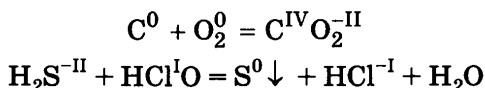
4) По изменению степеней окисления:

обменные реакции, протекающие без изменения степеней окисления всех элементов, входящих в исходные вещества:



(не следует отождествлять понятия «обменные реакции» и «реакции ионного обмена» — понятия из разных классификаций, поскольку обменными могут быть также реакции соединения и разложения, если они протекают без изменения степеней окисления);

окислительно-восстановительные реакции, протекающие с изменением степеней окисления всех или некоторых элементов:

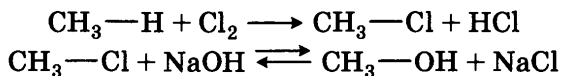


Органические реакции

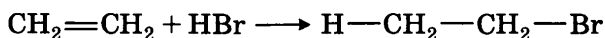
Химические реакции, типичные для органических соединений, можно классифицировать по различным признакам.

1) По типу химического превращения:

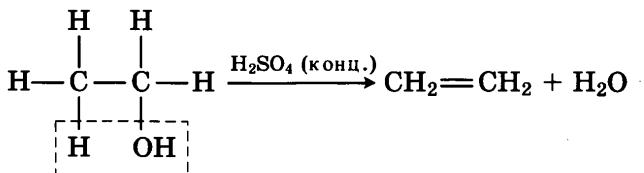
реакции замещения, сопровождающиеся образованием новых ковалентных связей при замещении одного атома (или группы атомов) на другие атомы или группы атомов, например



реакции присоединения (синтез), сопровождающиеся образованием новых σ -связей за счет разрыва π -связи, например



реакции разложения, сопровождающиеся образованием новых, более простых по составу молекул, например

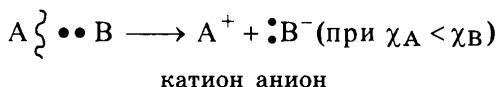


2) По способу разрыва связи:

реакции с образованием радикалов, сопровождающиеся симметричным разрывом связи (гомолитический разрыв связи), например



реакции с образованием ионов, сопровождающиеся несимметричным разрывом связи (гетеролитический разрыв связи), например



Дальнейшие, более частные и специфические типы реакций в неорганической и органической химии см. в тексте разделов 2.2–2.7 и 3.4–3.8 соответственно.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, к какому типу взаимодействия относятся реакции:

- а) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl} \uparrow$
- б) $\text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 = 2\text{MgO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$
- г) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- д) $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 - 88 \text{ кДж}$
- е) $\text{NH}_4\text{Br} = \text{NH}_3 + \text{HBr}$
- ж) $\text{SrO} + \text{SiO}_2 = \text{SrSiO}_3$
- з) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + 566 \text{ кДж}$

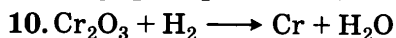
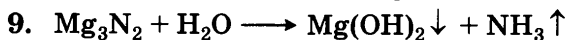
2. Укажите, к какому типу по тепловому эффекту относятся реакции:

- а) $\text{PbO} + \text{CO} = \text{Pb} + \text{CO}_2 + Q$
- б) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 - 179 \text{ кДж}$
- в) $4\text{Na}_2\text{SO}_3 = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + 176 \text{ кДж}$
- г) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} - Q$

3. Может ли (да, нет) простое вещество вступить в реакцию или получиться в результате реакции так, чтобы степень окисления элемента при этом не изменилась?
4. Определите (устно), какое количество второго исходного вещества прореагировало, если количество первого реагента равно 0,2 моль:
 - а) $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl} = \text{SiO}_2 \downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3 \uparrow$
 - в) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{SeO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{SeO}_3$
5. Реагируют 2 г меди и 2 г серы. Установите (устно), какова масса продукта — CuS .
6. Рассчитайте (устно) объем (н.у.) кислорода, израсходованного на полное превращение в CuSO_4 :
 - а) 0,2 моль CuS ,
 - б) 48 г CuS .
7. Рассчитайте (устно) объем (н.у.) углекислого газа, полученного при термическом разложении:
 - а) 0,4 моль CaCO_3 ,
 - б) 25 г CaCO_3 .

ТЕСТЫ

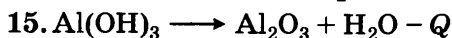
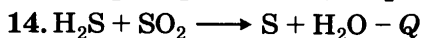
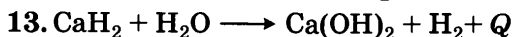
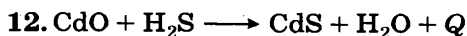
8–11. Процесс



называют реакцией

- | | |
|---------------|-------------------|
| 1) замещения | 3) соединения |
| 2) разложения | 4) ионного обмена |

12–15. Данное взаимодействие



сопровождается

- 1) окислением-восстановлением
- 2) сохранением степеней окисления

- 3) экзотермическим эффектом
- 4) эндотермическим эффектом

16. Реакция соединения с образованием соли будет протекать между

- 1) MgO и SO_3
- 2) Fe_2O_3 и FeO
- 3) P_2O_5 и SiO_2
- 4) BaO и Na_2O

17. Реакции соединения — это

- 1) $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
- 2) $\text{Si} + 2\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si}$
- 3) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 4) $\text{C} + 2\text{PbO} = 2\text{Pb} + \text{CO}_2$

18. Реакции разложения — это

- 1) $\text{Si} + \text{C} = \text{SiC}$
- 2) $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{NO}_2 + \text{K} = \text{KNO}_2$
- 4) $\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{C}(\text{NH}_3)_2\text{O}$

19. Реакция замещения с выделением водорода протекает между железом и

- 1) HNO_3 (разб.)
- 2) H_2SO_4 (разб.)
- 3) HNO_3 (конц.)
- 4) NaOH (конц.)

20. Реакция замещения протекает между веществами

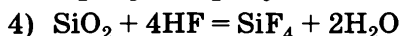
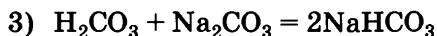
- 1) Fe и ZnSO_4
- 2) Cu и FeSO_4
- 3) Zn и CuSO_4
- 4) Ag и CuCl_2

21. Реакции замещения — это

- 1) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{NO} + 4\text{Cu} = \text{N}_2 + 2\text{Cu}_2\text{O}$
- 3) $\text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2$
- 4) $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$

22. Реакции ионного обмена — это

- 1) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3 \uparrow$
- 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$



23. Реакции нейтрализации всегда протекают полностью между

- 1) сильными кислотами и нерастворимыми гидроксидами металлов
- 2) сильными кислотами и сильными основаниями
- 3) слабыми кислотами и нерастворимыми гидроксидами металлов
- 4) слабыми кислотами и сильными основаниями

24. Экзотермические реакции — это

- 1) $3\text{S} + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{S}_3 + 509 \text{ кДж}$
- 2) $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - 180 \text{ кДж}$
- 3) $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = \text{C} + 2\text{MgO} + 809 \text{ кДж}$
- 4) $2\text{Cu}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{Cu} - 342 \text{ кДж}$

25. Эндотермические реакции — это

- 1) $\text{S} + 2\text{HI} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 69 \text{ кДж}$
- 2) $\text{H}_2\text{S} = \text{H}_2 + \text{S} - 21 \text{ кДж}$
- 3) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{S} = \text{ZnS} + \text{H}_2\text{O} + 65 \text{ кДж}$
- 4) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} = \text{H}_2 + \text{CO} - 132 \text{ кДж}$

26. Окислительно-восстановительные реакции — это

- 1) $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CO} + \text{Na}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$
- 3) $\text{SO}_2 + \text{PbO}_2 = \text{PbSO}_4$
- 4) $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca(OH)}_2 = 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

27. При взаимодействии 8 г меди и 8 г серы получится сульфид меди(II) массой (решить устно)

- | | |
|---------|------------|
| 1) 9 г | 3) 16 г |
| 2) 12 г | 4) не знаю |

28. На превращение 0,5 моль сульфида меди(II) в сульфат меди(II) потребуется количество кислорода (решить устно)

- | | |
|-------------|------------|
| 1) 0,5 моль | 3) 2 моль |
| 2) 1 моль | 4) не знаю |

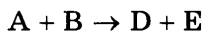
29. При взаимодействии 12 г кальция и 12 г брома получится соль массой (решить устно)
- | | |
|---------|------------|
| 1) 15 г | 3) 24 г |
| 2) 18 г | 4) не знаю |
30. Масса твердого остатка будет наибольшей после прокаливания карбоната (решить устно)
- | | |
|-------------|-----------|
| 1) стронция | 3) магния |
| 2) кальция | 4) бария |
31. Для полного окисления 0,5 моль серы потребуется кислород объемом (н.у.) (решить устно)
- | | |
|-----------|-----------|
| 1) 11,2 л | 3) 33,6 л |
| 2) 22,4 л | 4) 44,8 л |
32. Для полного восстановления 20 г оксида меди(II) потребуется водород объемом (н.у.) (решить устно)
- | | |
|-----------|-----------|
| 1) 22,4 л | 3) 5,6 л |
| 2) 11,2 л | 4) 16,8 л |

Примечание.

Вопросы, упражнения и тесты по органическим реакциям см. далее в разд. 3.4–3.8, 4.1.5, 4.1.7–4.1.8, 4.2.4.

1.4.3. Скорость реакции, её зависимость от различных факторов

Количественной характеристикой быстроты течения химической реакции



является ее *скорость*, т.е. скорость взаимодействия частиц реагентов А и В или скорость появления продуктов D и E. Изучением скорости химических реакций занимается особый раздел химии — *химическая кинетика*.

В *гомогенных* (однородных) системах исследуется скорость реакции между реагентами, не имеющими границы раздела (газовые реакции, реакции в растворах). В *гетерогенных* системах изучается скорость реакции на поверхности раздела между реагирующими веществами (например, А — твердое вещество, В — газ или А — твердое вещество, В — вещество в растворе).

Для реакций, уравнения которых не отражают механизма протекания этих реакций, необходимо рассматривать каждую элементарную стадию отдельно. Тройные и более столкновения ($A + B + B + \dots \rightarrow$) маловероятны, поэтому такие реакции (например $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$) протекают всегда в несколько элементарных стадий ($A + B \rightarrow$).

Для гомогенных систем скорость реакции — это изменение концентраций реагентов или продуктов в единицу времени:

$$v = \frac{\Delta c_{\text{реаг}}}{\Delta \tau} = \frac{\Delta c_{\text{прод}}}{\Delta \tau},$$

где v — скорость реакции, моль/(л · с);

$\Delta c_{\text{реаг}} = (c'_{\text{реаг}} - c''_{\text{реаг}})$ — уменьшение концентрации реагентов (моль/л) за промежуток времени $\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1$ (см. рис. 17),

$\Delta c_{\text{прод}} = (c''_{\text{прод}} - c'_{\text{прод}})$ — увеличение концентрации продуктов (моль/л) за тот же промежуток времени.

В начальный момент времени ($\tau = 0$) концентрация реагентов наибольшая, а концентрация продуктов равна нулю. В процессе реакции концентрация реагентов уменьшается, а концентрация продуктов растет.

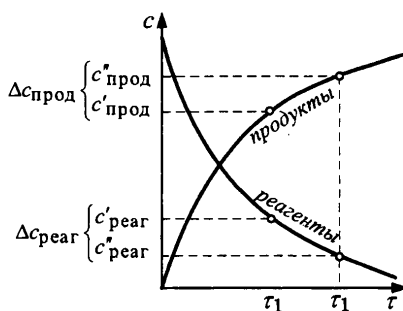


Рис. 17. Изменение концентрации реагентов и продуктов при протекании реакции

К факторам, влияющим на скорость реакции, относятся природа реагентов, катализатор, температура, концентрация реагентов.

1. Природа реагентов. Здесь большую роль играет характер химических связей в соединениях, строение их молекул. Например, выделение водорода цинком из раствора хлороводорода происходит значительно быстрее, чем из раствора уксусной кислоты, так как полярность связи $\text{H} - \text{Cl}$ больше, чем связи $\text{O} - \text{H}$ в молекуле CH_3COOH ; иначе говоря, из-за того, что HCl — сильный электролит, а CH_3COOH — слабый электролит в водном растворе.

Чем больше поверхность соприкосновения реагирующих веществ, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердого вещества может быть увеличена путем его измельчения или растворения (если вещество растворимо). Реакции в растворах протекают практически мгновенно.

2. Катализаторы. Большое влияние на скорость реакции оказывают *катализаторы* — вещества, увеличивающие скорость реакции (часто от нуля до очень больших значений), но не входящие в состав продуктов. Увеличение скорости реакции под влиянием катализаторов называется *катализом*. Во многих случаях катализаторы образуют с одним из реагирующих веществ промежуточное соединение, которое реагирует с другим исходным веществом, в результате получается продукт и высвобождается катализатор.

Иногда употребляют отрицательные катализаторы — *ингибиторы*, которые, наоборот, замедляют нежелательные химические реакции (например, коррозию металлов).

3. Температура. Для газовых реакций известно, что при повышении температуры на десять градусов ($\Delta T = 10 \text{ K}$ или $\Delta t = 10^\circ \text{C}$) скорость реакции возрастает в 2–4 раза (*правило Вант-Гоффа*). Для скорости реакции v_2 и v_1 при значениях температуры t_2 и t_1 имеем:

$$v_2 = v_1 \gamma^{0,1(t_2 - t_1)},$$

где γ — температурный коэффициент скорости реакции, $\gamma = 2 - 4$.

Для реакций в растворах скорость также увеличивается с ростом температуры и часто в той же мере, как и для газовых реакций.

При повышении температуры возрастает число активных молекул, т.е. таких молекул, которые в момент столкновения обладают большей энергией и могут образовать продукты.

Как показывают исследования, активных молекул в реакционной среде при обычных условиях очень мало. Иначе все реакции между газами протекали бы мгновенно и в воздухе не было бы, например, свободного кислорода, необходимого для дыхания. Реакции между газами при обычных условиях практически не идут (встречаются исключения, например, при 20 °C полностью протекает реакция $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$).

4. Концентрация реагентов. Чтобы произошло взаимодействие, частицы реагирующих веществ в гомогенной среде должны столкнуться. Число столкновений пропорционально числу частиц реагирующих веществ в объеме реактора, т.е. молярным концентрациям этих веществ.

Чем большие количества веществ взяты для реакции в данном объеме системы, т.е. чем выше концентрация реагентов, тем больше число столкновений частиц и тем больше скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов распространяется на газовые смеси и растворы.

Установлено, что **скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагентов**, если для реакции необходимо столкновение двух реагирующих молекул (*элементарная реакция*). Эта зависимость носит название *кинетического закона действующих масс* (К. Гульберг, П. Воге, 1867 г.).

Для гомогенной реакции $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \dots$ этот закон изображается уравнением

$$v = kc_{\text{A}}c_{\text{B}},$$

где k — константа скорости реакции [л/(моль · с)], зависящая от природы реагентов, присутствия катализатора и температуры, но не зависящая от концентрации реагентов и численно равная скорости реакции при условии $c_{\text{A}}c_{\text{B}} = 1$.

Для гетерогенной реакции $\text{A} + \text{B}_{(\text{ж}, \text{т})} \longrightarrow \dots$ взаимодействие происходит лишь на поверхности конденсированного (жидкого, твердого) вещества, поэтому концентрация такого вещества не входит в выражение закона действующих масс:

$$v = kc_{\text{A}}$$

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Установите, в каком из опытов скорость реакции $A + B \longrightarrow \dots$ выше, если:
 - а) $c'_A = 0,04$ моль/л, $c''_A = 0,02$ моль/л, $\Delta\tau = 20$ с;
 - б) $c'_A = 0,08$ моль/л, $c''_A = 0$, $\Delta\tau = 60$ с.
2. Определите, в каком из опытов скорость реакции $A + B \longrightarrow D$ выше, если за промежуток времени 40 с:
 - а) $c'_{\text{прод}} = 0,02$ моль/л, $c''_{\text{прод}} = 0,08$ моль/л;
 - б) $c'_{\text{прод}} = 0,01$ моль/л, $c''_{\text{прод}} = 0,09$ моль/л.
3. Составьте выражения кинетического закона действующих масс для гомогенных реакций:
 - а) $H_2 + O \longrightarrow H_2O$
 - б) $CO + Cl_2 \longrightarrow CCl_2O$
 - в) $2NO_2 \longrightarrow N_2O_4$
 - г) $CH_4 + CO_2 \longrightarrow 2CO + 2H_2$
4. Составьте выражения кинетического закона действующих масс для гетерогенных реакций:
 - а) $C_{(т)} + CO_{2(г)} \longrightarrow 2CO$
 - б) $FeO_{(т)} + CO_{(г)} \longrightarrow Fe + CO_2$
5. В сосудах одинакового объема проводится получение HCl , HBr и HI из простых веществ. С одинаковой ли (да, нет) скоростью протекают реакции, если через 60 с после начала реакций образуется 18,25 г HCl ; 40,5 г HBr и 64 г HI ?
6. В сосудах одинакового объема проводят получение HCl , HBr и HI из простых веществ. С одинаковой ли (да, нет) скоростью протекают реакции, если через 20 с после начала реакций образуется по 40 г каждого газа?
7. Во сколько раз изменится скорость реакций
 - а) $A \longrightarrow \dots$,
 - б) $2A \longrightarrow \dots$,
 - в) $A + B \longrightarrow \dots$при увеличении молярной концентрации исходного вещества A в 5 раз?

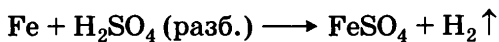
8. В двух опытах за 60 с выделилось 6,72 л (н.у.) и 3 г водорода соответственно. Во сколько раз скорость первого опыта отличается от скорости второго и каково это отличие (больше, меньше)?
9. Какая из реакций протекает с большей скоростью: горение водорода на воздухе или взрыв смеси водорода с воздухом?
10. При комнатной температуре разложение пероксида водорода H_2O_2 на воду и кислород протекает очень медленно. Внесение крупинки минерала *пирролюзит* MnO_2 мгновенно вызывает бурное выделение газа. Объясните почему.
11. Как известно, водород, пропускаемый через слой оксида меди(II), восстанавливает CuO до меди. Как изменится скорость этой реакции, если пропускать в реактор вместо чистого водорода его смесь с азотом?

ТЕСТЫ

12. Скорость реакции $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{D}$ выше в том случае, где через 30 с масса продукта равна
- | | |
|---------|---------|
| 1) 11 г | 3) 47 г |
| 2) 23 г | 4) 62 г |
13. Скорость реакции $2\text{A} \longrightarrow \dots$ выше в том случае, где концентрация А, равная вначале 0,3 моль/л, через 40 с составит
- | | |
|----------------|----------------|
| 1) 0,01 моль/л | 3) 0,03 моль/л |
| 2) 0,02 моль/л | 4) 0,04 моль/л |
14. При взаимодействии H_2 с Cl_2 , Br_2 и I_2 в сосудах равного объема через 27 с образуется по 0,04 моль продуктов. Скорость реакции
- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| 1) выше для I_2 | 3) одинакова |
| 2) выше для Cl_2 | 4) выше для Br_2 |
15. При получении HCl , HBr и HI из простых веществ в сосудах равного объема через 46 с образуется по 17,49 г этих газов. Скорость реакции
- | | |
|--------------------------|-------------------------|
| 1) выше для HCl | 3) выше для HI |
| 2) выше для HBr | 4) одинакова |

16. Для гомогенной реакции $A + B \longrightarrow \dots$ при одновременном увеличении молярной концентрации исходных веществ в 3 раза скорость реакции возрастет
- 1) в 2 раза
 - 2) в 3 раза
 - 3) в 6 раз
 - 4) в 9 раз
17. Скорость реакции $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI$ понизится в 16 раз при одновременном уменьшении молярных концентраций реагентов
- 1) в 2 раза
 - 2) в 4 раза
 - 3) в 8 раз
 - 4) в 16 раз
18. Скорость реакции $N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$ при уменьшении давления системы в 4 раза понизится
- 1) в 4 раза
 - 2) в 8 раз
 - 3) в 16 раз
 - 4) в 32 раза
19. Скорость реакции $CO_2 + H_2 \longrightarrow CO + H_2O$ при увеличении молярных концентраций в 3 раза (CO_2) и в 2 раза (H_2) возрастет
- 1) в 2 раза
 - 2) в 3 раза
 - 3) в 5 раз
 - 4) в 6 раз
20. Скорость реакции $C_{(г)} + O_2 \longrightarrow CO_2$ при $V = \text{const}$ и увеличении количеств реагентов в 4 раза возрастет
- 1) в 4 раза
 - 2) в 8 раз
 - 3) в 16 раз
 - 4) в 32 раза
- 21–22. Скорость реакции $A_{(г)} + B_{(г)} \longrightarrow \dots (-Q)$ увеличивается при
21. 1) понижении концентрации А
2) повышении концентрации В
3) охлаждении
4) понижении давления
22. 1) нагревании
2) понижении давления
3) добавлении инертного газа
4) охлаждении

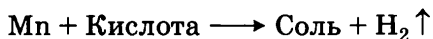
23. Скорость протекания реакции



выше при использовании

- 1) порошка железа, а не стружек
- 2) железных стружек, а не порошка
- 3) 15% -й кислоты, а не 2% -й
- 4) 2% -й кислоты, а не 15% -й

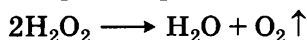
24. Скорость протекания реакции



будет выше при использовании

- 1) кислоты HCl и охлаждения
- 2) кислоты HF и нагревания
- 3) кислоты HCl и нагревания
- 4) кислоты HF и охлаждения

25. Скорость протекания реакции

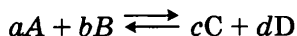


будет выше, если использовать

- 1) 3% -й раствор H_2O_2 и катализатор
- 2) 30% -й раствор H_2O_2 и катализатор
- 3) 3% -й раствор H_2O_2 (без катализатора)
- 4) 30% -й раствор H_2O_2 (без катализатора)

1.4.4. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение равновесия под действием различных факторов

Химическая реакция называется *обратимой*, если в данных условиях протекает не только прямая реакция (\longrightarrow), но также и обратная реакция (\longleftarrow), т.е. из исходных веществ образуются продукты и одновременно из продуктов получают реагенты:



Обратимые реакции не доходят до конца. Концентрации реагентов уменьшаются, что приводит к уменьшению скорости прямой реакции \bar{v} . Скорость же обратной реакции \bar{v} постоянно возрастает, поскольку увеличиваются концентрации продуктов.

Когда скорости прямой и обратной реакций станут одинаковыми ($\bar{v} = \bar{v}$), наступит состояние *химического равновесия*, при котором не происходит дальнейшего изменения концентраций реагентов и продуктов.

В состоянии равновесия концентрации реагентов и продуктов постоянны, их называют *равновесными* концентрациями и обозначают $[A]$, $[B]$, $[D]$ и $[E]$ в отличие от концентраций C_A , C_B , C_D и C_E в любой другой момент времени.

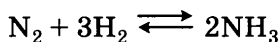
Установлено, что в состоянии равновесия произведение молярных концентраций продуктов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, деленное на такое же произведение молярных концентраций исходных веществ, есть величина постоянная при $T = \text{const}$.

Такое соотношение обозначают K_c и называют *константой равновесия* данной реакции:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \text{const} \quad (\text{при } T = \text{const})$$

Эта зависимость носит название *равновесного закона действующих масс* (К. Гульберг, П. Воге, 1867 г.).

Значение K_c характеризует состояние равновесия в данной реакции при $T = \text{const}$ и определяется соотношением концентраций реагентов и продуктов. Другими словами, величина K_c не зависит от каждой в отдельности равновесной концентрации. Так, если при $T = \text{const}$ для реакции



в первом опыте равновесные концентрации равны соответственно 0,4; 1,2 и 0,6 моль/л, а во втором — 1,29; 0,9 и 0,7 моль/л, то

$$K_c(\text{I}) = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{0,6^2}{0,4 \cdot 1,2^3} = 0,52$$

$$K_c(\text{II}) = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{0,7^2}{1,29 \cdot 0,9^3} = 0,52 = K_c(\text{I})$$

Химическое равновесие не означает состояния покоя; прямая и обратная реакции протекают и в состоянии равновесия, но с равной скоростью. Поэтому оно называется *подвижным* (динамическим) равновесием.

Обратимые химические реакции со значением $K_c \gg 1$ протекают преимущественно в сторону продуктов (\longrightarrow), со значениями $K_c \ll 1$ преимущественно в сторону реагентов (\longleftarrow), а при значении $K_c = 1$ реакция становится равновероятной, обе реакции — прямая (\longrightarrow) и обратная (\longleftarrow) — протекают в равной степени ($K_c = 1$). Однако во многих случаях выход продуктов незначителен, и становится необходимым вмешаться в ход реакции и сместить равновесие в сторону продуктов, если же реакция нежелательная, то, наоборот, попытаться сместить равновесие влево, в сторону реагентов.

Подвижное химическое равновесие можно нарушить, оказывая на систему внешнее воздействие и тем самым изменяя условия протекания реакции — температуру, давление, концентрацию. При любом нарушении (*сдвиге*) химического равновесия система перейдет (сместится) в другое состояние равновесия.

Влияние условий на смещение химического равновесия определяется принципом, который установлен французским ученым А.-Л. Ле-Шателье (1884 г.).

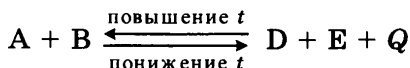
Современная формулировка *принципа смещения равновесия*, называемого *принципом Ле-Шателье*: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет смещение равновесия, ослабляющее эффект внешнего воздействия.

Рассмотрим подробнее влияние таких факторов, как температура, давление, концентрация на смещение равновесия.

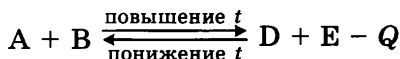
1. Температура. Повышение температуры смещает равновесие обратимой реакции в сторону процесса, идущего с поглощением теплоты (*эндотермическое* направление), а понижение температуры — в сторону, процесса, идущего с выделением теплоты (*экзотермическое* направление).

Например, для экзотермической обратимой реакции увеличение температуры сместит равновесие в сторону реаген-

тов (\leftarrow), а уменьшение температуры будет способствовать протеканию прямой реакции (\rightarrow):



Аналогично для эндотермической реакции имеем:

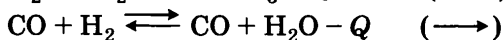


Значение K_c обязательно изменится при повышении и понижении температуры, так как значения констант скорости k прямой (\rightarrow) и обратной (\leftarrow) реакций по-разному зависят от температуры, ведь это реакции между разными реагентами (соответственно А и В или D и E). Следовательно, **константа равновесия — функция температуры:**

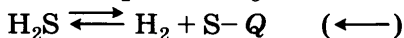
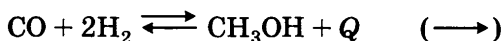
$$K_c = f(t)$$

Примеры:

а) п о в ы ш е н и е температуры (нагревание)



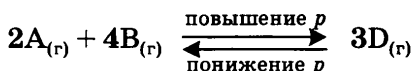
б) п о н и ж е н и е температуры (охлаждение)



2. Давление. Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно вещество находится в газообразном состоянии (твердые и жидкие вещества не учитываются, так как их собственный объем весьма мал по сравнению с объемом газов и паров).

Увеличение давления в обратимой реакции смещает равновесие в сторону процесса, идущего с уменьшением количества газообразных веществ, т.е. с уменьшением объема, а уменьшение давления — в сторону увеличения количества газообразных веществ, т.е. с увеличением объема:

а) для $\sum n_{\text{реак}} > \sum n_{\text{прод}}$ ($2 + 4 > 3$)

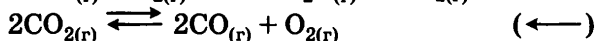
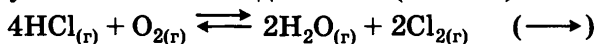


б) для $\sum n_{\text{реак}} < \sum n_{\text{прод}}$ ($2 < 3$ для газов А и D)

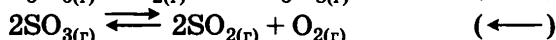


П р и м е р ы гомогенных реакций:

а) у в е л и ч е н и е давления (сжатие)

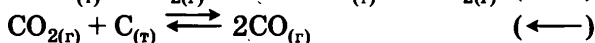
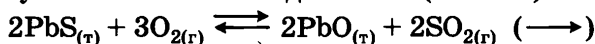


б) у м е н ь ш е н и е давления (расширение)

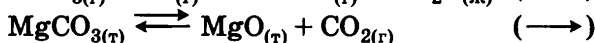
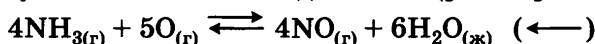


П р и м е р ы гетерогенных реакций (коэффициенты перед формулами конденсированных веществ не учитываются):

а) у в е л и ч е н и е давления (сжатие)



б) у м е н ь ш е н и е давления (расширение)

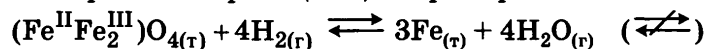


При $\sum n_{\text{реак}} = \sum n_{\text{прод}}$ изменение давления не вызовет смещения равновесия:

а) в гомогенных реакциях, например



б) в гетерогенных реакциях, например

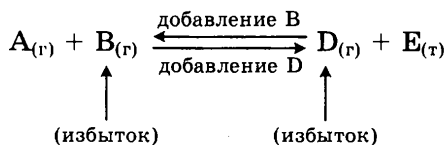


В этой реакции давление не влияет на равновесие, так как 4 моль $H_2 = 4$ моль H_2O (твердые и нелетучие жидкие вещества не учитываются, поскольку их собственный объем весьма мал по сравнению с объемом газа H_2 и пара H_2O).

3. Концентрация. При увеличении концентрации одного из газообразных веществ (реагента или продукта), находящегося в равновесной системе, равновесие смещается в сторону расхода данного вещества. При уменьшении концентрации этого вещества равновесие смещается в сторону

образования данного вещества. Изменение содержания твердых и жидких веществ не влияет на состояние равновесия.

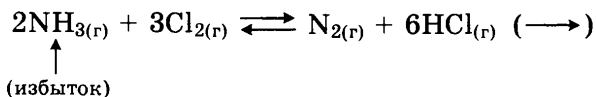
Для некоторой реакции



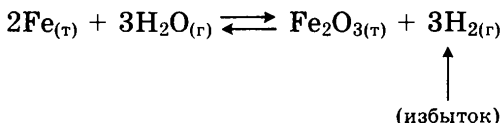
Смещение равновесия вправо можно было вызвать добавлением избытка реагента А (вместо В), а смещение влево возможно только избытком продукта D (другой продукт — твердое вещество).

П р и м е р ы:

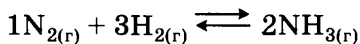
а) при добавлении аммиака равновесие сместится вправо



б) при добавлении водорода равновесие сместится влево



Эти выводы следуют непосредственно из закона действующих масс. Так, для реакции

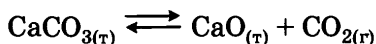


константа равновесия имеет вид:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \text{const (при } T = \text{const)}$$

При добавлении в систему дополнительного количества аммиака NH_3 равновесие смещается влево (\longleftarrow), т.е. будет протекать реакция разложения аммиака NH_3 на азот N_2 и водород H_2 . Поскольку $K_c = \text{const}$, увеличение числителя (концентрации NH_3) должно сопровождаться увеличением знаменателя концентраций N_2 и H_2).

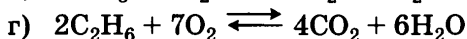
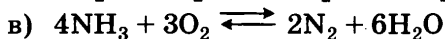
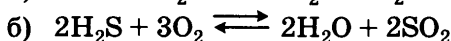
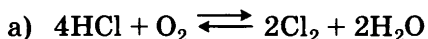
Концентрации *твердых* веществ не входят в выражение константы равновесия, т.е. твердые вещества не влияют на состояние равновесия. Например, для реакции



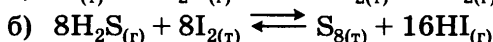
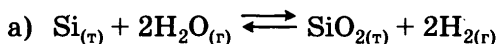
$K_c = [\text{CO}_2]$. Следовательно, добавление в систему дополнительного количества карбоната кальция CaCO_3 или оксида кальция CaO не повлияет на состояние равновесия этой реакции.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

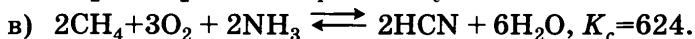
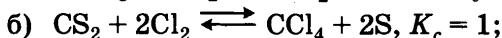
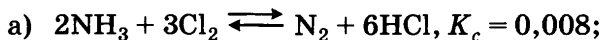
1. Составьте выражения равновесного закона действующих масс для гомогенных реакций:



2. Составьте выражения равновесного закона действующих масс для гетерогенных реакций:

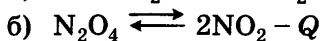
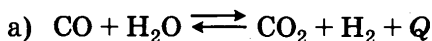


3. Укажите, какие вещества — реагенты или продукты — будут преобладать в равновесной смеси для реакций:



4. Известны значения K_c реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ для двух значений температуры: 0,68 (t_1) и 74,2 ($t_2 > t_1$). Каким энергетическим эффектом сопровождается эта реакция?

5. Определите, как повлияет повышение температуры на состояние равновесия реакций:

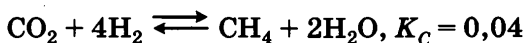


6. Установите, в каком направлении сместится при понижении давления равновесие реакций:
- $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$
 - $\text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(г)}$
 - $\text{C}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(г)}$
 - $\text{BaCO}_{3(т)} \rightleftharpoons \text{BaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$
7. Почему повышение давления смещает равновесие реакции $2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$, но не оказывает влияние в реакции $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(г)}$?
8. Почему равновесие реакции $\text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(т)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(г)}$ смещается при изменении давления, а равновесие реакции $\text{O}_{2(г)} + \text{C}_{(т)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)}$ не смещается?
9. Почему для реакции $3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(г)} - Q$ повышение давления смещает равновесие в том же направлении, что и нагревание?
Укажите также направление смещения.
10. Для реакции $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}_{(ж)} - Q$ определите, в каком направлении сместится равновесие:
- при понижении температуры;
 - при понижении давления;
 - при увеличении концентрации N_2 ;
 - при увеличении концентрации воды.
11. Определите, в какую сторону сместится равновесие реакции $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 3\text{S}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ при следующих внешних воздействиях:
- увеличение концентрации сероводорода;
 - увеличение концентрации диоксида серы;
 - уменьшение концентрации водяного пара;
 - уменьшение количества серы.
12. Установите, действием каких факторов:
- температура
 - давление
 - концентрация реагента
 - концентрация продукта
- можно увеличить выход монооксида углерода в реакции $\text{C}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(г)} - 173 \text{ кДж}$

13. Смещается ли (да, нет) химическое равновесие при введении катализатора?

ТЕСТЫ

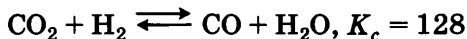
14. В равновесной смеси для реакции



преобладают

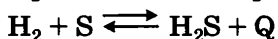
- | | |
|-------------|---------------------------------|
| 1) реагенты | 3) реагент H_2 |
| 2) продукты | 4) продукт H_2O |

15. В равновесной смеси для реакции преобладают



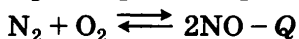
- | | |
|-------------|--------------------|
| 1) реагенты | 3) ни те ни другие |
| 2) продукты | 4) не знаю |

16. При охлаждении равновесие реакции



- | | |
|---------------------|-----------------|
| 1) сместится влево | 3) не сместится |
| 2) сместится вправо | 4) не знаю |

17. При нагревании равновесие реакции



- | | |
|---------------------|-----------------|
| а) сместится вправо | в) не сместится |
| б) сместится влево | г) не знаю |

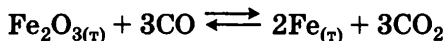
18. В гомогенной реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ при повышении давления равновесие сместится

- | | |
|-----------|-----------------|
| 1) влево | 3) не сместится |
| 2) вправо | 4) не знаю |

19. В гомогенной реакции $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ при понижении давления равновесие сместится

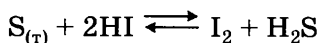
- | | |
|-----------|-----------------|
| 1) влево | 3) не сместится |
| 2) вправо | 4) не знаю |

20. Возможно смещение равновесия в реакции



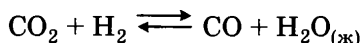
- | |
|---|
| 1) при повышении давления — влево |
| 2) при понижении давления — вправо |
| 3) при изменении давления смещение невозможно |
| 4) не знаю |

21. При повышении давления равновесие реакции



- 1) сместится вправо 3) не сместится
- 2) сместится влево 4) не знаю

22. При понижении давления равновесие реакции



- 1) сместится влево 3) не сместится
- 2) сместится вправо 4) не знаю

23. При одновременном повышении давления и охлаждении смещение равновесия в гомогенной реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$ будет однонаправленным

- 1) влево
- 2) вправо
- 3) не будет
- 4) не знаю

24. При одновременном понижении давления и температуры в гетерогенной реакции



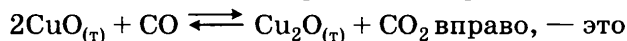
- 1) увеличится
- 2) уменьшится
- 3) не изменится
- 4) не знаю

25. Способы, смещающие равновесие гомогенной реакции



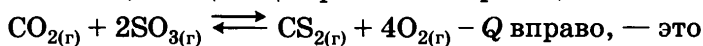
- 1) уменьшение концентрации продукта
- 2) уменьшение концентрации кислорода
- 3) увеличение концентрации продукта
- 4) увеличение концентрации кислорода

26. Способ, смещающий равновесие реакции



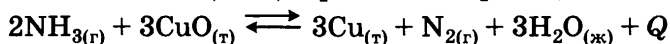
- а) увеличение концентрации угарного газа
- б) увеличение концентрации углекислого газа
- в) уменьшение концентрации оксида меди(I)
- г) уменьшение концентрации оксида меди(II)

27. Способы, смещающие равновесие реакции



- а) увеличение концентрации реагента
- б) увеличение концентрации продукта
- в) повышение температуры
- г) повышение давления

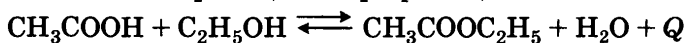
28. Способы, смещающие равновесие реакции



вправо, — это

- а) увеличение концентрации аммиака
- б) повышение температуры
- в) понижение давления
- г) повышение давления

29. Равновесие в реакции этерификации



может быть сдвинуто вправо

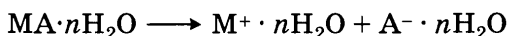
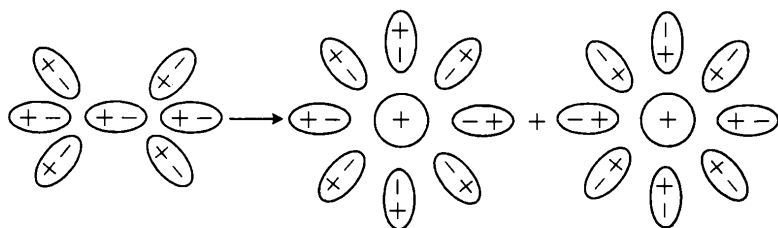
- 1) добавлением серной кислоты
- 2) добавлением едкого натра
- 3) нагреванием
- 4) добавлением воды

1.4.5. Диссоциация электролитов в водных растворах.

Сильные и слабые электролиты

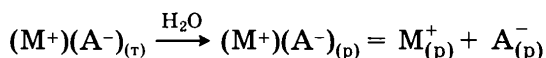
Растворение любого вещества в воде сопровождается образованием гидратов. Если при этом в растворе не происходит формульных изменений у частиц растворенного вещества, то такие вещества относят к *неэлектролитам*. Ими являются, например, газ азот N_2 , жидкость хлороформ CHCl_3 и твердое вещество сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, которые в водном растворе существуют в виде гидратов их молекул $\text{N}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{CHCl}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Известно, однако, много веществ (в общем виде МА), которые после растворения в воде претерпевают существенные формульные изменения. В результате в растворе появляются гидратированные ионы — *катионы* $\text{M}^+ \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и *анионы* $\text{A}^- \cdot n\text{H}_2\text{O}$, такие вещества относят к *электролитам*:



Процесс появления гидратированных ионов в водном растворе называется *электролитической диссоциацией* (С. Аррениус, 1887 г.).

Электролитическая диссоциация ионных кристаллических веществ $(\text{M}^+)(\text{A}^-)$ в воде является необратимой реакцией:

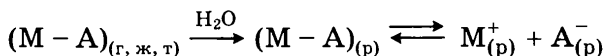


Такие вещества относятся к *сильным электролитам*, ими являются многие основания и соли, например:

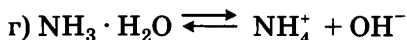
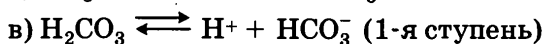
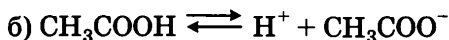
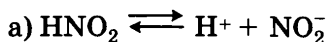


В разбавленном водном растворе сильного электролита мы обнаружим только его гидратированные ионы, которые образовались из «безводных» ионов твердого вещества (т.е. химически это те же ионы, но связанные с некоторым числом молекул воды). Иначе ионные вещества называют *истинными электролитами*, состоящими и в твердом состоянии и в растворе из ионов. Например, твердый гидроксид калия — из ионов K^+ и OH^- , растворенный гидроксид калия — из гидратированных ионов K^+ и OH^- .

Электролитическая диссоциация веществ MA , состоящих из полярных ковалентных молекул, является обратимой реакцией:

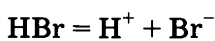
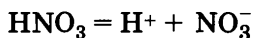
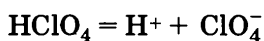


Такие вещества относят к *слабым электролитам*, ими являются многие и некоторые основания, например:



В разбавленных водных растворах слабых электролитов мы всегда обнаружим как исходные молекулы, так и продукты диссоциации — гидратированные ионы. Иначе ковалентные вещества называют *потенциальными электролитами*, так как в индивидуальном состоянии их молекулы никаких реальных ионов не содержат, но при растворении в молекулах под действием воды разрываются химические связи (например, $\text{H}-\text{O}$ в HNO_2 , $\text{H}-\text{F}$ в HF) и образуются ионы.

Те кислородсодержащие и бескислородные кислоты, которые диссоциируют в водном растворе почти полностью, условно относят к сильным электролитам $\alpha \rightarrow 1$ (хотя до растворения они содержали только молекулы со слабыми по отношению к действию воды, связями):



Количественная характеристика диссоциации слабых электролитов MA — *степень диссоциации* α — есть **отношение молярной концентрации продиссоциировавшего электролита (c_d) к его общей молярной концентрации в растворе (c)**:

$$\alpha_{\text{MA}} = \frac{c_{\text{дисс}}}{c_{\text{MA}}}.$$

Степень диссоциации выражается в долях единицы или в процентах. Очевидно, что интервал значений α от 0 до 1 (или от 0 до 100%):

значение $\alpha = 0$ (0%) относится к неэлектролитам (диссоциация отсутствует),

интервал 0 (0%) $< \alpha < 1$ (100%) — к слабым электролитам (диссоциация неполная),

значение $\alpha = 1$ (100%) — к сильным электролитам (диссоциация полная).

В теории электролитической диссоциации все электролиты делятся на кислоты, основания и соли.

Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор катионы водорода и никаких других положительных ионов не образуют.

К сильным кислотам относятся

HCl	HClO ₃	HClO ₄	HNO ₃
HBr	HBrO ₃	H ₂ SO ₄	HMnO ₄
HI	HIO ₃	H ₂ SeO ₄	H ₂ Cr ₂ O ₇

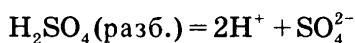
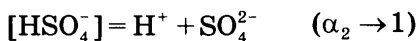
и некоторые другие.

Примеры уравнений их диссоциации:



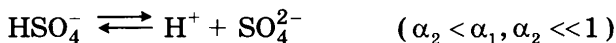
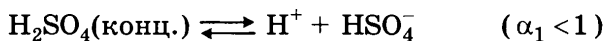
(о гидратированном катионе водорода $\text{H}^+ \cdot \text{H}_2\text{O}$, или H_3O^+ , см. ниже).

В разбавленных растворах сильных кислот H_nA их гидроанионы H_{n-1}A^- не существуют, например:

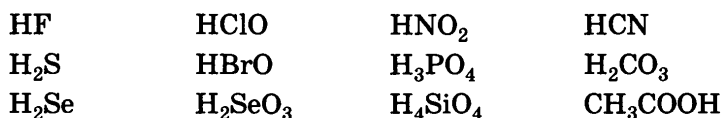


Из этого вытекает важный вывод: с и л я н а я кислота (например, H_2SO_4) в р а з б а в л е н н о м растворе полностью диссоциирована по второй ступени, поэтому гидроанионов HSO_4^- в растворе практически нет.

В к о н ц е н т р и р о в а н н о м растворе степень диссоциации сильно уменьшается (и для первой, и для второй ступеней) и появляется заметная концентрация как молекул (H_2SO_4), так и гидроанионов (HSO_4^-):

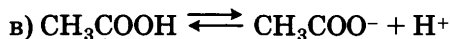
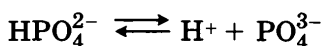
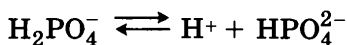
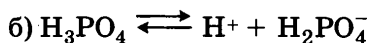
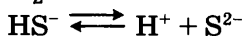
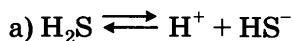


и поэтому складывать уравнения этих стадий нельзя. К *слабым кислотам* относятся



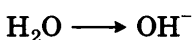
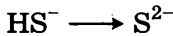
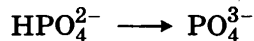
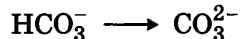
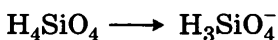
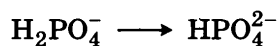
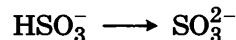
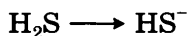
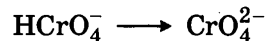
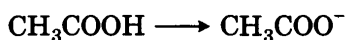
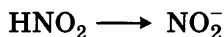
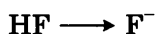
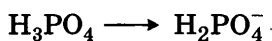
и некоторые другие.

Примеры уравнений их диссоциации:

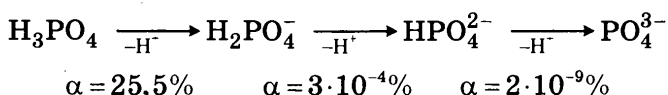


(образование ионов H_3O^+ опущено, но подразумевается).

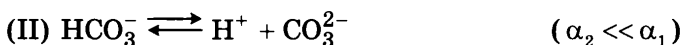
Для слабых кислот степень диссоциации в разбавленном (0,1M) растворе уменьшается от H_3PO_4 до HS^- (указан продукт диссоциации — анион кислоты):



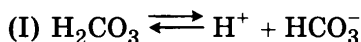
Наибольшая степень диссоциации у кислоты H_3PO_4 по первой ступени ($\alpha = 23,5\%$), наименьшая — у гидросульфид-иона HS^- , т.е. у кислоты H_2S по второй ступени ($\alpha \approx 1 \cdot 10^{-7}\%$). Вообще для слабой кислоты H_nA степень диссоциации по каждой следующей ступени резко уменьшается по сравнению с предыдущей; например, сравните:



Объяснить этот факт можно исходя из принципа Ле-Шателье (см. раздел 1.4.4). Действительно, если



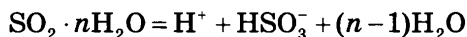
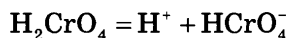
то значительно более высокая концентрация ионов H^+ на стадии I создает избыток ионов H^+ для стадии II и очень сильно подавляет (сдвигает влево) равновесие (II):



и тем самым уменьшает степень диссоциации ($\alpha_2 \ll \alpha_1$). Следовательно (очень важный вывод!), в растворе H_2CO_3 ионов CO_3^{2-} (или, в общем виде, в растворе H_nA — ионов A^{n-}) практически нет.

Диссоциация иона HS^- (а также ионов $\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-}$, HSiO_4^{3-}) протекает почти так же слабо, как и диссоциация самой воды H_2O (поэтому вода включена в список слабых кислот).

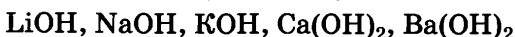
Обратите внимание на то, что в списке отсутствуют молекулы хромовой кислоты H_2CrO_4 и полигидрата диоксида серы $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (называемого традиционно, но неверно сернистой кислотой H_2SO_3). Дело в том, что в разбавленном водном растворе первые стадии диссоциации этих кислот практически необратимы ($\alpha \rightarrow 1$):



другими словами, по первой ступени они диссоциируют как сильные кислоты, а по второй (диссоциация ионов HCrO_4^- , HSO_3^-) — как слабые.

Основания — это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор гидроксид-ионы и никаких других отрицательных ионов не образуют.

К **сильным основаниям** (щелочам) относятся



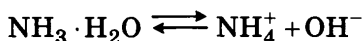
и некоторые другие.

Примеры уравнений их диссоциации:

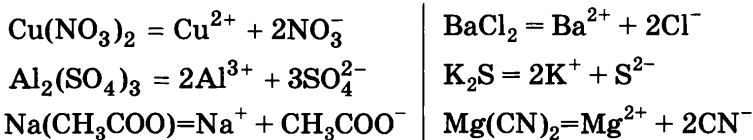


Диссоциация малорастворимых оснований Mg(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Mn(OH)_2 , Fe(OH)_2 и других практического значения не имеет.

Самым известным *слабым основанием* является гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, образующийся при растворении аммиака в воде (встречающиеся в учебной литературе устаревшие и неправильные формула и название этого вещества NH_4OH — гидроксид аммония применять не рекомендуется!). Уравнение его диссоциации:



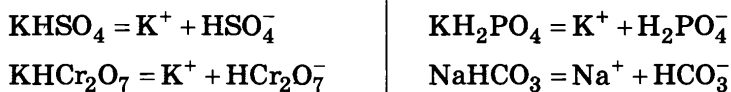
Средние соли — это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор любые катионы, кроме H^+ , и любые анионы, кроме OH^- :



Однако избыток катионов H^+ или анионов OH^- (по сравнению с их количеством в чистой воде, см. ниже) может появиться в водных растворах многих *средних солей* в результате обратимого гидролиза либо по катиону, либо по аниону (о гидролизе подробнее см. разд. 1.4.7).

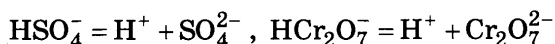
Речь идет только о хорошо растворимых солях. Диссоциация малорастворимых и практически нерастворимых солей значения не имеет.

Кислые соли (большинство из них растворимы в воде) диссоциируют полностью по типу средних солей:

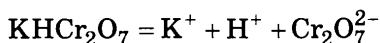
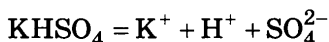


Образующиеся гидроанионы подвергаются, в свою очередь, воздействию воды:

а) если гидроанион принадлежит сильной кислоте, то он сам диссоциирует также полностью:

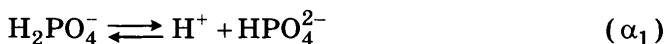


и полное уравнение диссоциации запишется в виде:

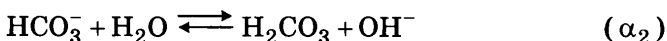
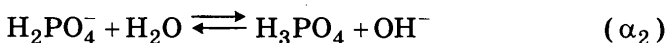


(растворы таких солей обязательно будут кислыми, как и растворы соответствующих кислот);

б) если гидроанион принадлежит слабой кислоте, то его поведение в воде двойственно — либо неполная диссоциация по типу слабой кислоты



либо взаимодействие с водой (называемое обратимым гидролизом)

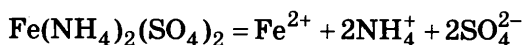
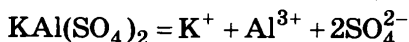


При $\alpha_1 > \alpha_2$ преобладает диссоциация (и раствор соли будет кислым), а при $\alpha_1 < \alpha_2$ — гидролиз (и раствор соли будет щелочным). Так, кислыми будут растворы солей с анионами HSO_3^- , H_2PO_4^- , H_2AsO_4^- и HSeO_3^- , растворы солей с другими анионами (их большинство) будут щелочными.

Вот почему название солей этой группы — кислые — вовсе не предполагает, что все кислые соли будут вести себя в растворе как кислоты (KH_2PO_4 , KHSO_3 , KHCrO_4 и др.), некоторые кислые соли проявляют свойства оснований (например, KHCO_3 , K_2HPO_4 , NaHS и др.); гидролиз гидроанионов и расчет отношения между α_1 и α_2 изучаются только в высшей школе.

Основные соли $\text{MgCl}(\text{OH})$, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ и другие в своем большинстве практически нерастворимы в воде, и обсуждать их поведение в водном растворе невозможно.

Двойные соли — это электролиты, которые при диссоциации в отличие от средних солей поставляют в водный раствор два любых вида катионов, кроме H^+ :



Значение α зависит от природы и концентрации электролита, а также от температуры раствора.

Установлено, что при повышении температуры раствора и уменьшении концентрации растворенного вещества (т.е. при разбавлении раствора) степень диссоциации увеличивается.

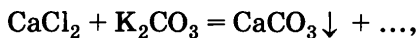
Нагревание растворов способствует разрыхлению связей в молекулах слабых электролитов, вследствие чего на ионы распадается большее число молекул электролита. При разбавлении растворов водой увеличившееся число молекул воды способствует диссоциации большего числа молекул слабого электролита; это иллюстрирует описанная выше диссоциация H_2SO_4 в концентрированном и в разбавленном растворах.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

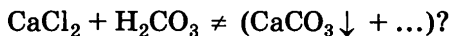
1. Составьте уравнения электролитической диссоциации:

- а) сильных кислот HBr , $HClO_3$, H_2SeO_4 , $HMnO_4$
- б) слабых кислот $HBrO$, HF , H_2S , HNO_2 , H_2SeO_3 , H_3PO_4
- в) сильных оснований $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $LiOH$
- г) солей $Cu(NO_3)_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $AlCl_3$, CuF_2
- д) двойных солей $KAl(SO_4)_2$, $Rb_2Zn(SO_4)_2$, $KMgCl_3$
- е) кислых солей $NaHSO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, Na_2HPO_4 , $Ba(HS)_2$

2. Почему протекает реакция



но не протекает реакция



3. Почему обратимая диссоциация H_2S в растворе протекает, а в присутствии избытка HCl не протекает?

4. Имеются два раствора уксусной кислоты, в которых степень диссоциации растворенного вещества равна 1,34% и 4,25%. Укажите (не прибегая к расчету), в каком из растворов объемом 0,25 л содержится больше катионов водорода.

ТЕСТЫ

5–8. Электролитическая диссоциация

5. гидроксида бария 7. сульфата алюминия-калия
6. угольной кислоты 8. ортофосфорной кислоты

протекает в следующее число стадий:

- 1) 1 3) 3
2) 2 4) 4

9. В сероводородной воде содержится набор частиц растворенного вещества

- 1) H_2S , S^{2-} , H^+ , OH^- 3) H_3S^+ , HS^- , H_2S , H^+
2) H^+ , HS^- , S^{2-} , H_2O 4) H_2S , HS^- , S^{2-} , H^+

10. В водном растворе из каждых 100 молекул образуется 100 катионов водорода для вещества

- 1) H_2CO_3 3) HNO_3
2) HNO_2 4) H_3PO_4

11–14. В разбавленном растворе сильной кислоты

11. HNO_3 (0,41 моль) 13. H_2SO_4 (0,32 моль)
12. HClO_4 (0,32 моль) 14. HCl (0,82 моль)

из указанного (в скобках) количества вещества образуется количество катиона водорода (моль), равное (решить устно)

- 1) 0,32 2) 0,41 3) 0,64 4) 0,82

15–18. В уравнении диссоциации слабой кислоты

15. H_3PO_4 17. H_4SiO_4
16. H_2SeO_3 18. HF

сумма коэффициентов равна

- 1) 3 3) 9
2) 6 4) 12

19–22. Для диссоциации в растворе двух щелочей набора

19. NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 21. KOH , LiOH
20. $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 22. CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$

общая сумма коэффициентов в обоих уравнениях составляет

- 1) 5 3) 7
2) 6 4) 8

23. В известковой воде содержится набор частиц

- | | |
|--|--|
| 1) CaOH^+ , Ca^{2+} , OH^- | 3) Ca^{2+} , H_2O , O^{2-} |
| 2) Ca^{2+} , OH^- , H_2O | 4) CaOH^+ , O^{2-} , H^+ |

24. Наибольшее количество иона PO_4^{3-} можно обнаружить в растворе, содержащем 0,1 моль

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| 1) NaH_2PO_4 | 3) H_3PO_4 |
| 2) Na_2HPO_4 | 4) Na_3PO_4 |

25–28. При диссоциации одной формульной единицы соли

- | | |
|---------------------------------------|----------------------------------|
| 25. NH_4NO_3 | 27. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ |
| 26. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | 28. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ |

число образующихся ионов равно

- | | |
|------|------|
| 1) 2 | 3) 4 |
| 2) 3 | 4) 5 |

29–32. В уравнении диссоциации соли

- | | |
|---------------------------|----------------------------------|
| 29. NH_4I | 31. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| 30. FeBr_3 | 32. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ |

сумма коэффициентов равна

- | | | | |
|------|------|------|------|
| 1) 3 | 2) 4 | 3) 5 | 4) 6 |
|------|------|------|------|

33–36. В растворе, приготовленном из 0,2 моль соли

33. хлорид меди(II)
34. ортофосфат калия
35. нитрат хрома(III)
36. фторид серебра(I)

количество аниона (моль) равно (решить устно)

- | | | | |
|--------|--------|--------|--------|
| 1) 0,2 | 2) 0,4 | 3) 0,6 | 4) 0,8 |
|--------|--------|--------|--------|

37. В водном растворе электролитом может быть

- | | | | |
|-----------------------------|-----------------|--|-------------------------|
| 1) CCl_2F_2 | 2) HCN | 3) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 4) N_2O |
|-----------------------------|-----------------|--|-------------------------|

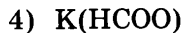
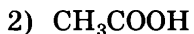
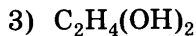
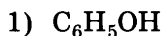
38. В водном растворе диссоциирует

- | | |
|--|------------------|
| 1) $(\text{CH}_3\text{NH}_3)\text{Cl}$ | 3) I_2 |
| 2) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | 4) CF_4 |

39. Больше число ионов Br^- обнаруживают в растворе, содержащем 0,3 моль вещества

- | | |
|---|---------------------------|
| 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ | 3) NH_4Br |
| 2) $\text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3(\text{OH})$ | 4) AgBr |

40. Сильный электролит в водном растворе — это

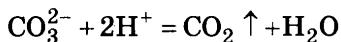
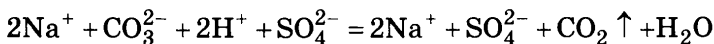
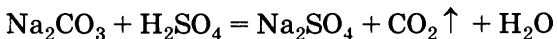


1.4.6. Реакции ионного обмена

Химические реакции в растворах электролитов (кислот, оснований и солей) протекают при участии ионов. Если такие реакции не сопровождаются изменением степеней окисления, они называются *реакциями ионного обмена*.

В соответствии с *правилом Бертолле* ионные реакции протекают практически необратимо, если образуются твердые малорастворимые вещества (они выпадают в осадок), легколетучие вещества (они выделяются в виде газов) или растворимые вещества — слабые электролиты (в том числе и вода).

Реакцию обмена в растворе принято изображать тремя уравнениями: *молекулярным, полным ионным и кратким ионным* (подробнее см. текст раздела 1.4.1). В ионном уравнении слабые электролиты, газы и малорастворимые вещества изображают молекулярными формулами. Образование осадков отмечают знаком (\downarrow), образование газов — знаком (\uparrow):

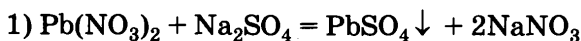


В дальнейшем мы будем опускать полные ионные уравнения (вторая строчка в примере), оставляя только молекулярное и краткое ионное уравнения реакций (первая и третья строчки примера).

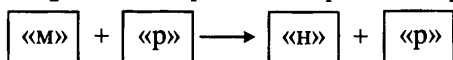
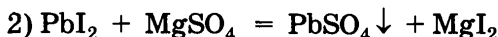
При написании ионных уравнений следует обязательно руководствоваться таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде (Приложение 3), т.е. обязательно проверять растворимость реагентов и продуктов, отмечая это в уравнениях.

Следует иметь в виду, что реакции ионного обмена между солями с образованием осадков протекают во всех тех случаях, когда растворимость реагентов выше, чем растворимость одно-

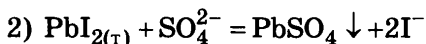
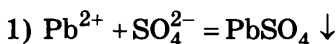
го из продуктов. При заданном катионе, например Pb^{2+} , осадок, например сульфата свинца(II) PbSO_4 , можно получить не только по реакции между хорошо растворимыми реагентами (под веществами указана растворимость:



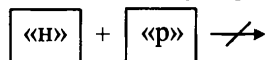
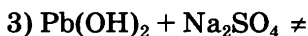
но и при наличии одного малорастворимого реагента:



Краткий ионный вид этих уравнений:

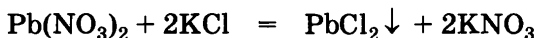


Однако реакции протекать не будут и осадок PbSO_4 не выпадет, если один из подобранных реагентов — практически нерастворимое вещество, как и сам сульфат свинца(II):

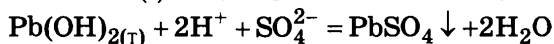
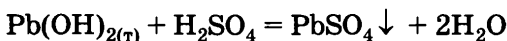


Для получения осадка малорастворимого вещества ($\langle \text{м} \rangle$ в приложении 3) всегда надо выбирать хорошо растворимые реагенты и использовать достаточно концентрированные растворы.

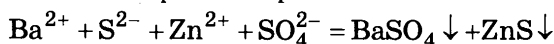
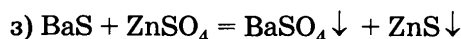
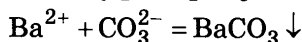
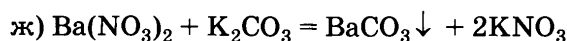
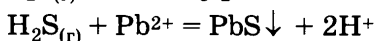
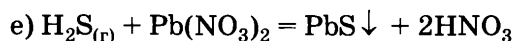
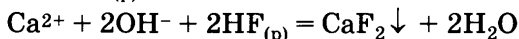
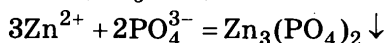
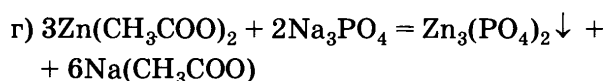
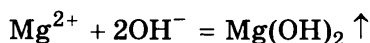
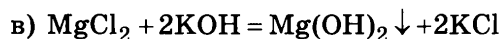
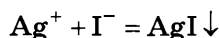
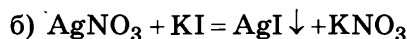
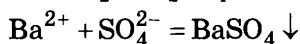
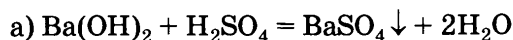
Пример:



Подчеркнем еще раз, что указанное правило подбора реагентов для реакций осаждения справедливо только для солей, а сравнение растворимости — только для солей *одного и того же катиона*. Учтите, что данное правило не относится к реакциям нейтрализации; например, осадок PbSO_4 выпадет при обработке $\text{Pb}(\text{OH})_2$ серной кислотой:

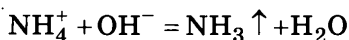
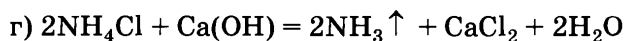
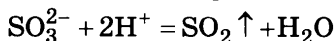
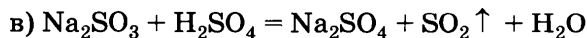
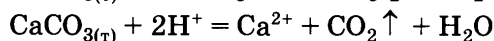
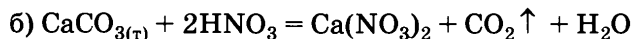
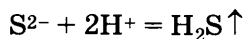
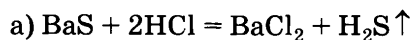


П р и м е р ы реакций с выпадением осадков:

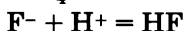
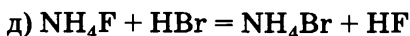
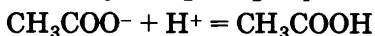
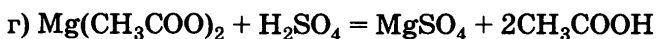
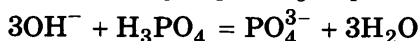
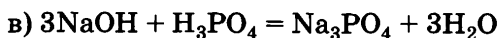
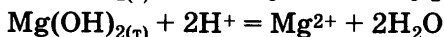
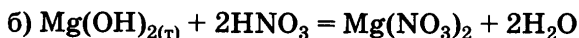
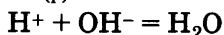


В примерах (д) и (з) полное и краткое ионные уравнения совпадают.

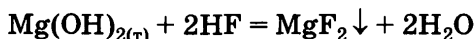
Примеры реакций с выделением газов:



Примеры реакций с образованием слабых электролитов:



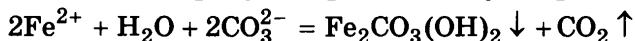
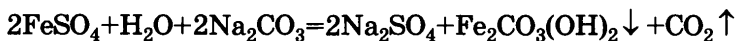
Если реагенты и продукты обменной реакции не являются сильными электролитами, ионный вид уравнения отсутствует, например:



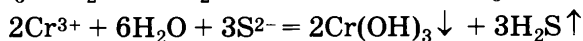
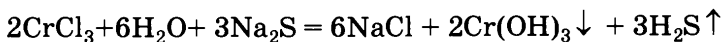
Внимание! Указанные в сводной таблице растворимости малорастворимые («м») и практически нерастворимые («н») соли выпадают в осадок именно в том виде, как они представлены в таблице ($\text{CaF}_2 \downarrow$, $\text{PbI}_2 \downarrow$, $\text{FeS} \downarrow$, $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$, $\text{AlPO}_4 \downarrow$ и т.д.).

Однако в таблице растворимости присутствуют соли, которые, хотя и нерастворимы в воде, но не осаждаются из водного раствора при проведении ионных реакций (т.е. их нельзя получить этим способом).

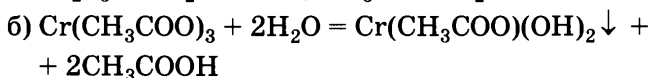
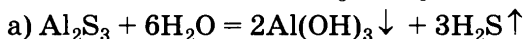
Например, карбонат железа(II) FeCO_3 , полученный «сухим путем» или взятый в виде минерала *сидерит*, при внесении в воду осаждается без видимого взаимодействия. Однако при попытке его получения по обменной реакции в растворе между FeSO_4 и K_2CO_3 выпадает осадок основной соли и выделяется углекислый газ:



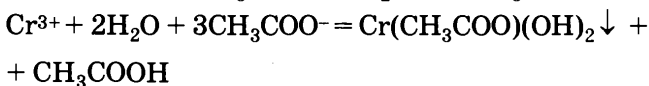
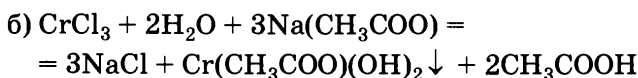
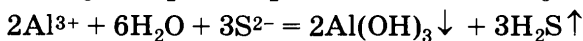
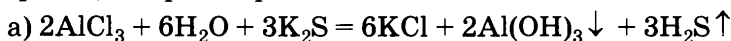
Аналогично сульфид хрома(III) Cr_2S_3 (нерастворимый в воде) не осаждается из раствора:



В таблице растворимости показаны также соли, которые разлагаются водой, — *сульфид* алюминия Al_2S_3 (а также BeS) и *ацетат* хрома(III) $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_3$:

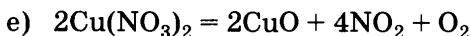
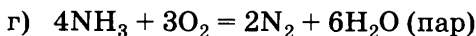
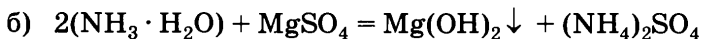
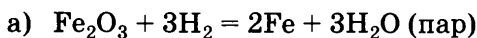


Следовательно, эти соли также нельзя получить по обменной реакции в растворе:

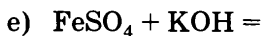
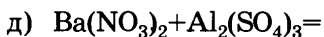
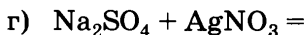
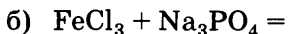
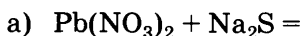


ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите реакции, для которых составление ионных уравнений имеет смысл:



2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций ионного обмена в растворе:



3. Составьте возможные молекулярные уравнения реакций по указанным ионным уравнениям:
- $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$
 - $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} \downarrow$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}$
 - $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
 - $\text{H}^+ + \text{F}^- = \text{HF}_{(\text{p})}$
 - $\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}^- = \text{CrI}_3 \downarrow$
4. Составьте молекулярные уравнения обменных реакций:
- $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{AgNO}_3 =$
 - $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} =$
 - $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 =$
 - $\text{FeSO}_4 + \text{KOH} =$
 - $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + \dots$
 - $\text{Ag}_2\text{CO}_3 + \text{HBr} =$
 - $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 = \text{CaSO}_3 + \text{SO}_2 + \dots$
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
5. Определите, возможно ли (да, нет) совместное существование в водном растворе следующих веществ:
- нитрат бария и сульфат аммония;
 - сульфид кальция и ацетат натрия;
 - гидроксид бария и нитрат магния;
 - ортофосфат калия и нитрат свинца(II);
 - катион серебра(I) и бромид-ион;
 - катион кадмия(II) и гидроксид-ион.

ТЕСТЫ

6–9. Для реакции полной нейтрализации (соль растворима в воде)

- | | |
|--|---|
| 6. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ | 8. $\text{Sr}(\text{OH})_{2(\text{p})} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$ |
| 7. $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{т})} + \text{HBr} \rightarrow \dots$ | 9. $\text{Cr}(\text{OH})_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ |

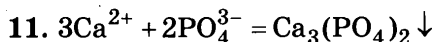
общая сумма коэффициентов во всех уравнениях (молекулярном, полном и кратком ионных) составляет

- | | |
|-------|-------|
| 1) 19 | 3) 30 |
| 2) 21 | 4) 42 |

10. Краткое ионное уравнение $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ отвечает взаимодействию

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ | 3) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ |
| 2) $\text{NaOH} + \text{HNO}_2 \rightarrow \dots$ | 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{KHSO}_4 \rightarrow \dots$ |

11–12. Ионное уравнение



соответствует реакции между

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и K_3PO_4 | 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 |
| 2) CaCl_2 и NaH_2PO_4 | 4) CaCl_2 и K_2HPO_4 |

13. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении



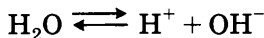
- | | |
|------|------|
| 1) 9 | 3) 7 |
| 2) 8 | 4) 6 |

14–15. В водном растворе не могут существовать совместно два вещества

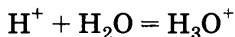
- | | |
|---|--|
| 14. 1) SrBr_2 и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | 3) MnSO_4 и NaI |
| 2) CaCl_2 и $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ | 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KOH |
| 15. 1) CuSO_4 и NH_4F | 3) NaF и AgNO_3 |
| 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и MgCl_2 | 4) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и KI |

1.4.7. Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислотная, нейтральная, щелочная

Химическая среда. Сама вода является электролитом, хотя и очень слабым; при ее электролитической диссоциации образуются равные количества катионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- (автодиссоциация воды):



Свободный катион водорода H^+ (т.е. протон — не химическая частица!) сразу реагирует с молекулой воды, образуя катион оксония H_3O^+ :



(для простоты можно в уравнениях реакций оставлять условную запись H^+).

Катион водорода H^+ представляет собой простейшее ядро — протон p^+ (электронная оболочка катиона H^+ — пустая, $1s^0$). У свободного протона велики подвижность и проникающая способность, в окружении полярных молекул H_2O он не может оставаться свободным. Протон тут же присоединяется к молекуле воды.

Концентрации катиона H^+ и аниона OH^- в чистой воде весьма малы и составляют $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л при $25^\circ C$.

В воде содержание ионов H^+ и OH^- одинаково; в водных растворах кислот появляется избыток ионов H^+ , в водных растворах щелочей — избыток ионов OH^- (за счет диссоциации кислот и оснований).

Типы среды водных растворов:

нейтральная — $c(H^+) = c(OH^-)$

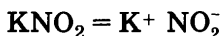
кислотная — $c(H^+) \gg c(OH^-)$

щелочная — $c(H^+) \ll c(OH^-)$

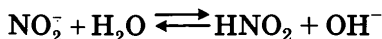
Примеры уравнений диссоциации кислот и щелочей см. в разд. 1.4.5.

Гидролиз солей. Взаимодействие солей с водой, приводящее к появлению кислотной или щелочной среды в водном растворе, но не сопровождающееся образованием осадков или газов, называется *обратимым гидролизом* (С. Аррениус, 1890 г.).

В водном растворе соль сначала диссоциирует на катионы и анионы (необратимая реакция):

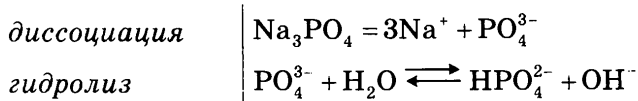


Если среди образовавшихся ионов присутствует анион слабой кислоты (в примере — нитрит-ион NO_2^- слабой кислоты HNO_2), то протекает *гидролиз по аниону*. Этот ион начинает реагировать с водой, создавая щелочную среду (обратимая реакция):



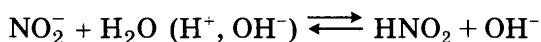
Гидролиз протекает в очень малой степени (в 0,1М растворе KNO_2 степень гидролиза по аниону составляет 0,0014%), но этого оказывается достаточно, чтобы раствор стал **щелочным**.

В растворе Na_3PO_4 также имеет место гидролиз по аниону:

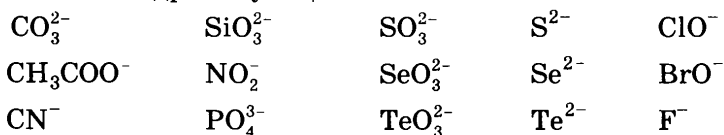


Уравнения 1-го и 2-го этапов — первый из них необратим, второй обратим — складывать нельзя. (Подробнее о записи уравнении гидролиза солей см. в разделе 1.4.1).

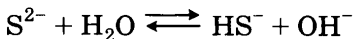
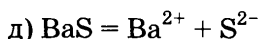
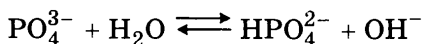
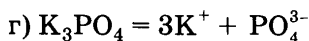
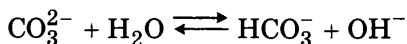
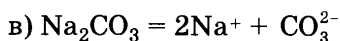
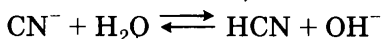
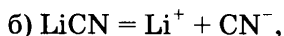
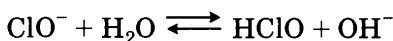
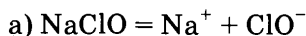
Гидролизу подвергаются анионы только слабых кислот. Такой анион притягивает к себе катион водорода, имеющийся в воде, и образует молекулу этой кислоты, а гидроксид-ион остается свободным:



Список гидролизующихся анионов:



П р и м е р ы:



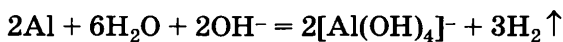
Обратите внимание, что в примерах (в-д) нельзя увеличивать число молекул воды и вместо гидроанионов (HCO_3^- , HPO_4^{2-} , HS^-) писать формулы соответствующих кислот (H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2S). Гидролиз — обратимая реакция, и протекать «до конца» (до образования кислоты H_nA) он не может.

Если бы такая неустойчивая кислота, как H_2CO_3 , образовалась в растворе своей соли Na_2CO_3 , то наблюдалось бы выделение из раствора газа CO_2 ($\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$). Однако при растворении соды в воде образуется прозрачный раствор без газовыделения, что является свидетельством неполноты протекания гидролиза аниона CO_3^{2-} с появлением в растворе только гидроаниона угольной кислоты HCO_3^- .

Степень гидролиза соли по аниону зависит от степени диссоциации продукта гидролиза — кислоты (HNO_2 , HCl , HCN) или ее гидроаниона (HCO_3^- , HPO_4^{2-} , HS^-); чем слабее кислота, тем выше степень гидролиза. Например, ионы CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и S^{2-} подвергаются гидролизу в большей степени (в 0,1М растворах = 5%, 37% и 58% соответственно), чем ион NO_2^- , так как диссоциация H_2CO_3 и H_2S по 2-й ступени, а H_3PO_4 по 3-й ступени (т.е. диссоциация ионов HCO_3^- , HS^- и HPO_4^{2-}) протекает значительно хуже, чем диссоциация кислоты HNO_2 . Поэтому растворы, например Na_2CO_3 , K_3PO_4 и BaS , будут сильнощелочными (в чем легко убедиться по мылкости раствора соды на ощупь).

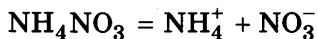
Итак, соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, подвергаются гидролизу по аниону и создают в растворе щелочную среду.

Если в концентрированный раствор сильно гидролизующейся по аниону соли, например Na_2CO_3 , внести алюминий, то последний (вследствие амфотерности) прореагирует с OH^- :

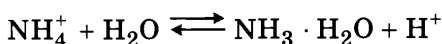


и будет наблюдаться выделение водорода. Это — дополнительное доказательство протекания гидролиза иона CO_3^{2-} (ведь в раствор Na_2CO_3 мы не добавляли щелочь NaOH !).

Рассмотрим теперь гидролиз по катиону. После необратимой диссоциации растворенной соли, содержащей катион слабого основания (для $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — ион NH_4^+)



протекает обратимый гидролиз иона NH_4^+ :



В растворах солей аммония, образованных сильными кислотами, среда будет слабокислотной.

Катионы многих металлов также подвергаются гидролизу и подкисляют растворы их солей, например:

<i>диссоциация</i>	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 = \text{Mn}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
<i>гидролиз</i>	$\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{MnOH}^+ + \text{H}^+$
<i>диссоциация</i>	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = \text{Al}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$
<i>гидролиз</i>	$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$

Список гидролизующихся катионов:

Al^{3+}	Co^{2+}	Fe^{2+}	Hg_2^{2+}	Ni^{2+}
Be^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Mn^{2+}	Pb^{2+}
Cd^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	NH_4^+	Zn^{2+}

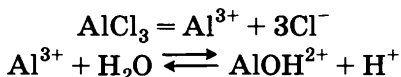
Примеры:

- а) $\text{FeCl}_3 = \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
 $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+ \quad (\alpha = 22,8\%)$
- б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
 $\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+ \quad (\alpha = 3,3\%)$
- в) $\text{ZnBr}_2 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Br}^-$
 $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ \quad (\alpha = 0,05\%)$
- г) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
 $\text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NiOH}^+ + \text{H}^+ \quad (\alpha = 0,001\%)$
- д) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \quad (\alpha = 0,008\%)$

Обратите внимание, что в примерах (а–г) нельзя увеличивать число молекул воды и вместо гидроксокатионов FeOH^{2+} , CrOH^{2+} , ZnOH^+ писать формулы гидроксидов $\text{FeO}(\text{OH})$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Если бы гидроксиды образовались, то из растворов солей FeCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и ZnBr_2 выпали бы осадки, чего не наблюдается (эти соли образуют прозрачные растворы).

Итак, соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, подвергаются гидролизу по катиону и образуют в растворе кислотную среду.

Избыток катионов H^+ легко обнаружить индикатором или измерить специальными приборами. Можно также проделать такой опыт. В концентрированный раствор сильно гидролизующейся по катиону соли, например $AlCl_3$:



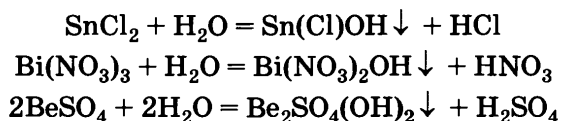
вносится магний или цинк. Последние прореагируют с H^+ :



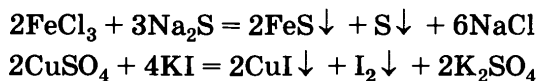
и будет наблюдаться выделение водорода.

Этот опыт — дополнительное свидетельство протекания гидролиза катиона Al^{3+} (ведь в раствор $AlCl_3$ мы не добавляли кислоту!).

Соли, образованные очень сильно гидролизруемыми катионами Sn^{2+} , Bi^{3+} и Be^{2+} , вообще не удастся растворить в воде, так как гидроксокатионы получаются в такой высокой концентрации, что превышает малая растворимость соответствующей основной соли и она выпадает в осадок:



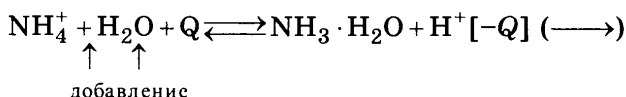
Все случаи гидролиза показаны в Приложении 3. Там же отмечены не полученные никаким способом (т.е. неизвестные науке) соли, например, имевшие бы формулы Fe_2S_3 и CuI_2 , при попытке получения которых по гипотетическим обменным реакциям в растворе в действительности протекают реакции окисления-восстановления:



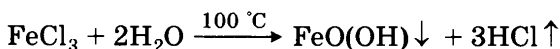
Отметим, что соли, образованные катионами щелочей и анионами сильных кислот, гидролизу не подвергаются, они лишь диссоциируют при растворении в воде. В растворах солей KCl , $NaNO_3$, Na_2SO_4 и BaI_2 среда нейтральная.

Поскольку реакции гидролиза по катиону или по аниону обратимые, состояние равновесия можно сдвигать по принципу Ле-Шателье.

Для увеличения степени гидролиза раствор соли можно либо разбавить (но не до предельного состояния почти чистой воды), либо подогреть (реакция гидролиза — эндотермическая, *эндо-эффект* $-Q$ для наглядности перенесен с обратным знаком в левую часть уравнения):



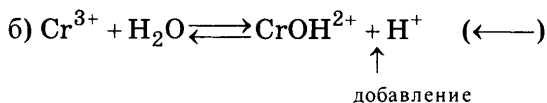
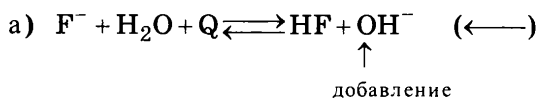
Иногда кипячение раствора приводит к необратимой реакции гидролиза:



Обратите внимание на то, что гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ не существует.

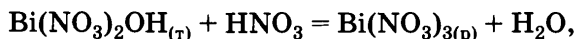
При разбавлении и нагревании раствора степень гидролиза увеличивается.

Для уменьшения степени (для подавления) гидролиза, помимо охлаждения раствора, применяют добавление ионов среды, образующихся вследствие гидролиза:



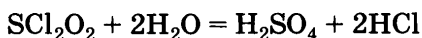
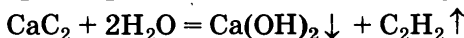
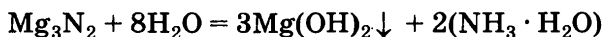
Для сдвига равновесия влево достаточно добавить в раствор (а) немного щелочи, а в раствор (б) немного сильной кислоты. Щелочь создает высокую концентрацию ионов OH^- , а сильная кислота — высокую концентрацию ионов H^+ по сравнению с исходными растворами фторида металла и соли хрома(III). Соли, образующие осадки при гидролизе, можно удерживать в растворе также добавлением кислоты. Например, при гидролизе $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ образуется осадок основной соли $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2\text{OH}$ (уравне-

ние реакции приведено выше). Добавление азотной кислоты переводит основную соль в раствор:

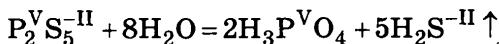


но это будет уже раствор $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ не в воде, а в разбавленной азотной кислоте.

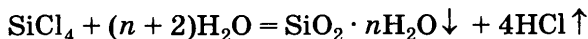
Гидролиз бинарных соединений. Многие вещества, относимые к типу бинарных соединений, не являющихся солями (см. раздел 2.1), не могут существовать в водном растворе вследствие протекания *полного гидролиза*:



Обратите внимание, что в реакциях гидролиза степени окисления элементов не меняются:



Реакции гидролиза бинарных соединений необратимы, и разложение бинарных соединений полное, поэтому следует оберегать бинарные соединения от воздействия воды и влажного воздуха. Так, если открыть склянку с жидким тетрахлоридом кремния



то появляется белый дым — частички $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Имеет ли (да, нет) смысл обсуждать гидролиз соли, если она практически нерастворима в воде?
2. Из солей NaF , KI , BaF_2 , KNO_3 , KNO_2 , Na_2SO_3 , BaSO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, K_2S , FeS , NaClO , K_2CO_3 , MgCO_3 выберите те, которые подвергаются гидролизу по аниону.
3. Из солей AgBr , FeBr_3 , CuSO_4 , PbSO_4 , AlCl_3 , AlF_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KClO_3 , AgCl , NH_4Cl , Na_2SO_4 , ZnSO_4 , ZnF_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ выберите те, которые подвергаются гидролизу по катиону.

4. Составьте уравнения гидролиза солей:

сульфат марганца(II)	нитрат железа(III)
бромид аммония	карбонат цезия
нитрит калия	ацетат калия
сульфат диаммония-цинка(II)	
ортофосфат рубидия	

5. Составьте уравнения гидролиза солей NaCH_3COO , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, K_2CO_3 , Rb_2SO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , Na_2S , CrCl_3 , $\text{Mn}(\text{ClO}_4)_2$, KF . Укажите среду раствора.

6. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций полного гидролиза бинарных соединений (ответы — сумма коэффициентов):

- а) $\text{Li}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{LiOH} + \text{NH}_3 \uparrow$
- б) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{PH}_3 \uparrow$
- в) $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{CH}_4 \uparrow$
- г) $\text{BCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{B}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{HCl} \uparrow$
- д) $\text{PCl}_3\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
- е) $\text{IF}_7 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_5\text{IO}_6 + \text{HF}$
- ж) $\text{SF}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + \text{HF}$
- з) $\text{SCl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$

ТЕСТЫ

7. Не гидролизуются соли калия

- | | |
|------------|------------|
| 1) сульфид | 3) сульфат |
| 2) сульфит | 4) иодид |

8. Не гидролизуются хлориды

- | | |
|-------------|----------------|
| 1) бария | 3) железа(III) |
| 2) алюминия | 4) лития |

9. Соли, которые не подвергаются гидролизу, — это

- | | |
|--------------------|--------------------------------|
| 1) FeBr_2 | 3) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ |
| 2) NaBr | 4) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ |

10. Соли, которые подвергаются гидролизу, — это

- | | | | |
|--------------------|--------------------|-------------------|----------------|
| 1) FeSO_4 | 2) BaSO_4 | 3) CaF_2 | 4) KF |
|--------------------|--------------------|-------------------|----------------|

- 11–12. В ряду солей $\text{LiBr(A)} - \text{SrS(B)} - \text{PbS(B)} - \text{MnBr}_2(\Gamma) - \text{NaCH}_3\text{COO(Д)} - \text{NaNO}_3(\text{E})$
11. подвергающиеся гидролизу
12. не подвергающиеся гидролизу
- перечислены в наборе
- 1) АБВ 2) ГДЕ 3) АВЕ 4) БГД
13. При гидролизе соли по аниону взаимодействует с водой
- 1) анион любой кислоты
- 2) анион любой слабой кислоты
- 3) анион любой сильной кислоты
- 4) не знаю
14. Соли, которые гидролизуются по аниону, — это
- 1) MnCl_2 2) AgF 3) KClO_4 4) KClO
- 15–16. В ряду солей $\text{NaI(A)} - \text{NaF(B)} - \text{K}_2\text{SiO}_3(\text{B}) - \text{Al(NO}_3)_3(\Gamma) - \text{LiClO(Д)} - \text{PbI}_2(\text{E})$
15. гидролизующиеся по аниону
16. не гидролизующиеся по аниону
- перечислены в наборе
- 1) БВД 2) ВДЕ 3) АГЕ 4) АБГ
17. При гидролизе ортофосфата натрия образуется
- 1) HPO_4^{2-} 3) H_3PO_4
- 2) H_2PO_4^- 4) не знаю
18. Соль, в растворе которой можно обнаружить гидроксид-ионы и молекулы галогеноводорода, — это
- 1) NaI 2) NaCl 3) NaBr 4) NaF
19. При гидролизе соли по катиону взаимодействует с водой
- 1) катион щелочи
- 2) катион гидроксида любого металла
- 3) катион любого гидроксида металла, кроме щелочей
- 4) не знаю
20. Соли, которые гидролизуются по катиону, — это
- 1) CaBr_2 3) NH_4NO_3
- 2) FeBr_3 4) KNO_3

- 21–22.** В ряду солей $\text{Cs}_2\text{SO}_3(\text{A}) - \text{CrCl}_3(\text{B}) - \text{CaF}_2(\text{B}) - \text{NiSO}_4(\text{Г}) - \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{Д}) - \text{Ca}(\text{ClO})_2(\text{E})$
- 21.** гидролизующиеся по катиону
- 22.** не гидролизующиеся по катиону
- перечислены в наборе
- 1) БГД 2) АГЕ 3) БВД 4) АВЕ
- 23.** При гидролизе хлорида хрома(III) образуется
- 1) $\text{Cr}(\text{OH})_2^+$ 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 2) CrOH^{2+} 4) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$
- 24–27.** В системе двух уравнений — диссоциации и собственно гидролиза
- 24.** цианида бария
- 25.** ортофосфата калия
- 26.** фторида цезия
- 27.** сульфата алюминия-калия
- общая сумма коэффициентов равна
- 1) 6 2) 7 3) 8 4) 9
- 28–29.** В растворе соли, гидролизуемой
- 28.** по катиону
- 29.** по аниону
- химическая среда
- 1) щелочная 3) нейтральная
- 2) кислотная 4) может быть любой
- 30.** Кислым будет раствор
- 1) NaF 3) NaNO_2
- 2) NaNO_3 4) HNO_2
- 31.** Кислотную среду имеют растворы
- 1) Na_2SO_4 2) ZnSO_4 3) AlCl_3 4) BaCl_2
- 32.** Щелочным будет раствор
- 1) K_2CO_3 3) NaHSO_4
- 2) KBr 4) FeSO_4
- 33.** Щелочную среду имеют растворы
- 1) FeSO_4 3) K_2SO_3
- 2) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$ 4) K_2CO_3

34–36. В растворе

34. перхлората кальция

36. сульфата железа(III)

35. фторида серебра(I)

среда будет

1) кислотной

3) щелочной

2) нейтральной

4) не знаю

37–39. В растворах солей набора

37. MnCl_2 , NaHSeO_4 , NH_4BrO_4

38. $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$, Na_2SeO_4 , RbNO_3

39. $\text{Ba}(\text{CN})_2$, Cs_2SiO_3 , K_2CrO_4

химическая среда будет

1) щелочной

3) кислотной

2) нейтральной

4) не знаю

40. Нейтральным будет раствор

1) K_2SO_3

2) AlCl_3

3) Li_2SO_4

4) KHCO_3

41. Нейтральные растворы в воде образуют (по отдельности) обе соли набора

1) BaCl_2 , $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$

3) CaI_2 , NH_4Br

2) K_3PO_4 , SrCl_2

4) Na_2SO_3 , KNO_2

42. В конечном растворе среда будет кислотной после реакций

1) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \dots$

2) $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HF} = \dots$

4) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \dots$

43. Среда станет нейтральной после смешивания равных объемов 0,1M растворов

1) KOH , HNO_3

3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HNO_3

2) KOH , H_2SO_4

4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2SO_4

44. Установите соответствие между солью и ее способностью к гидролизу.

СОЛЬ

ГИДРОЛИЗ

A) NH_4NO_2

1) по катиону

B) NaCH_3COO

2) по аниону

B) LiI

3) по катиону и аниону

Г) ZnSO_4

4) не протекает

45. Установите соответствие между солью и ее способностью к гидролизу.

СОЛЬ

- А) перхлорат рубидия
- Б) фторид аммония
- В) сульфат хрома(III)
- Г) карбонат цезия

ГИДРОЛИЗ

- 1) по катиону
- 2) по аниону
- 3) по катиону и аниону
- 4) не протекает

46. Установите соответствие между солью и средой водного раствора.

СОЛЬ

- А) KCN
- Б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- В) Na_2SO_3
- Г) KNO_3

СРЕДА

- 1) щелочная
- 2) кислотная
- 3) нейтральная
- 4) может стать любой

47. Установите соответствие между солью и средой водного раствора.

СОЛЬ

- А) сульфид бария
- Б) сульфат железа(II)
- В) ортофосфат калия
- Г) бромид стронция

СРЕДА

- 1) кислотная
- 2) нейтральная
- 3) щелочная
- 4) может стать любой

48. Установите соответствие между солью и концентрацией катиона водорода после растворения соли в воде.

СОЛЬ

- А) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$
- Б) Li_2S
- В) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- Г) NaI

КОНЦЕНТРАЦИЯ

- 1) не изменится
- 2) может быть любой
- 3) уменьшится
- 4) увеличится

49. Установите соответствие между солью и концентрацией гидроксид-иона после растворения соли в воде.

СОЛЬ

- А) Na_3PO_4
- Б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- В) Na_2CO_3
- Г) CaBr_2

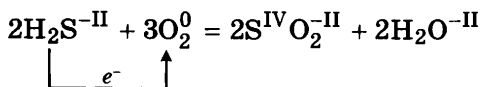
КОНЦЕНТРАЦИЯ

- 1) увеличится
- 2) уменьшится
- 3) не изменится
- 4) может стать любой

1.4.8. Окислительно-восстановительные реакции. Коррозия металлов и способы защиты от неё

Окислители и восстановители

Окислительно-восстановительные реакции протекают с одновременным повышением и понижением степеней окисления элементов и сопровождаются передачей электронов:



Повышение степени окисления элемента в ходе реакции, отвечающее потере электронов атомами этого элемента, называют *окислением*: $\text{S}^{-\text{II}} - 6e^- = \text{S}^{\text{IV}}$. В данном примере $\text{S}^{-\text{II}}$ окисляется до S^{IV} .

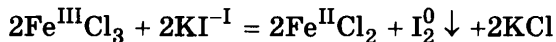
Понижение степени окисления элемента в ходе реакции, отвечающее присоединению электронов атомами этого элемента, называется *восстановлением*: $\text{O}^0 + 2e^- = \text{O}^{-\text{II}}$. В данном примере O^0 восстанавливается до $\text{O}^{-\text{II}}$.

Вещество, частицы которого содержат окисляющиеся атомы, выполняет в реакции функцию *восстановителя*. В данном примере восстановитель — сероводород H_2S .

Вещество, частицы которого содержат восстанавливающиеся атомы, выполняет в реакции функцию *окислителя*. В данном примере окислитель — молекулярный кислород O_2 .

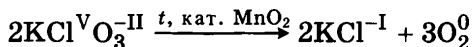
Различают несколько типов окислительно-восстановительных реакций.

Чаще всего такие реакции бывают *межмолекулярными*, в них функции окислителя и восстановителя разделены между веществами:



(здесь FeCl_3 — окислитель, KI — восстановитель).

Реакции, в которых внутри одного вещества атомы одного элемента окисляются, а атомы другого — восстанавливаются, называются *внутримолекулярными*:



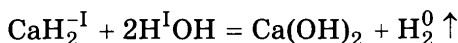
(здесь функции окислителя и восстановителя совмещены в реагенте KClO_3).

Если атомы одного из элементов вещества и окисляются, и восстанавливаются, то это — реакции *дисмутации*:



(здесь Cl^{V} окисляется до Cl^{VII} и одновременно восстанавливается до Cl^{-1}).

Когда в окислителе и восстановителе присутствуют атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления, а в результате реакции получают продукт, где элемент имеет промежуточную степень окисления, то это — реакция *конмутации*:



(здесь H^{-1} окисляется, а H^{I} восстанавливается до H^0 , степень окисления 0 — промежуточная между -1 и $+1$).

Вещества, являющиеся окислителями во многих реакциях, представляют собой *типичные (сильные) окислители*. К ним относятся F_2 , Cl_2 , O_2 , KClO_3 , HClO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , KMnO_4 , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PbO_2 и др. *Типичными (сильными) восстановителями* являются H_2 , C (графит), Zn , Al , Ca , KI , HCl (конц.), H_2S , CO и др.

Многие вещества могут в большом числе реакций проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. К таким веществам принадлежат KNO_2 , H_2O_2 , SO_2 , Na_2SO_3 и др.

Окислительно-восстановительные свойства веществ связаны с положением элементов в Периодической системе Д.И. Менделеева. Простые вещества — неметаллы обладают большими окислительными свойствами, а металлы — большими восстановительными свойствами (O_2 , Cl_2 — окислители; Na , Ba , Al и Zn — восстановители).

В каждой группе Периодической системы элемент с большим порядковым номером будет обладать и б о л ь ш и м и восстановительными свойствами в своей группе, а элемент с меньшим порядковым номером — б о л ь ш и м и окислительными свойствами. Так, кальций Ca — более сильный восстановитель, чем магний Mg , молекулярный хлор Cl_2 — более сильный окислитель, чем иод I_2 .

Соединения, содержащие атомы элементов в низкой степени окисления, будут восстановителями за счет этих атомов,

например NH_3 — восстановитель за счет азота (–III), H_2S — за счет серы(–II), KI — за счет иода (–I) и т.д.

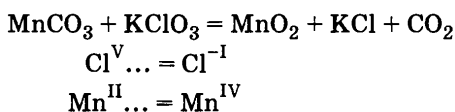
Соединения, включающие атомы элементов в высокой степени окисления, будут окислителями, например HNO_3 — окислитель за счет азота(+V), KMnO_4 — за счет марганца(+VII), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — за счет хрома(+VI) и т.д.

Подбор коэффициентов в уравнениях реакций

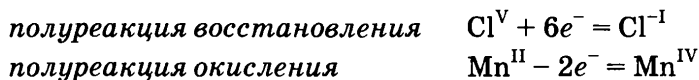
Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций проводится *методом электронного баланса*.

Метод состоит из нескольких этапов:

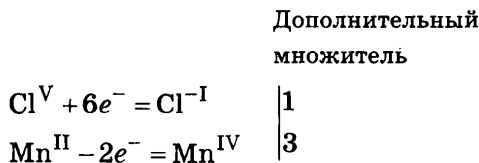
а) записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые повышают и понижают свою степень окисления, и выписывают их отдельно:



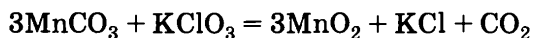
б) составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции:



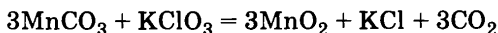
в) подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций так, чтобы закон сохранения заряда выполнялся для реакции в целом (т.е. число принятых электронов в полуреакции восстановления равно числу отданных электронов в полуреакции окисления):



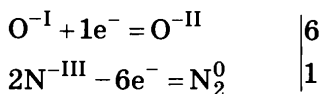
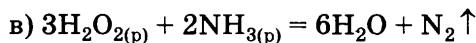
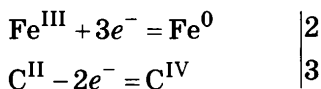
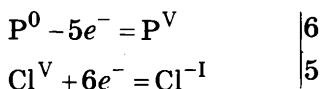
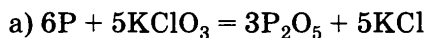
г) проставляют (по найденным множителям) стехиометрические коэффициенты в схему реакции (коэффициент 1 опускается):



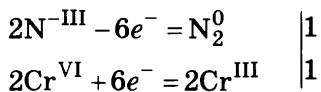
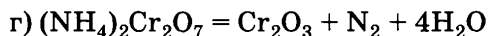
д) уравнивают числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления (если таких элементов два, то достаточно уравнивать число атомов одного из них, а по второму провести проверку). Получают уравнение химической реакции с подобранными коэффициентами:



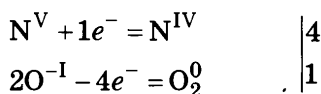
П р и м е р ы:

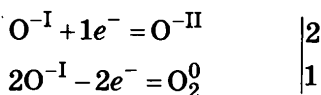
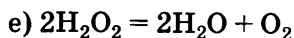


(простые вещества — здесь N_2 — пишут в уравнениях полуреакций в молекулярном виде);

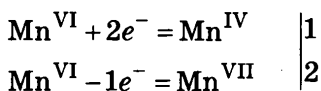


(реакция внутримолекулярного окисления-восстановления, расчет ведут на число атомов в формульной единице реагента — $2\text{N}^{-\text{III}}$ и 2Cr^{VI});

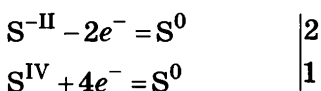
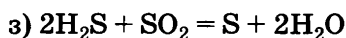




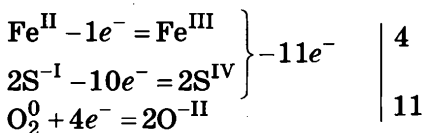
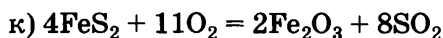
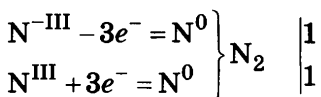
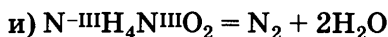
(реакция *дисмутации*, коэффициенты ставят сначала в правую часть уравнения);



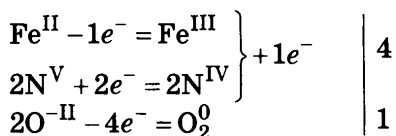
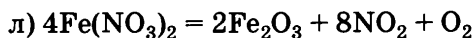
(коэффициент перед K_2MnO_4 находят суммированием числа атомов Mn^{VI} в правой части обоих уравнений полуреакций);



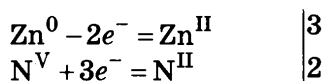
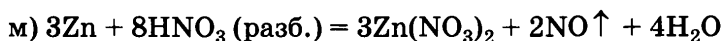
(реакция *конмутации*, коэффициенты ставят сначала в левую часть уравнения);



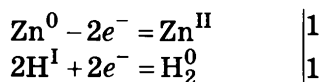
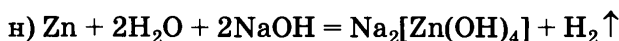
(в FeS_2 окисляются атомы $\text{Fe}^{\text{II}} \rightarrow \text{Fe}^{\text{III}}$ и $\text{S}^{-\text{I}} \rightarrow \text{S}^{\text{IV}}$, расчет ведут на число этих атомов в формуле реагента и суммируют число отданных электронов);



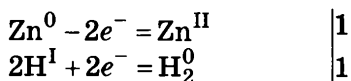
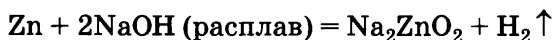
(в реагенте одновременно окисляются атомы первого слева и восстанавливаются атомы второго слева элементов: $\text{Fe}^{\text{II}} \rightarrow \text{Fe}^{\text{III}}$ и $\text{N}^{\text{V}} \rightarrow \text{N}^{\text{IV}}$, расчет ведут на число этих атомов в формуле реагента и алгебраически суммируют число электронов);



(коэффициент для HNO_3 находят суммированием числа атомов N в правой части уравнения);



(в растворе Zn — восстановитель, H_2O — окислитель; в молекуле воды восстанавливается один атом водорода из двух: $\text{H}^{\text{I}}\text{OH} \rightarrow \text{H}^0$);



(в расплаве восстанавливается атом водорода из гидроксид-иона $[\text{OH}^{\text{I}}]^- \rightarrow \text{H}^0$).

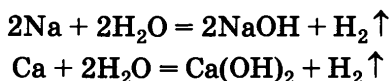
Следует подчеркнуть, что подбор коэффициентов не предполагает установления вида продуктов; наоборот, вначале составляют схему реакции, т.е. устанавливают формулы продуктов, исходя из химических свойств реагентов, а затем подбирают коэффициенты в уравнении реакции.

Ряд напряжений

Электрический ряд напряжений металлов построен по уменьшению восстановительной способности металлов и (одновременно) по увеличению окислительной способности их катионов в водном растворе (см. Приложение 2).

Ряд напряжений позволяет установить:

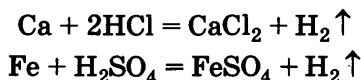
1) будет ли протекать реакция между металлом и водой; металлы, стоящие в ряду левее Mg, т.е. Li, K, Ba, Ca и Na, реагируют с водой по уравнениям:



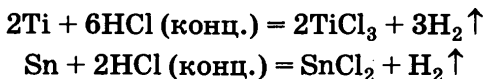
остальные металлы в обычных условиях не реагируют с водой;

2) будет ли протекать реакция с выделением H_2 между металлом и кислотой, которая является окислителем за счет катионов H^+ , такими, как HCl и H_2SO_4 (разбавленная).

HCl (разб.) и H_2SO_4 (разб.) реагируют почти все металлы, стоящие левее водорода, например:



Исключения: металлы Ti и Sn реагируют только с HCl (конц.):



и не реагируют с H_2SO_4 (разб.). Металл Pb, восстановительная активность которого почти равна таковой для водорода, не реагирует с HCl (разб., конц.) и H_2SO_4 (разб.).

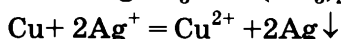
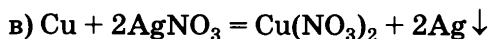
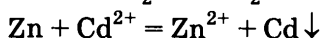
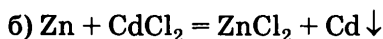
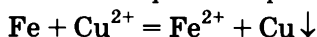
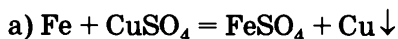
Металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода — Cu, Hg, Ag, Pt и Au, в принципе не вступают во взаимодействие с HCl и H_2SO_4 (разб.) и не вытесняют из них водорода.

Внимание! Из распространенных кислот в реакции с вытеснением водорода не вступают азотная кислота HNO_3 (ни концентрированная, ни разбавленная) и серная кислота H_2SO_4 (конц.);

3) будет ли протекать реакция замещения между металлом и солью другого металла в ее растворе; чем левее нахо-

дится металл в ряду напряжений, тем легче он переходит в состояние катиона и восстанавливает все металлы, стоящие с п р а в а от него (положение металлов относительно водорода не имеет значения). Так, Fe вытесняет металлы Cd — Au (по ряду слева направо) из растворов их солей.

Примеры:

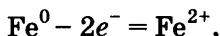


В этих реакциях не используют металлы Li — Na (левая часть ряда), которые будут реагировать не с солями других металлов в растворе, а с водой.

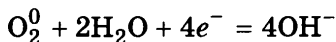
Коррозия металлов

Нежелательным химическим свойством металлов является их *электрохимическая коррозия*, т.е. активное разрушение (окисление) металла при контакте с водой и под воздействием растворенного в ней кислорода (*кислородная коррозия*). Например, широко известна коррозия железных изделий в воде.

Железо при этом окисляется до катионов Fe^{2+} :

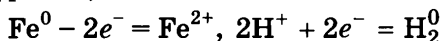


а кислород восстанавливается до ионов OH^- :



Далее в растворе между ними протекают химические реакции, приводящие к образованию твердых рыхлых гидроксидов и оксидов железа (ржавчина), и железо рассыпается в порошок (подробнее см. разд. 2.2).

Аналогично протекает коррозия железа в кислотной среде, например в воде, содержащей растворенные газы CO_2 и SO_2 (*водородная коррозия*):



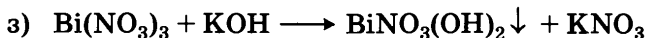
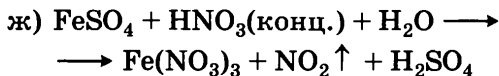
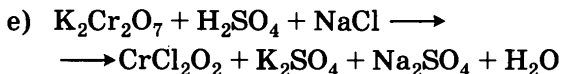
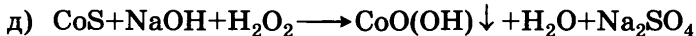
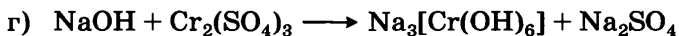
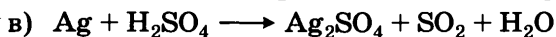
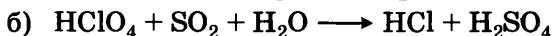
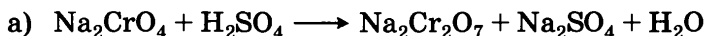
Особенно коррозионно-опасным может быть место контакта двух разнородных металлов — *контактная коррозия*. Между одним металлом, например Fe, и другим металлом, например Sn или Cu, помещенными в воду, возникает гальваническая пара. Поток электронов идет от более активного металла, стоящего левее в ряду напряжений (Fe), к менее активному металлу (Sn, Cu), и более активный металл разрушается (корродирует).

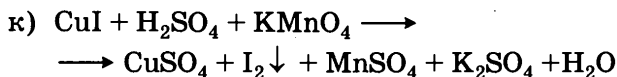
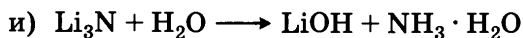
Именно из-за этого ржавеет луженая поверхность консервных банок (железо, покрытое оловом) при хранении во влажной атмосфере и небрежном обращении с ними (железо быстро разрушается после появления хотя бы небольшой царапины, допускающей контакт железа с влагой). Напротив, оцинкованная поверхность железного ведра долго не ржавеет, поскольку даже при наличии царапин корродирует не железо, а цинк (более активный металл, чем железо).

Сопротивление коррозии для данного металла усиливается при его покрытии более активным металлом или при их сплавлении; так, покрытие железа хромом или изготовление сплава железа с хромом устраняет коррозию железа. Хромированное железо и сталь, содержащая хром (*нержавеющая сталь*), имеют высокую коррозионную стойкость.

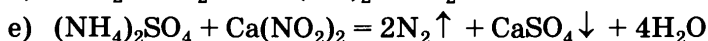
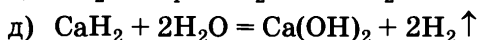
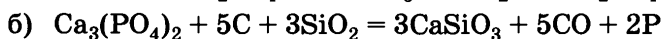
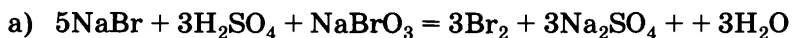
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите, какие реакции являются обменными и какие — окислительно-восстановительными:

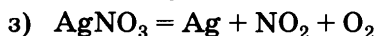
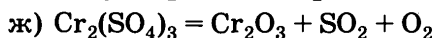
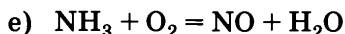
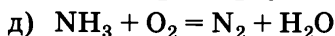
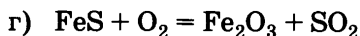
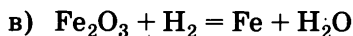
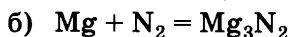
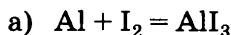




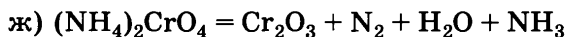
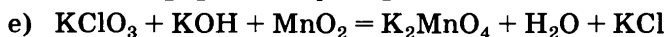
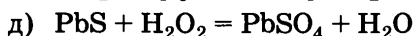
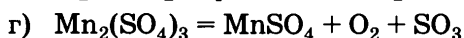
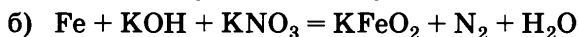
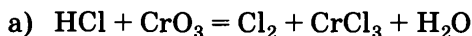
2. Укажите тип окислительно-восстановительных реакций:



3. Подберите коэффициенты методом электронного баланса (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):

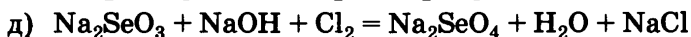
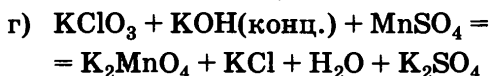
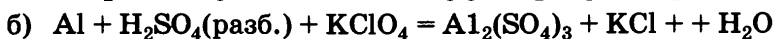


4. Подберите коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):

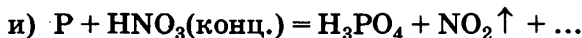
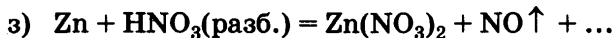
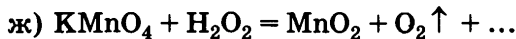
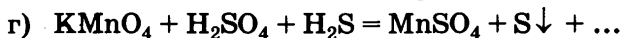
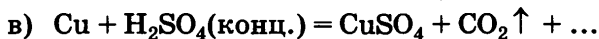
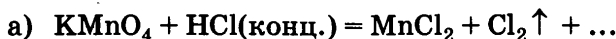


5. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций задания 1 (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях).

6. Подберите коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях).



7. Составьте уравнения реакций с участием типичных окислителей и восстановителей (ответы — сумма коэффициентов в уравнениях):



8. Из ряда металлов Ag, Al, Cr, Cd, Cu, Fe, Mg, Mn, Ni, Ti выберите те, которые вытесняются цинком из растворов их солей.

9. Можно ли (да, нет) хранить раствор медного купороса в железном ведре, а раствор железного купороса — в ведре из меди?

10. После выдерживания в растворе $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ в течение примерно получаса медные предметы становятся как бы серебряными. Составьте уравнение реакции.

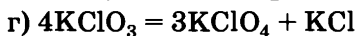
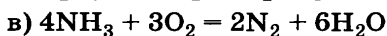
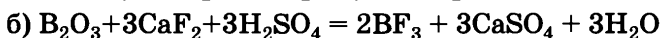
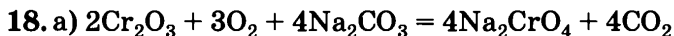
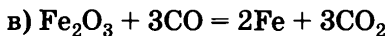
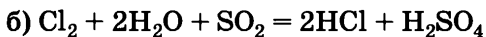
11. На месте стыка деталей из алюминия и железа их соединили методом склёпки. Какой из этих металлов подвергается контактной коррозии?

- 12–13. Укажите, какой металл будет корродировать первым при наличии царапин на поверхности, если
12. цинковая деталь покрыта медью;
13. кобальтовая деталь покрыта хромом.
14. Пластика марганца находится в воде и контактирует с пластинкой меди. Сохранятся ли оба металла в неизменном виде?
15. Поясните процессы контактной коррозии, если
- а) железо покрыто хромом;
 - б) железо покрыто никелем;
 - в) алюминий покрыт магнием;
 - г) цинк покрыт бериллием.

ТЕСТЫ

16. Окислительно-восстановительные процессы — это
- 1) ржавление железа во влажном воздухе
 - 2) образование озона из кислорода
 - 3) электролиз раствора хлорида кальция
 - 4) скисание виноградного вина

- 17–18. В наборе химических процессов



число реакций окисления-восстановления равно

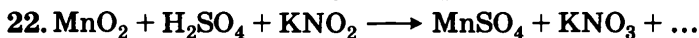
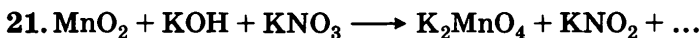
- | | |
|------|------|
| 1) 1 | 3) 3 |
| 2) 2 | 4) 4 |

19–20. Серная кислота в

19. концентрированном 20. разбавленном
растворе — окислитель за счет атомов

- | | |
|-------------------|-------------------|
| 1) водорода(+I) | 3) серы(+VI) |
| 2) кислорода(–II) | 4) всех элементов |

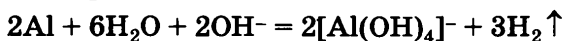
21–22. В реакции окисления-восстановления



исходное вещество MnO_2 выполняет функцию

- | | |
|-------------------|---------------------|
| 1) окислителя | 3) химической среды |
| 2) восстановителя | 4) не знаю |

23–25. В реакции окисления-восстановления



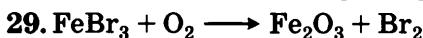
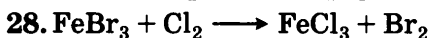
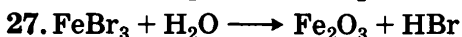
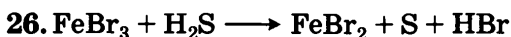
химическая функция

23. алюминия 25. гидроксид-иона

24. воды

- | |
|-----------------------------|
| 1) окислитель |
| 3) среда |
| 2) восстановитель |
| 4) реагент без этих функций |

26–29. В химической реакции



бромид железа(III) подвергается

- | |
|-------------------------------|
| 1) окислению |
| 2) восстановлению |
| 3) окислению и восстановлению |
| 4) обмену ионами |

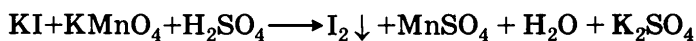
30. В уравнении реакции



коэффициент у формулы окислителя равен

- | | |
|------|-------|
| 1) 4 | 3) 8 |
| 2) 6 | 4) 10 |

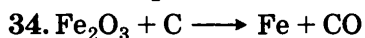
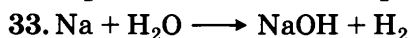
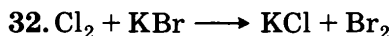
31. В уравнении реакции



коэффициент у формулы восстановителя равен

- 1) 14 2) 10 3) 6 4) 2

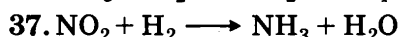
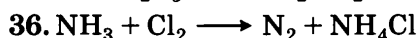
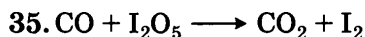
32–34. В уравнении реакции



сумма коэффициентов равна:

- 1) 4 2) 6 3) 7 4) 9

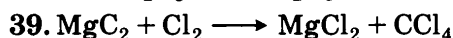
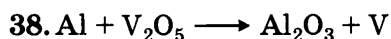
35–37. В уравнении реакции



сумма коэффициентов равна

- 1) 18 2) 15 3) 12 4) 9

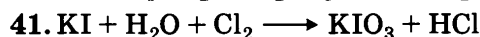
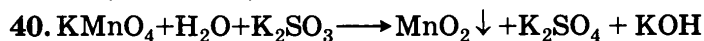
38–39. В уравнении реакции



сумма коэффициентов равна

- 1) 8 2) 13 3) 18 4) 24

40–41. В уравнении реакции



сумма коэффициентов равна

- 1) 9 2) 10 3) 13 4) 14

42–43. Коррозия железа на воздухе

42. усиливается

43. ослабевает

1) в присутствии влаги

3) при контакте с медью

2) в отсутствие влаги

4) при контакте с цинком

44–47. Коррозия стального изделия, покрытого

44. цинком

46. хромом

45. никелем

47. оловом

1) усиливается

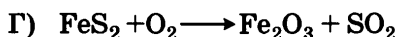
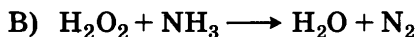
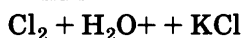
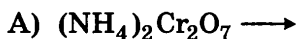
3) не изменяется

2) ослабевает

4) не знаю

48. Установите соответствие между веществом (формула подчеркнута) и его функцией в реакции.

РЕАКЦИЯ

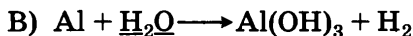
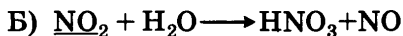
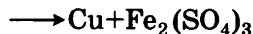
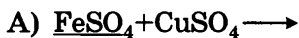


ФУНКЦИЯ

- 1) окислитель
- 2) восстановитель
- 3) среда
- 4) окислитель и восстановитель
- 5) окислитель и среда

49. Установите соответствие между веществом (формула подчеркнута) и его функцией в реакции.

РЕАКЦИЯ

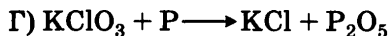
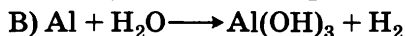
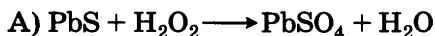


ФУНКЦИЯ

- 1) восстановитель
- 2) окислитель
- 3) окислитель и восстановитель
- 4) среда
- 5) окислитель и среда

50. Установите соответствие между схемой реакции и изменением степени окисления одного из элементов окислителя.

СХЕМА

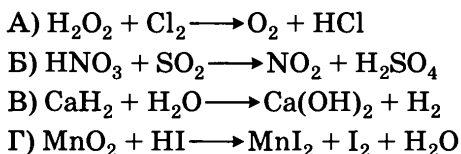


**ИЗМЕНЕНИЕ
СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ**

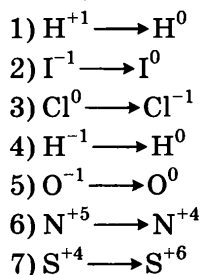
- 1) $\text{O}^{-1} \longrightarrow \text{O}^0$
- 2) $\text{H}^{+1} \longrightarrow \text{H}^0$
- 3) $\text{P}^0 \longrightarrow \text{P}^{+5}$
- 4) $\text{N}^{+5} \longrightarrow \text{N}^{+4}$
- 5) $\text{Cl}^{+5} \longrightarrow \text{Cl}^{-1}$
- 6) $\text{O}^{-1} \longrightarrow \text{O}^{-2}$
- 7) $\text{N}^{+3} \longrightarrow \text{N}^{+2}$

51. Установите соответствие между схемой реакции и изменением степени окисления одного из элементов восстановителя.

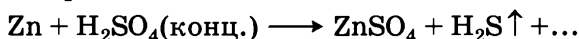
СХЕМА



ИЗМЕНЕНИЕ
СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ

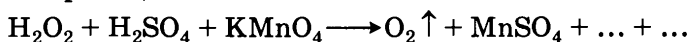


52. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



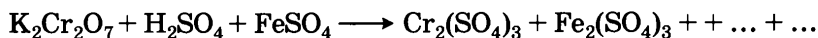
Определите окислитель и восстановитель.

53. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



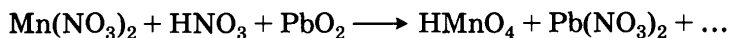
Определите окислитель и восстановитель.

54. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



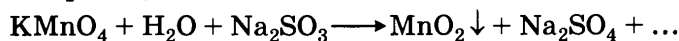
Определите окислитель и восстановитель.

55. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



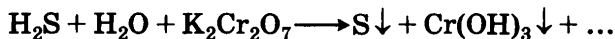
Определите окислитель и восстановитель.

56. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



Определите окислитель и восстановитель.

57. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



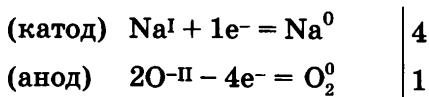
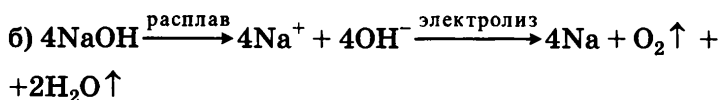
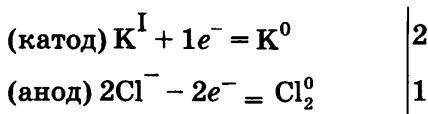
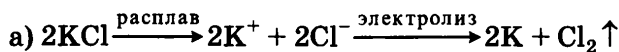
Определите окислитель и восстановитель.

1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)

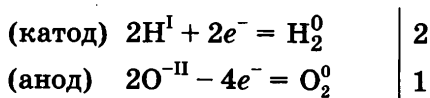
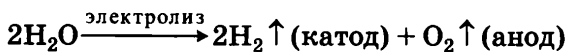
Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через **р а с т в о р ы** или **р а с п л а в ы** электролитов.

На отрицательно заряженном электроде — *катоде* — происходит электрохимическое восстановление частиц (атомов, молекул, катионов), а на положительно заряженном электроде — *аноде* — идет электрохимическое окисление частиц (атомов, молекул, анионов).

П р и м е р ы электролиза расплавов:



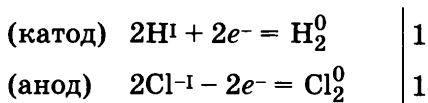
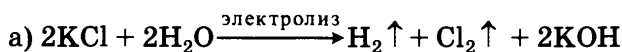
Электролиз воды проводится всегда в присутствии инертного электролита (для увеличения электропроводности очень слабого электролита — воды):



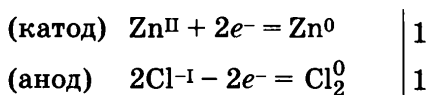
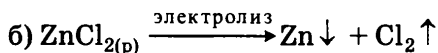
В зависимости от инертного электролита электролиз проводится в нейтральной, кислотной или щелочной среде (например, в присутствии K_2SO_4 , H_2SO_4 или KOH).

При выборе инертного электролита необходимо учесть, что никогда не восстанавливаются на катоде в водном растворе катионы металлов, являющихся типичными восстановителями (например, Li^+ , Cs^+ , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ ; Mg^{2+} , Al^{3+}), и никогда не окисляется на аноде кислород O^{-II} анионов оксокислот с элементом в высшей степени окисления (например, ClO_4^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SiO_4^{4-} , MnO_4^-); вместо них окисляется вода.

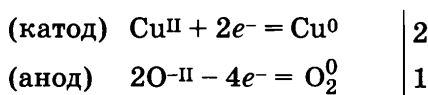
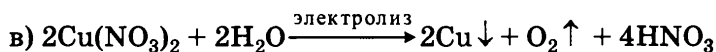
Примеры электролиза растворов солей:



(на аноде окисляются анионы Cl^- , а не кислород O^{-II} молекул H_2O , так как электроотрицательность хлора меньше, чем у кислорода, и следовательно хлор отдает электроны легче, чем кислород);



(на катоде восстанавливается катион Zn^{2+} ; так же ведут себя катионы всех других металлов, стоящие в электрохимическом ряду напряжений правее Al^{3+} , см. Приложение 2);

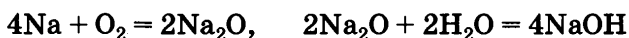


(на катоде восстанавливаются катионы Cu^{2+} , а не водород H^I молекул H_2O , так как медь стоит правее водорода в ряду напряжений, т.е. легче принимает электроны, чем H^I в воде).

Во всех примерах электролиза предполагается, что электроды сделаны из инертного материала (платина, графит); более сложные случаи электролиза с растворимым анодом здесь не рассматриваются.

Подчеркнем еще раз, что электролиз — это окислительно-восстановительная реакция, которая протекает под действием и при участии электрического тока. Уравнения электрохимических реакций отражают те процессы, которые без помощи электрического тока протекать не могут.

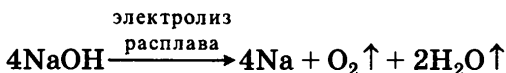
Так, гидроксид натрия NaOH при нагревании никогда сам не разлагается на натрий Na, кислород O₂ и воду H₂O. Если же взять натрий Na и кислород O₂, смесь нагреть, то получим оксид натрия Na₂O, который с водой дает гидроксид натрия NaOH (протекают химические реакции):



или суммарно



Наоборот, под воздействием электрического тока расплавленный NaOH разлагается (протекает электролиз, т.е. электрохимическая реакция):



Обычно в промышленности электролиз как раз и применяют для получения веществ, синтез которых химическим путем либо невозможен, либо затруднен. Так, именно электрохимическим методом получают сегодня все щелочные и щелочноземельные металлы, фтор и хлор, водород и кислород, гидроксиды щелочных элементов (см. выше, электролиз раствора KCl) и многие другие промышленно важные продукты.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте уравнения электролиза расплавов:
 - а) MgCl₂, LiOH, CaBr₂, Ba(OH)₂, NaF, LiH;
 - б) смеси KF и KCl.
2. Составьте уравнения электролиза растворов:
 - а) MgI₂, BaCl₂, KF;
 - б) смеси NaOH и KCl.

3. Почему для получения натрия или калия электролизом используют расплавы, а не водные растворы хлоридов этих элементов?
4. В промышленности хлор получают из хлорида натрия:
 - а) электролизом расплава;
 - б) электролизом раствора.
 Напишите уравнения электрохимических реакций.
5. Проводится электролиз расплава смеси фторида кальция и хлорида натрия. Укажите, какие продукты выделяются на катоде и на аноде.
6. Составьте уравнение электролиза оксида алюминия в расплаве криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Почему при проведении этого процесса не выделяются натрий на катоде и фтор на аноде?

ТЕСТЫ

7. Установите соответствие между смесью исходных веществ и продуктами электролиза ее расплава.

СМЕСЬ

ПРОДУКТЫ

А) $\text{NaF} + \text{KCl}$

1) Mg, F_2

Б) $\text{NaF} + \text{MgCl}_2$

2) H_2, O_2

В) $\text{MgF}_2 + \text{CaF}_2$

3) Na, Cl_2

Г) $\text{NaOH} + \text{NaCl}$

4) H_2, Cl_2

5) Mg, Cl_2

6) Na, F_2

8. Установите соответствие между исходным веществом и продуктом, образующимся на катоде при электролизе раствора.

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО

ПРОДУКТ

А) хлорид цезия

1) ртуть

Б) хлорид ртути(II)

2) кислород

В) хлорная кислота

3) свинец

Г) нитрат свинца(II)

4) цезий

5) водород

6) хлор

9. Установите соответствие между исходным веществом и продуктом, выделяющимся на аноде при электролизе раствора.

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО

ПРОДУКТ

- | | | |
|---------------------|----------|-------------|
| А) хлорид бария | 1) калий | 4) хлор |
| Б) фторид калия | 2) бром | 5) барий |
| В) бромид бария | 3) ртуть | 6) кислород |
| Г) нитрат ртути(II) | | |

10. Установите соответствие между смесью исходных веществ и продуктом, оставшимся в растворе после электролиза.

СМЕСЬ

ПРОДУКТ

- | | |
|-----------------------------------|------------------------|
| А) $\text{MnCl}_2 + \text{CuF}_2$ | 1) хлорид меди(II) |
| Б) $\text{CuCl}_2 + \text{MnF}_2$ | 2) фторид серебра(I) |
| В) $\text{CuF}_2 + \text{AgF}$ | 3) фторид меди(II) |
| Г) $\text{MnI}_2 + \text{FeCl}_2$ | 4) хлорид марганца(II) |
| | 5) иодид марганца(II) |
| | 6) фторид марганца(II) |

11. Установите соответствие между исходным веществом и изменением кислотности раствора в процессе электролиза.

**ИСХОДНОЕ
ВЕЩЕСТВО**

**ИЗМЕНЕНИЕ
КИСЛОТНОСТИ**

- | | |
|-----------------------------|----------------------|
| А) CuSO_4 | 1) понижается |
| Б) KNO_3 | 2) не изменяется |
| В) LiCl | 3) повышается |
| Г) Na_3PO_4 | 4) может стать любой |

12. Установите соответствие между исходным веществом и изменением щелочности раствора в процессе электролиза.

**ИСХОДНОЕ
ВЕЩЕСТВО**

**ИЗМЕНЕНИЕ
ЩЕЛОЧНОСТИ**

- | | |
|-------------------------------|----------------------|
| А) K_2SO_4 | 1) повышается |
| Б) AgNO_3 | 2) не изменяется |
| В) BaCl_2 | 3) понижается |
| Г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | 4) может стать любой |

2. Неорганическая химия

2.1. Классификация неорганических веществ.

Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)

Классификация неорганических веществ прошла долгий путь развития и складывалась постепенно, начиная с первых опытов алхимиков вплоть до наших дней, когда ученые-химики получили в свое распоряжение совершенные физические приборы для исследования состава, строения и взаимодействия веществ.

Классификация неорганических веществ базируется на их *химическом составе* — наиболее простой и постоянной во времени характеристике. Химический состав вещества показывает, какие элементы присутствуют в нем и в каком числовом отношении для их атомов.

Элементы условно делятся на элементы с металлическими и неметаллическими свойствами. Первые из них всегда входят в состав катионов многоэлементных веществ (*металлические* свойства), вторые — в состав анионов (*неметаллические* свойства). В соответствии с Периодическим законом в периодах и группах между этими элементами находятся амфотерные элементы, проявляющие одновременно в той или иной мере металлические и неметаллические (*амфотерные*, двойственные) свойства. Элементы VIIIA-группы продолжают рассматривать отдельно (*благородные газы*), хотя для Kr, Xe и Rn обнаружены явно неметаллические свойства (элементы He, Ne, Ar химически инертны).

Составление химических формул и названий неорганических веществ проводится в соответствии с номенклатурными правилами Международного союза теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), адаптированными к русскому химическому языку в 1983 г.

Химическая формула полностью отражает состав вещества. По формуле строится *систематическое* название вещества, оно также полностью отражает его состав. Для распространенных веществ применяются и другие названия — *традиционные* (от-

ражающие состав не полностью) и *специальные* (совсем не отражающие состав). Эти названия обычно более короткие и поэтому более удобные в использовании. Однако расширять список подобных названий (путем составления новых терминов и терминов по аналогии) ИЮПАК не рекомендует.

Классификация простых и сложных неорганических веществ приведена в сводной табл. 3.

Соответственно подразделению элементов классифицируют *простые* (одноэлементные) *вещества* — формы существования химических элементов в свободном виде.

Все двух- и многоэлементные вещества называют *сложными веществами*, а многоатомные простые вещества и все сложные вещества вместе — *химическими соединениями* (в них атомы одного или разных элементов соединены между собой химическими связями).

Первый класс сложных веществ — это *оксиды*, соединения катионов элементов (реальных или формальных) с кислородом (—II); их общая формула $\text{Э}_x\text{O}_y$. К оксидам не относятся соединения кислорода с фтором (простейшее из них $\text{O}^{+\text{II}}\text{F}_2^{-\text{I}}$), а также пероксиды и надпероксиды (Na_2O_2 , KO_2), включающие анионы из химически связанных атомов кислорода O_2^{2-} и O_2^- .

Второй класс сложных веществ — *гидроксиды*, получающиеся при соединении оксидов с водой (чаще формально, реже реально). По химическим свойствам различают *кислотные* ($\text{H}_x\text{ЭO}_y$), *основные* и *амфотерные* $[\text{M}(\text{OH})_n]$ гидроксиды, соответствующие кислотным, основным и амфотерным оксидам.

Третий класс сложных веществ — *соли*, продукты взаимодействия (реального и формального) гидроксидов. Разные типы гидроксидов реагируют между собой и образуют кислородсодержащие соли, имеющие общую формулу $\text{M}_x(\text{ЭO}_y)_n$ и состоящие из *катионов* M^{n+} и *анионов* (*кислотных остатков*) ЭO_y^{x-} . Такие соли называют *средними* солями, а если они содержат два химически разных катиона — *двойными*. При наличии водорода в составе кислотного остатка соли называются *кислыми*, а при наличии гидроксогрупп OH^- (иногда и ионов O^{2-}) — *основными* солями.

Классы неорганических веществ

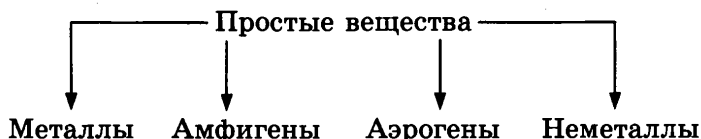
НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА				
Простые вещества	Металлические (металлы) Li, Na, K, Mg, Ca, Ba	Оснóвные Na_2O , K_2O , MgO , CaO , BaO	Оксиды	Сложные вещества
	Неметаллические (неметаллы) F_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , S, C	Кислотные CO_2 , SO_3 , P_2O_5		
	Амфотерные (амфигены) Be, Al, Pb, Fe, Cr, Zn	Амфотерные ZnO , Al_2O_3		
	Благородные газы (азрогены) He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	Двойные $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$		
		Несолеобразующие CO, NO, SiO, S_2O		
Оснóвные (основания) NaOH, KOH, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$		Гидроксиды		
Кислотные (кислородосодержащие кислоты) H_2CO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4				
Амфотерные $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{AlO}(\text{OH})$, $\text{FeO}(\text{OH})$				
Средние Na_2CO_3 , K_2SO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$		Соли		
Кислые NaHCO_3 , KHSO_4 , CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$				
Оснóвные $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, $\text{AlSO}_4(\text{OH})$, $\text{CoNO}_3(\text{OH})$				
Двойные, смешанные $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, $\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$				
Бескислородные кислоты HF, HCl, HBr, HI, H_2S , H_2Se , HCN		Бинарные соединения		
Бескислородные соли KF, NaCl, AgBr, Na_2S , NaHS , $\text{MgCl}(\text{OH})$, KMgCl_3 , $\text{Pb}(\text{Cl})\text{F}$				
Прочие OF_2 , IF_5 , NH_3 , CaH_2 , CCl_4 , SCl_2O_2 , As_2S_3 , CaC_2 , Mg_3N_2				

Четвертый класс сложных веществ — бинарные соединения, их существование и образование логически не вытекает из цепочки первых трех классов (оксиды → гидроксиды → соли).

Фактически это обширный класс неорганических сложных веществ, не относящихся к оксидам, гидроксидам и солям и имеющих разнообразные химические свойства.

Рассмотрим подробнее состав и номенклатуру важнейших классов неорганических веществ.

Простые вещества образованы атомами одного элемента. Делятся по химическим свойствам:



Металлы — простые вещества элементов с металлическими свойствами (низкая электроотрицательность). Типичные металлы:

IA-группа	Li, Na, K, Rb, Cs
IIA-группа	Mg, Ca, Sr, Ba

Простые вещества элементов Cu, Ag и Ni также относят к металлам, так как у их оксидов CuO, Ag₂O, NiO и гидроксидов Cu(OH)₂, Ni(OH)₂ преобладают основные свойства.

Неметаллы — простые вещества элементов с неметаллическими свойствами (высокая электроотрицательность). Типичные неметаллы:

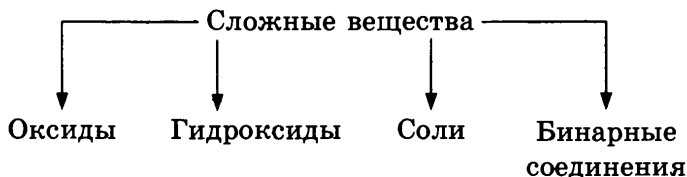
VIIA-группа	F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂
VIA-группа	O ₂ , S, Se
VA-группа	N ₂ , P, As
IVA-группа	C, Si

Амфилены — амфотерные простые вещества, образованные элементами с амфотерными (двойственными) свойствами (электроотрицательность промежуточная между металлами и неметаллами). Типичные амфилены:

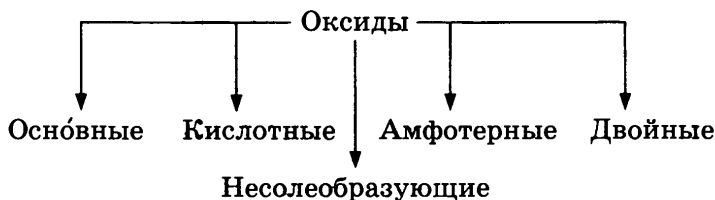
IIA-группа	Be
VIB-группа	Cr
IIБ-группа	Zn
IIIA-группа	Al, Ga
IVA-группа	Ge, Sn, Pb

Азрогены — благородные газы, одноатомные простые вещества элементов VIIIA-группы: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Из них He, Ne и Ar химически пассивны (соединения с другими элементами не получены), а Kr, Xe и Rn проявляют некоторые свойства неметаллов с высокой электроотрицательностью.

Сложные вещества образованы атомами разных элементов. Делятся по составу и химическим свойствам:



Оксиды — соединения элементов с кислородом, степень окисления кислорода в оксидах всегда равна $(-II)$. Делятся по составу и химическим свойствам:



Элементы He, Ne и Ar соединений с кислородом не образуют. Соединения элементов с кислородом в других степенях окисления — это не оксиды, а бинарные соединения, например $O^{+II}F_2^{-I}$ и $H_2^{+I}O_2^{-I}$. Не относятся к оксидам и смешанные бинарные соединения, например $S^{+IV}Cl_2^{-I}O^{-II}$.

Оснóвные оксиды — продукты полной дегидратации (реальной или условной) оснóвных гидроксидов.

Из типичных металлов только Li, Mg, Ca и Sr образуют оксиды Li_2O , MgO , CaO и SrO при сжигании на воздухе; оксиды Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O и BaO получают другими способами.

Оксиды CuO , Ag_2O и NiO также относят к оснóвным. Названия оснóвных оксидов:

Li_2O — оксид лития	FeO — оксид железа (II)
CaO — оксид кальция	La_2O_3 — оксид лантана(III)

Кислотные оксиды — продукты полной дегидратации (реальной или условной) кислотных гидроксидов.

Из типичных неметаллов только S, Se, P, As, C и Si образуют оксиды SO_2 , SeO_2 , P_2O_5 , As_2O_3 , CO_2 и SiO_2 при сжигании на воздухе; оксиды Cl_2O , Cl_2O_7 , I_2O_5 , SO_3 , SeO_3 , N_2O_3 , N_2O_5 и As_2O_5 получают другими способами.

Названия кислотных оксидов:

CO_2 — диоксид углерода, или оксид углерода (IV)

SO_3 — триоксид серы, или оксид серы (VI)

As_2O_3 — триоксид димышьяка, или оксид мышьяка (III)

N_2O_5 — пентаоксид диазота, или оксид азота (V)

Cl_2O_7 — гептаоксид дихлора, или оксид хлора (VII)

Оксиды NO_2 , ClO_3 , CrO_3 и Mn_2O_7 также считаются кислотными.

Амфотерные оксиды — продукты полной дегидратации (реальной или условной) амфотерных гидроксидов.

Типичные амфигены (кроме Ga) при сжигании на воздухе образуют оксиды BeO , Cr_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , GeO_2 , SnO_2 и PbO ; амфотерные оксиды Ga_2O_3 , SnO и PbO_2 получают другими способами.

Названия амфотерных оксидов:

BeO — оксид бериллия

Al_2O_3 — оксид алюминия

ZnO — оксид цинка (II)

Cr_2O_3 — оксид хрома (III)

Двойные оксиды образованы либо атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, либо атомами двух разных (металлических, амфотерных) элементов.

Примеры формул и названий двойных оксидов:

$(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$ — оксид дижелеза (III)-железа (II)

(формула Fe_3O_4 считается устаревшей)

$(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$ — оксид диалюминия-магния

$(\text{CaTi})\text{O}_3$ — оксид титана (IV)-кальция

Оксид железа образуется при сгорании железа на воздухе, оксиды двух разных металлов получают другими способами.

Несолеобразующие оксиды — оксиды неметаллов, не имеющие кислотных гидроксидов и не вступающие в реакции

солеобразования (отличие от основных, кислотных и амфотерных оксидов), например CO , NO , N_2O , SiO , S_2O .

Гидроксиды — соединения атомов элементов Э^{n+} (кроме фтора и кислорода) с гидроксогруппами $\text{O}^{-\text{II}}\text{H}$, могут содержать также кислород $\text{O}^{-\text{II}}$, степень окисления элемента всегда положительная (от +I до +VIII), число гидроксогрупп от 1 до 6.

Форма гидроксидов с $n > 2$, содержащая больше атомов кислорода и водорода, называется *орто*-формой, а содержащая меньше атомов кислорода и водорода — *мета*-формой (другими словами, формулы *орто*- и *мета*-гидроксидов различаются по «содержанию» H_2O):

орто-форма $\text{Э}(\text{OH})_3$, $\text{Э}(\text{OH})_4$, $\text{ЭO}(\text{OH})_3$, $\text{Э}(\text{OH})_6$

мета-форма $\text{ЭO}(\text{OH})$, $\text{ЭO}(\text{OH})_2$, $\text{ЭO}_2(\text{OH})$, $\text{ЭO}_2(\text{OH})_2$

Гидроксиды делятся по химическим свойствам:



Основные гидроксиды (основания) находятся в *орто*-форме, они образованы катионами металлов M^{n+} ($n = 1$ и 2 , реже 3 и 4). Их названия:

LiOH — гидроксид лития

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди (II)

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ — гидроксид бария

$\text{La}(\text{OH})_3$ — гидроксид лантана (III)

Основные гидроксиды замещают свои гидроксогруппы на кислотные остатки по правилам валентности с образованием солей, металлические элементы сохраняют свою степень окисления в катионах солей.

Хорошо растворимые в воде основные гидроксиды NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др. называют *щелочами*, так как именно с их помощью в растворе создается щелочная среда. Щелочи имеют также тривиальные названия, которые широко используются в лабораторной практике:

NaOH — едкий натр

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашеная известь

KOH — едкое кали

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ — едкий барит

Кислотные гидроксиды (кислоты) образованы элементами с неметаллическими свойствами, всегда находятся в *мета-*форме. При записи формул кислотных гидроксидов атомы водорода ставят на первое место, учитывая электролитическую диссоциацию в воде, например:

Состав	$\text{CO}(\text{OH})_2$	$\text{NO}_2(\text{OH})$	$\text{PO}(\text{OH})_3$	$\text{SO}_2(\text{OH})_2$
Формула	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	H_2SO_4

В отличие от бескислородных кислот кислотные гидроксиды называют *кислородсодержащими кислотами*, или *оксо-кислотами*.

При диссоциации в разбавленном водном растворе образуются катионы H^+ (точнее H_3O^+) и следующие анионы, или *кислотные остатки*:

Кислота	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	H_2SO_4
Кислотные остатки	HCO_3^-	NO_3^-	H_2PO_4^-	SO_4^{2-}
	CO_3^{2-}		HPO_4^{2-}	
			PO_4^{3-}	

Таблица 4

**Распространенные кислородсодержащие кислоты
и кислотные остатки**

Кислота	Кислотный остаток
H_2CO_3 — угольная	CO_3^{2-} — карбонат HCO_3^- — гидрокарбонат
HClO — хлорноватистая	ClO^- — гипохлорит
HClO_2 — хлористая	ClO_2^- — хлорит
HClO_3 — хлорноватая	ClO_3^- — хлорат
HClO_4 — хлорная	ClO_4^- — перхлорат
H_2CrO_4 — хромовая	CrO_4^{2-} — хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — дихромат
HMnO_4 — марганцовая	MnO_4^- — перманганат
—	MnO_4^{2-} — манганат

Кислота	Кислотный остаток
HNO_2 — азотистая	NO_2^- — нитрит
HNO_3 — азотная	NO_3^- — нитрат
HPO_3 — метафосфорная	PO_3^- — метафосфат
H_3PO_4 — ортофосфорная	PO_4^{3-} — ортофосфат HPO_4^{2-} — гидроортофосфат H_2PO_4^- — дигидроортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — дифосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ — дифосфат
$\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ — полигидрат диоксида серы	SO_3^{2-} — сульфит HSO_3^- — гидросульфит
H_2SO_4 — серная	SO_4^{2-} — сульфат HSO_4^- — гидросульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ — дисерная	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ — дисульфат
H_2SiO_3 — метакремниевая	SiO_3^{2-} — метасиликат
H_4SiO_4 — ортокремниевая	SiO_4^{4-} — ортосиликат

В таблице 4 приведены названия распространенных кислотных гидроксидов, состоящие из собственного названия — прилагательного и группового термина «кислота» и названия соответствующих кислотных остатков (прочерк означает, что гидроксид не известен). Обратите внимание на гидрат $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, его часто (и неверно) называют сернистой кислотой H_2SO_3 , хотя вещество состава H_2SO_3 не существует.

При замене (реальной и формальной) водорода кислот на металлы и амфигены по правилам валентности образуются соли, кислотные остатки сохраняют в солях свой состав и заряд.

Амфотерные гидроксиды образованы элементами с амфотерными свойствами. Типичные амфотерные гидроксиды:

$\text{Be}(\text{OH})_2$ — гидроксид бериллия

$\text{Al}(\text{OH})_3$ — гидроксид алюминия

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ — гидроксид цинка(II)

$\text{Cu}(\text{OH})_3$ — гидроксид хрома(III)

Очень часто амфотерные гидроксиды элементов в степени окисления (+III) существуют также в *мета*-форме, например:

$\text{AlO}(\text{OH})$ — метагидроксид алюминия

$\text{CrO}(\text{OH})$ — метагидроксид хрома

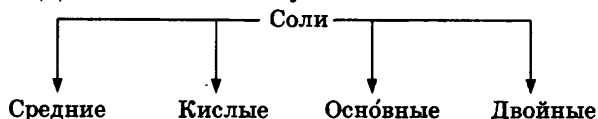
Исключение: для железа(III) известен только метагидроксид $\text{FeO}(\text{OH})$, «гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ » не существует (не получен).

Амфотерные гидроксиды проявляют свойства основных и кислотных гидроксидов; образуют два вида солей, в которых амфотерный элемент входит в состав либо катионов солей, либо их анионов.

Если амфотерный элемент имеет в соединениях несколько степеней окисления, то амфотерные свойства наиболее ярко проявляются для промежуточной степени окисления. Например, для хрома известны три характерные степени окисления — (+II), (+III) и (+VI). У Cr^{III} кислотные и основные свойства выражены в равной степени, тогда как у Cr^{II} наблюдается преобладание основных свойств, а у Cr^{VI} — преобладание кислотных свойств (даны примеры оксидов и гидроксидов):

CrO $\text{Cr}(\text{OH})_2$	Cr_2O_3 $\text{Cr}(\text{OH})_3, \text{CrO}(\text{OH})$		CrO_3 $\text{H}_2\text{CrO}_4, \text{H}_2\text{CrO}_7$
Основные свойства ↓	Амфотерные свойства ↓ ↓		Кислотные свойства ↓
Cr^{2+} CrSO_4 $\text{Cr}(\text{ClO}_4)_2$	Cr^{3+} $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$	Cr^{III} NaCrO_2 LiCrO_2	Cr^{VI} K_2CrO_4 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Соли — соединения, состоящие из катионов основных или амфотерных (в роли основных) гидроксидов и анионов (остатков) кислотных или амфотерных (в роли кислотных) гидроксидов. В отличие от бескислородных солей соли, рассматриваемые здесь, называются *кислородсодержащими солями*, или *оксосолями*. Делятся по составу катионов и анионов:



Средние соли содержат средние (не содержащие водорода) кислотные остатки CO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} и др.

Например:

Li_2CO_3 — карбонат
лития

$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат
магния

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат
хрома(III)

$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ — ортофосфат
бария

AgClO_3 — хлорат
серебра(I)

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — дихромат
аммония

Для многих средних солей в лабораторной практике используются тривиальные названия, например:

Na_2CO_3 — сода

K_2CO_3 — поташ

CaCO_3 — мел

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — хромпик

KClO_3 — бертолетова
соль

KNO_3 — (индийская)
селитра

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный
купорос

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — анг-
лийская соль

Кислые соли содержат кислые кислотные остатки (с водородом) HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} и др., например:

KHCO_3 — гидрокарбонат калия

$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат железа(II)

$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидроортофосфат бария

Na_2HPO_4 — гидроортофосфат натрия

$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат кальция

Некоторые кислые соли имеют тривиальные названия:

NaHCO_3 — питьевая сода

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — суперфосфат (двойной)

$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — преципитат

Почти все кислые соли хорошо растворимы в воде, диссоциируют нацело ($\text{KHCO}_3 = \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$).

Основные соли содержат гидроксогруппы OH^- , рассматриваемые как отдельные анионы, например:

$\text{Fe}(\text{NO}_3)\text{OH}$ — гидроксид-нитрат железа(II)

$\text{Ba}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$ — дигидроксид-сульфат бария

$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ — дигидроксид-карбонат меди(II)

$\text{Al}_2\text{SiO}_4(\text{OH})_2$ — дигидроксид-ортосиликат алюминия

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ — гидроксид-трис (ортофосфат) кальция

Иногда формулы основных солей записывают по-другому, объединяя в одной скобке катион металла и гидроксогруппу (это не очень точно для твердых солей, поскольку ионы M^{n+} и OH^- находятся в разных узлах кристаллической решетки, но верно для солей в растворе, хотя они очень плохо растворимы в воде и концентрация связанных между собой ионов M^{n+} и OH^- чрезвычайно мала). Иная запись формулы влечет за собой изменение названия:

$(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ — сульфат гидроксокальция

$(\text{AlOH})_2\text{SiO}_4$ — ортосиликат гидроксоалюминия

Большинство основных солей малорастворимо в воде.

Двойные соли содержат два химически разных катиона, например:

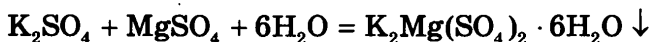
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ — карбонат магния-кальция

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат алюминия-калия

$\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ — сульфат диаммония-железа(II)

$\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ — метасиликат алюминия-лития

Многие двойные соли образуются (в виде кристаллогидратов) при совместной кристаллизации соответствующих средних солей из насыщенного раствора:



Часто двойные соли менее растворимы в воде по сравнению с отдельными средними солями.

Известны также соли, содержащие два химически разных аниона (смешанные соли).

Примеры:

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ — фторид-трис (ортофосфат) кальция

$\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$ — гидрокарбонат-карбонат натрия

$\text{Na}_2\text{IO}_3(\text{NO}_3)$ — нитрат-иодат натрия

Большинство двойных и смешанных солей малорастворимо в воде.

Бинарные соединения — это сложные вещества, не относящиеся к классам оксидов, гидроксидов и солей и состоящие из катионов и бескислородных анионов (реальных или условных).

Их химические свойства разнообразны и рассматриваются в неорганической химии отдельно для неметаллов разных групп Периодической системы; в этом случае классификация проводится по виду аниона.

Примеры:

а) *галогениды*: OF_2 , HF , KBr , PbI_2 , NH_4Cl , BrF_3 , IF_7

б) *халькогениды*: H_2S , Na_2S , ZnS , As_2S_3 , NH_4HS , K_2Se

в) *нитриды*: NH_3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, Li_3N , Mg_3N_2 , AlN , Si_3N_4

г) *карбиды*: CH_4 , Be_2C , Al_4C_3 , Na_2C_2 , CaC_2 , Fe_3C , SiC

д) *силициды*: Li_4Si , Mg_2Si , ThSi_2

е) *гидриды*: LiH , CaH_2 , AlH_3 , SiH_4

ж) *пероксиды*: H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2

з) *надпероксиды*: HO_2 , KO_2 , $\text{Ba}(\text{O}_2)_2$

По типу химической связи среди этих бинарных соединений различают:

ковалентные: OF_2 , IF_7 , H_2S , P_2S_5 , NH_3 , H_2O_2

ионные: NaI , K_2Se , Mg_3N_2 , CaC_2 , Na_2O_2 , KO_2

Все ионные комплексные соли (кроме гидроксокомплексных), также относятся к этому классу сложных веществ (хотя обычно рассматриваются отдельно), например:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6]$ $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$

К бинарным соединениям относятся ковалентные комплексные соединения без внешней сферы, например $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ и $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

По аналогии со взаимосвязью гидроксидов и солей из всех бинарных соединений выделяют бескислородные кислоты и соли (остальные соединения классифицируют как прочие).

Бескислородные кислоты содержат (как и оксокислоты) подвижный водород H^+ и поэтому проявляют некоторые химические свойства кислотных гидроксидов (диссоциация в воде, участие в реакциях солеобразования в роли кислоты).

Распространенные бескислородные кислоты:

HF — фтороводород

HCl — хлороводород

HBr — бромоводород

HI — подоводород

HCN — циановодород

H₂S — сероводород

Бескислородные соли образованы катионами металлов и амфигонов (а также катионом аммония NH₄⁺) и анионами (остатками) бескислородных кислот.

Примеры:

AgF — фторид серебра(I)

NaCl — хлорид натрия

KBr — бромид калия

PbI₂ — иодид свинца(II)

Hg(N₃)₂ — азид ртути(II)

NaCN — цианид натрия

FeS — сульфид железа(II)

Ba(HS)₂ — гидросульфид
бария

NH₄Cl — хлорид

аммония

Прочие бинарные соединения — все вещества этого класса, кроме выделенных в отдельные подклассы бескислородных кислот и солей.

Примеры:

SF₆ — гексафторид серы

CS₂ — сероуглерод

NH₃ — аммиак

LiH — гидрид лития

Mg₃N₂ — нитрид магния

CaC₂ — дикарбид
кальция

Na₂O₂ — пероксид натрия

KO₂ — надпероксид
калия

Встречаются двойные (с двумя разными катионами) и смешанные (с двумя разными анионами) бинарные соединения, например:

KMgCl₃ — хлорид магния-калия

(Fe^{III}Cu^I)S₂ — сульфид меди(I)-железа(III)

SCl₂O₂ — диоксид-дихлорид серы

As(O)F₃ — трифторид-оксид мышьяка

Pb(Cl)F — фторид-хлорид свинца(II)

$\text{Bi}(\text{Cl})\text{O}$ — оксид-хлорид висмута(III)

Напомним, что некоторые бинарные соединения легко гидролизуются водой, однако большинство из них являются очень устойчивыми и не разрушаются в воде, кислотах и щелочах.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Распределите оксиды по группам и составьте их названия:
 BaO , BeO , Mn_2O_7 , Li_2O , SO_2 , MgO , SiO_2 , Al_2O_3 , CuO , ZnO , P_2O_5 , Ga_2O_3 , Ag_2O , CO_2 .
2. Выведите формулы оксидов, отвечающих гидроксидам:
 HIO_3 , H_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_4SiO_4 , $\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{CrO}(\text{OH})$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HClO , $\text{Th}(\text{OH})_4$, HClO_4 , $\text{FeO}(\text{OH})$, H_2SeO_4 , HNO_3 , LiOH .
3. Выведите формулы гидроксидов, отвечающих оксидам:
 As_2O_3 , As_2O_5 , SeO_2 , Rb_2O , Mn_2O_7 , Fe_2O_3 , Cl_2O , I_2O_5 , Ga_2O_3 , CdO , Bi_2O_3 .
4. Распределите гидроксиды по группам и составьте их названия:
 LiOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{MnO}_3(\text{OH})$, $\text{ClO}_2(\text{OH})$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{NO}(\text{OH})$, $\text{Si}(\text{OH})_4$, $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
5. Составьте формулы оснований и кислот, которые могут быть использованы для получения средних солей:
а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, в) Na_2CO_3 ,
б) MnSO_4 , г) K_3PO_4 .
6. Составьте названия средних солей:
 LiBrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, KMnO_4 , BaS_2O_7 , Na_4SiO_4 , BaSO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$, K_2MnO_4 , $\text{Zn}(\text{PO}_3)_2$, K_2CrO_4 , CaSiO_3 .
7. Распределите соли по группам и составьте их названия:
 NaHSO_4 , $\text{FeSO}_4(\text{OH})$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO})_2\text{OH}$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, $\text{Cd}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, FePO_4 .
8. Составьте формулы бинарных соединений:
тетрабромид кремния трифторид фосфора
сульфид мышьяка(III) тетраиодид кремния
фторид кислорода(II) сульфид мышьяка(V)
трийодид бора фторид фосфора(V)

9. Составьте названия бинарных соединений:

- а) HI , K_2S , HCN , Al_4C_3
- б) CrF_6 , HBr , BCl_3 , FeCl_2
- в) SiC , CrI_3 , Ca_3N_2 , CCl_2O
- г) GeS_2 , SiF_4 , FeCl_3 , KHS

ТЕСТЫ

10. Чистое вещество (в отличие от смесей) — это

- 1) воздух
- 2) чугун
- 3) морская вода
- 4) медный купорос

11. Смесью (в отличие от чистых веществ) — это

- 1) гашёная известь
- 2) питьевая сода
- 3) бромная вода
- 4) едкий натр

12. Раствор (в отличие от взвесей и эмульсий) образуется при смешивании с водой

- 1) белого фосфора
- 2) этанола
- 3) порошка мела
- 4) растительного масла

13–14. Простое вещество (в отличие от сложных) — это

- 13. 1) графит
- 2) сода
- 3) бензол
- 4) аммиак
- 14. 1) анилин
- 2) едкий натр
- 3) медный купорос
- 4) озон

15. Оксид — это вещество, в котором атомы некоторого элемента соединены

- 1) между собой
- 2) с водородом и кислородом
- 3) с кислородом O_2
- 4) с атомами кислорода(–II)

16. Не относится к оксидам кислородное соединение

- 1) MnO_2
- 2) OF_2
- 3) SiO_2
- 4) Cl_2O

17. К основным оксидам относится

- 1) Cl_2O
- 2) Cs_2O
- 3) N_2O
- 4) S_2O

18. К кислотным оксидам относится

- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| 1) Sc_2O_3 | 3) As_2O_3 |
| 2) Cr_2O_3 | 4) Ga_2O_3 |

19. Наборы только кислотных оксидов — это

- 1) Cl_2O , As_2O_3 , SeO_2
- 2) CO , OF_2 , Cl_2O_7
- 3) BeO , NO , N_2O_3
- 4) B_2O_3 , NO_2 , CrO_3

20. Правильные названия вещества NO_2 — это

- | | |
|--------------------|--------------------|
| 1) оксид азота | 3) диоксид азота |
| 2) оксид азота(II) | 4) оксид азота(IV) |

21. К амфотерным оксидам относится

- | | |
|-----------------|-----------------|
| 1) MgO | 3) CO |
| 2) NO | 4) ZnO |

22. Оксид хрома с преобладанием кислотных свойств — это

- | | |
|----------------------------|-------------------|
| 1) Cr_2O_3 | 3) CrO |
| 2) CrO_3 | 4) CrO_2 |

23. Правильное название вещества Fe_2O_3 — это

- 1) оксид железа
- 2) триоксид железа
- 3) оксид дижелеза(III)
- 4) оксид железа(III)

24. К несолеобразующим оксидам относятся

- | | |
|-----------------|-----------------|
| 1) CO | 3) NO |
| 2) BeO | 4) BaO |

25. К основным гидроксидам относятся

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) RbOH | 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |
| 2) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ | 4) $\text{Si}(\text{OH})_4$ |

26. Набор оснований — это

- 1) NaOH , LiOH , ClOH
- 2) NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , BrOH
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{NO}(\text{OH})$

27–28. Формуле основания



отвечает название *гидроксид*

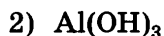
1) лития(I)

3) никеля

2) лития

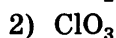
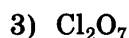
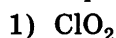
4) никеля(II)

29. К кислотным гидроксидам относятся



30. Формула оксида, отвечающая кислоте

HClO_4 , — это



31. Марганцовой кислоте HMnO_4 отвечает оксид



32–33. Кислота с названием

32. хлорная

33. азотистая

отвечает формуле

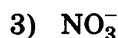


34–35. Остаток, отвечающий кислоте с названием

34. серная

35. азотная

имеет формулу

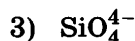
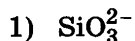


36–37. Название кислотного остатка

36. метасиликат

37. ортосиликат

соответствует формуле



38. К амфотерным гидроксидам относятся

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | 3) $\text{Ga}(\text{OH})_3$ |
| 2) $\text{Be}(\text{OH})_2$ | 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ |

39. Формула оксида, отвечающая гидроксиду

$\text{Cr}(\text{OH})_3$, — это

- | | |
|-------------------|----------------------------|
| 1) CrO_2 | 3) CrO_3 |
| 2) CrO | 4) Cr_2O_3 |

40. Оксиду Cr_2O_3 соответствуют гидроксиды

- | | |
|-----------------------------|--------------------------------|
| 1) $\text{CrO}(\text{OH})$ | 3) $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$ |
| 2) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ | 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |

41–42. По заданным формулам гидроксидов

41. $\text{Pb}(\text{OH})_2$, H_3PO_4

42. $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HNO_3

выводится формула средней соли

- | | |
|---------------------------------|-------------------------------|
| 1) $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ | 3) Cr_2NO_3 |
| 2) Pb_3PO_4 | 4) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ |

43–44. По заданным формулам ионов

43. Fe^{3+} , NO_3^-

44. Na^+ , PO_4^{3-}

выводится формула соли

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ | 3) FeNO_3 |
| 2) NaPO_4 | 4) Na_3PO_4 |

45–48. Средняя соль кальция с названием

45. метасиликат

47. ортосиликат

46. ортофосфат

48. перхлорат

содержит в формульной единице общее число атомов элементов, равное

- | | |
|------|-------|
| 1) 5 | 3) 11 |
| 2) 7 | 4) 13 |

49. Правильное название соли $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ — это

- 1) гидрокарбонат меди
- 2) гидроксокарбонат меди
- 3) карбонат меди(II)
- 4) дигидроксид-карбонат меди(II)

50. Набор только основных гидроксидов — это

- 1) $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$
- 2) KOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Si}(\text{OH})_4$
- 3) RbOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{La}(\text{OH})_3$
- 4) $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{MnO}_3(\text{OH})$

51. Установите соответствие между названием объекта и его принадлежностью к чистым веществам или различным смесям.

НАЗВАНИЕ	ВИД ОБЪЕКТА
А) сталь	1) сплав
Б) бромная вода	2) раствор
В) медный купорос	3) чистое вещество
Г) растительное масло+вода	4) взвесь (суспензия)
	5) эмульсия
	6) газовая смесь

52. Установите соответствие между названием вещества и классом (группой), к которому(-ой) оно относится

НАЗВАНИЕ	КЛАСС (ГРУППА)
А) сульфат железа(II)-дикалия	1) средняя соль
Б) гидроксид хрома(III)	2) кислотный оксид
В) гидросульфид натрия	3) двойная соль
Г) оксид хлора(VII)	4) основной оксид
	5) кислая соль
	6) амфотерный гидроксид

53. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой), к которому(-ой) оно относится.

НАЗВАНИЕ	КЛАСС (ГРУППА)
А) $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	1) средняя соль
Б) $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$	2) основание
В) Al_2O_3	3) двойной оксид
Г) LiOH	4) двойная соль
	5) амфотерный оксид
	6) кислая соль

2.2. Характерные химические свойства простых веществ — металлов: щелочных, щёлочноземельных, алюминия, переходных металлов — меди, цинка, хрома, железа

Натрий. Серебристо-белый металл, легкий, мягкий (режется ножом), низкоплавкий. Хранят натрий в керосине. С ртутью образует жидкий сплав — *амальгаму* (до 0,2% Na).

Весьма реакционно-способный, во влажном воздухе натрий медленно покрывается гидроксидной пленкой и теряет блеск (тускнеет):



Натрий химически активен, сильный восстановитель. Воспламеняется на воздухе при умеренном нагревании ($> 250^\circ\text{C}$), реагирует с неметаллами:

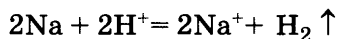


Очень бурно и с большим *экзо-эффектом* натрий реагирует с водой:



От теплоты реакции кусочки натрия расплавляются в шарики, которые начинают беспорядочно двигаться из-за выделения H_2 . Реакция сопровождается резкими щелчками вследствие взрывов гремучего газа ($\text{H}_2 + \text{O}_2$). Раствор окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет (щелочная среда).

В ряду напряжений натрий стоит значительно левее водорода, из разбавленных кислот HCl и H_2SO_4 вытесняет водород (за счет H_2O и H^+):



В природе — пятый по химической распространенности элемент (второй среди металлов), встречается только в виде соединений. Входит в состав многих минералов, горных пород, соляных пластов. Наиболее распространенный металл в природных водах: 1 л морской воды содержит 10,6 г иона Na^+ . Катионы натрия плохо адсорбируются почвой и легко вымываются из разрушающихся минералов в природные воды.

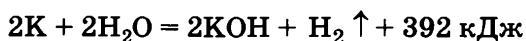
Жизненно важный элемент для всех организмов. Ионы Na^+ содержатся в плазме крови и лимфе, всегда находятся (в отличие от ионов K^+) вне клеток.

Калий. Серебристо-белый металл, легкий, очень мягкий, низкоплавкий. Хранят калий под слоем керосина. С ртутью образует жидкий сплав — амальгаму.

По химическим свойствам похож на натрий, но еще более реакционно-способный. Во влажном воздухе тускнеет, покрываясь гидроксидной пленкой.

Калий проявляет сильные восстановительные свойства. Активно сгорает на воздухе до KO_2 , реагирует с водородом (продукт KH), хлором (KCl), серой (K_2S), аммиаком (KNH_2).

Энергично и с высоким экзо-эффектом калий разлагает воду:



Выделяющийся водород тут же воспламеняется.

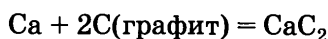
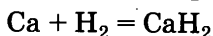
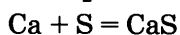
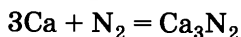
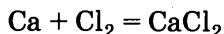
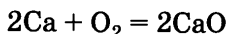
В ряду напряжений калий стоит значительно левее водорода, из разбавленных кислот HCl и H_2SO_4 вытесняет водород (за счет H_2O и H^+).

В природе — девятый по химической распространенности элемент (шестой среди металлов), находится только в виде соединений. Входит, в состав многих минералов, горных пород, соляных пластов. Третий по содержанию металл в природных водах: 1 л морской воды содержит 0,38 г иона K^+ . Катионы калия хорошо адсорбируются почвой и с трудом вымываются из литосферы в природные воды.

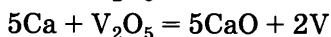
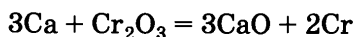
Жизненно важный элемент для всех организмов. Ионы K^+ всегда находятся внутри клеток (в отличие от ионов Na^+). В организме человека содержится =175 г калия, суточная потребность достигает ≈ 4 г. Недостаток калия в почве восполняется внесением калийных удобрений — хлорида KCl , сульфата K_2SO_4 и золы растений.

Кальций. Серебристо-белый металл, мягкий, пластичный. Во влажном воздухе тускнеет и покрывается пленкой из CaO и Ca(OH)_2 (примесь — CaCO_3).

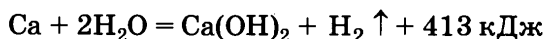
Весьма реакционно-способный; воспламеняется при нагревании на воздухе, реагирует с водородом, хлором, серой и графитом:



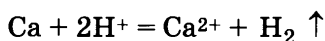
Восстанавливает другие металлы из их оксидов (промышленно важный метод — *кальцийтермия*):



Энергично реагирует с водой (с высоким *экзо-эффектом*):



В ряду напряжений стоит значительно левее водорода, из разбавленных кислот HCl и H_2SO_4 вытесняет водород (за счет H_2O и H^+):

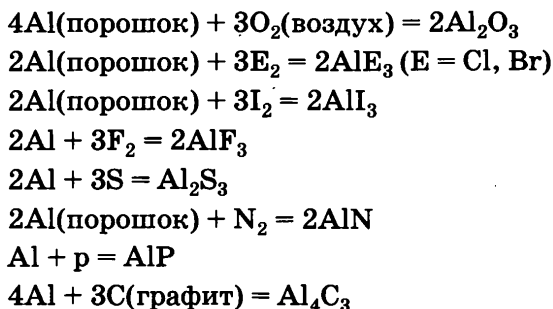


В природе — шестой по химической распространенности элемент (третий среди металлов), находится в связанном виде. Входит в состав многих минералов и горных пород. Присутствует в природных водах и определяет большую часть их жёсткости (вместе с магнием), 1 л морской воды содержит 0,4 г иона Ca^{2+} .

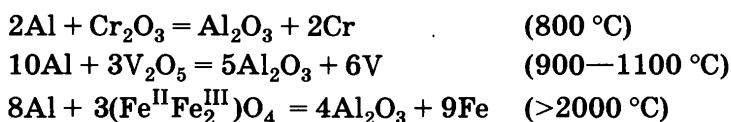
Жизненно важный элемент для всех организмов. Концентрируется в костях и зубах в виде различных фосфатов, суточная норма для человека составляет 1 г кальция. Ионы Ca^{2+} обеспечивают свертывание крови на воздухе, недостаток кальция вызывает размягчение костей и рахит. Из карбоната кальция построены кораллы и раковины моллюсков. Недостаток кальция в почве восполняется внесением *известковых удобрений* (CaCO_3 , CaO , цианамид кальция CaCN_2 и др.).

Алюминий. Серебристо-белый, блестящий, легкий и пластичный металл. На воздухе покрывается матовой защитной пленкой Al_2O_3 , весьма устойчивой и защищающей металл от коррозии; пассивируется в воде и концентрированной HNO_3 (образование той же оксидной пленки).

Реакционно-способный, сгорает на воздухе, при комнатной температуре реагирует с галогенами Cl_2 , Br_2 и I_2 , при нагревании — с фтором, серой, азотом, фосфором и графитом:

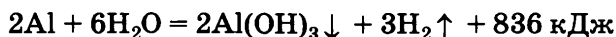


Алюминий восстанавливает другие металлы из их оксидов (промышленно важный метод — *алюминотермия*):

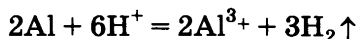


термитная смесь

Амальгамированный алюминий, т.е. очищенный от оксидной пленки, энергично и с большим *экзо-эффектом* реагирует с водой:



Алюминий — сильный (типичный) восстановитель, в ряду напряжений стоит значительно левее водорода; вытесняет водород из разбавленных кислот HCl и H_2SO_4 :



и, проявляя амфотерность, из концентрированного раствора щелочей (окислитель — вода):



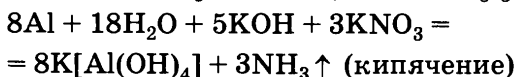
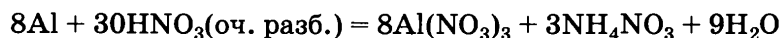
Реагирует со щелочами в расплаве (также демонстрируя амфотерные свойства):



Взаимодействует с разбавленной азотной кислотой:



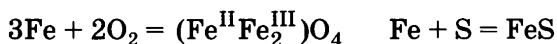
и восстанавливает N^{V} до $\text{N}^{-\text{III}}$ в реакциях с очень разбавленной азотной кислотой и ее солями:



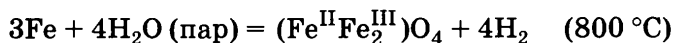
Алюминий — четвертый по распространенности элемент на Земле и первый — среди металлов. Находится он в связанном виде, в основном в виде Al_2O_3 в смеси с силикатами (горные породы — граниты, базальты, гнейсы; порфиры, сланцы), в форме различных глин (белая глина называется *каолин*), бокситов и глинозема.

Железо. Серый мягкий, ковкий, тугоплавкий металл. Обычное железо медленно окисляется во влажном воздухе (ржавеет), чистое железо коррозии не подвергается. Не реагирует с водой, пассивируется в концентрированных серной и азотной кислотах.

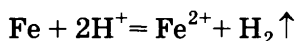
Компактный металл покрывается при нагревании на воздухе оксидной пленкой (*окалиной*), а порошок сторавет; реагирует с хлором и серой:



Восстанавливает водяной пар (старый способ получения водорода в промышленности):

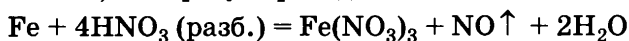


В ряду напряжений стоит левее водорода, реагирует с разбавленными кислотами HCl и H_2SO_4 , при этом образуются соли железа(II) и выделяется водород:



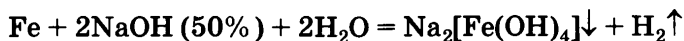
(реакции проводятся без доступа воздуха, иначе Fe^{II} постепенно переводится кислородом в Fe^{III}).

При действиях на железо более сильного окислителя (здесь — азотная кислота) оно сразу переходит в катион Fe^{3+} :



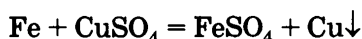
Катион Fe^{2+} — светло-зеленый (почти бесцветный) аквакомплекс $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, в растворе подвергается гидролизу; катион Fe^{3+} — бесцветный аквакомплекс $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ в сильноокислотной среде и желтый $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ в слабокислотной среде (следствие сильного гидролиза).

Амфотерность железа проявляется только в концентрированных щелочах при кипячении:

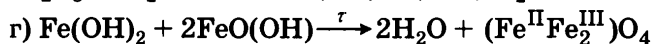
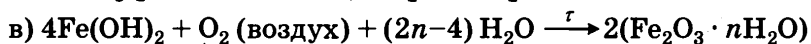
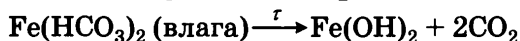
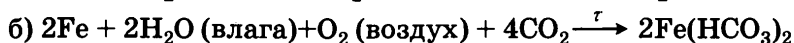
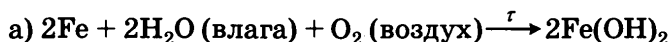


и образуется осадок тетрагидроксоферрата(II) натрия.

Железо вытесняет (по ряду напряжений) менее активные металлы из растворов их солей:



Железо медленно окисляется во влажном воздухе (*ржавеет*), из-за рыхлости коричневой *ржавчины* $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})_2\text{O}_4$ защитный слой не создается. Процесс ржавления:



ржавчина

В природе — седьмой по химической распространенности элемент (четвертый среди металлов, первый тяжелый металл); находится в химически связанном виде. Многие метеориты состоят из самородного железа (с примесью никеля до 5,5%). Возможно, из сплава железа с никелем состоит ядро Земли. Входит в состав многих минералов и горных пород. Присутствует в природных водах, особенно много железа в виде катионов Fe^{2+} содержится в минеральных источниках (до 100 мг железа на 1 л воды).

Жизненно важный элемент для всех организмов. Входит в состав различных белков (хлорофилл, гемоглобин, ферменты, витамины). В организме взрослого человека имеется 4–5 г желе-

за, из них 65% — в крови; железо накапливается также в печени, костном мозгу и селезенке. Красный пигмент крови — гемоглобин — осуществляет перенос кислорода от органов дыхания к тканям и обратный перенос углекислого газа от тканей к легким. Много железа содержится в коровьем и козьем молоке, яичном желтке. При недостатке железа растения не образуют хлорофилла (что разрушает процесс фотосинтеза), теряют возможность ассимилировать углекислый газ и выделять кислород, у животных и человека развивается анемия (малокровие).

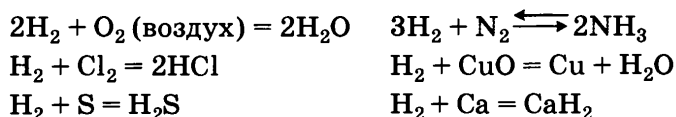
Железо известно с глубокой древности (Древний Египет, Индия, Персия); первое железо, использованное человеком, имело метеоритное происхождение. «Железный век» — эпоха в развитии человечества, наступившая в начале 1-го тысячелетия до н.э. в связи с распространением выплавки железа и изготовления железных орудий труда и военного оружия. «Железный век» пришел на смену «бронзовому веку» и продолжается сегодня.

2.3. Характерные химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния

Водород. Водород H_2 может проявлять в одних условиях восстановительные свойства (чаще), в других — окислительные свойства (реже):



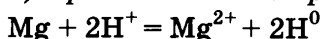
Сильный восстановитель при высоких температурах, водород реагирует с неметаллами и оксидами малоактивных металлов, выполняет роль окислителя в реакциях с типичными металлами:



При этом образуются либо легколетучие (а часто при обычных условиях газообразные) ковалентные соединения водорода (H_2O , H_2S , а также HCl , NH_3 , SiH_4 и др.), либо твердые ионные гидриды (CaH_2).

Очень высокой восстановительной способностью обладает атомарный водород H^0 (водород *in statu nascendi*, лат. — в момент возникновения), который получают непосредственно в зоне проводимой реакции (время жизни H^0 0,5 с); например, гранулы магния вносят в подкисленный раствор перманганата калия, протекают реакции:

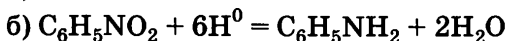
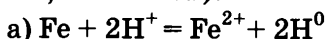
а) образование атомарного водорода



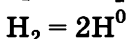
б) восстановление перманганат-иона атомарным водородом



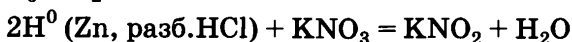
Другой пример — восстановление нитробензола в анилин (реакция Зинина):



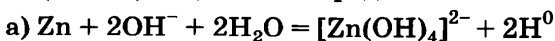
Получить атомарный водород можно также пропуская водород H_2 над никелевым катализатором:



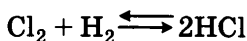
Атомарный водород легко восстанавливает при комнатной температуре весьма устойчивые соединения, например KNO_3 и O_2 :



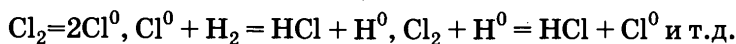
Аналогично протекают реакции при использовании амфигонов (Zn , Al) в щелочной среде:



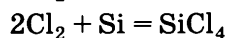
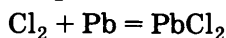
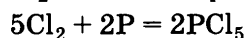
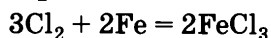
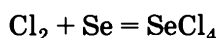
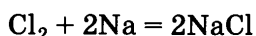
Хлор. Желто-зеленый газ с резким удушливым запахом. Молекула Cl_2 неполярна, содержит σ -связь $\text{Cl}-\text{Cl}$. Термически устойчив, негорюч на воздухе; смесь с водородом взрывается на свету (водород сгорает в хлоре):



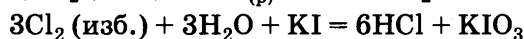
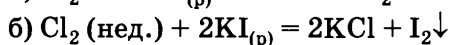
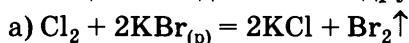
Элементарные акты этой реакции:



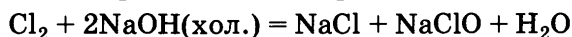
Хлор очень сильный окислитель по отношению к металлам и неметаллам:



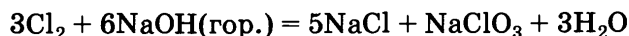
Реакции с соединениями других галогенов:



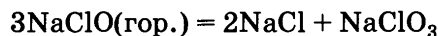
При насыщении хлором холодного раствора щелочи получают хлориды и гипохлориты:



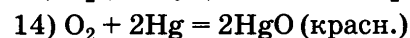
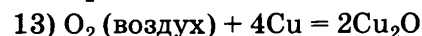
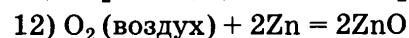
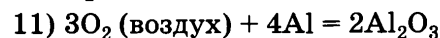
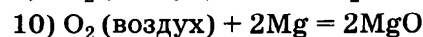
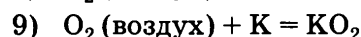
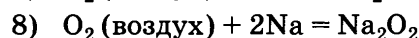
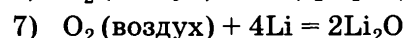
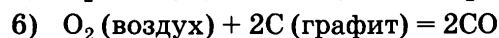
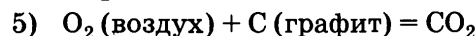
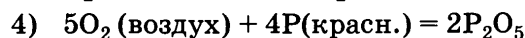
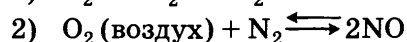
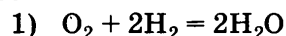
при насыщении горячего раствора щелочи — хлориды и хлораты:



поскольку гипохлориты диспропорционируют при нагревании:



Кислород. Кислород поддерживает горение многих веществ. Сильный окислитель при высоких температурах, реагирует с большинством металлов и неметаллов:



Кислород вызывает ржавление (медленное окисление) железа.

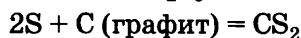
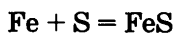
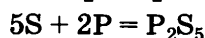
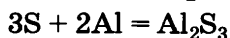
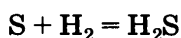
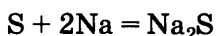
Особенно активен *атомарный кислород* O^0 (активность выше, чем у кислорода O_2 и озона O_3), обычно получаемый непосредственно в зоне реакции при термическом разложении многих веществ, например



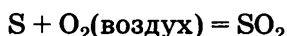
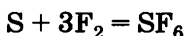
При отсутствии восстановителей тут же переходит снова в O_2 и O_3 , в присутствии восстановителей окисляет их, например $O^0 + C(\text{графит}) = CO_2$. Поэтому вещества, легко отщепляющие кислород при нагревании, проявляют сильные окислительные свойства.

Образуется при распаде молекул O_2 и O_3 под действием ультрафиолетового излучения.

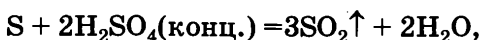
Сера. Сера, особенно порошкообразная, обладает высокой активностью при нагревании. Реагирует как окислитель с металлами и неметаллами:



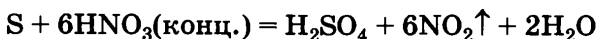
и как восстановитель — с фтором и кислородом:



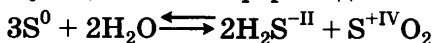
концентрированная серная кислота вступает в реакцию конмутации:



а концентрированная азотная кислота окисляет серу до серной кислоты:



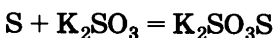
Сера не реагирует с водой, но при нагревании подвергается дисмутации в атмосфере водяного пара:



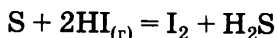
В растворах щелочей дисмутация серы приводит к сульфиду и сульфиту:



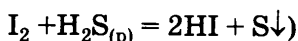
но при избытке серы сульфит переходит в тиосульфат:



При высокой температуре (400 °C) сера вытесняет иод из иодоводорода:

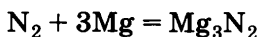


(но в растворе реакция идет в обратную сторону):



Азот. В свободном состоянии *азот* N_2 — бесцветный газ без вкуса и запаха, главная составная часть воздуха: содержание в воздухе 78,09% (по объему) и 75,52% (по массе). В молекуле N_2 химическая связь тройная ($\text{N}\equiv\text{N}$), очень устойчивая и короткая; этим объясняется химическая инертность азота при обычных условиях и в отсутствие катализаторов. В воде азот очень мало растворим (15,4 мл/1 л H_2O при 20 °C).

При комнатной температуре N_2 реагирует только с литием (во влажной атмосфере), образуя нитрид лития Li_3N , нитриды других элементов синтезируют при сильном нагревании, например



В электрическом разряде N_2 реагирует с фтором и в очень малой степени — с кислородом:



Обратимая реакция получения аммиака протекает при 500 °C, под давлением до 350 атм и обязательно в присутствии катализатора ($\text{Fe}/\text{F}_2\text{O}_3/\text{FeO}$, в лаборатории Pt):

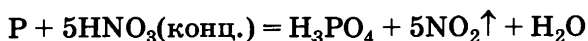


В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение выхода аммиака должно происходить при повышении давления и понижении температуры. Однако скорость реакции при низких температурах очень мала, поэтому процесс ведут при 450–500 °C, достигая 15%-ного выхода аммиака. Непрореагировавшие N_2 и H_2 возвращают в реактор и тем самым увеличивают степень протекания реакции.

Азот химически пассивен по отношению к кислотам и щелочам, не поддерживает горения. Реагирует с дикарбидом кальция:

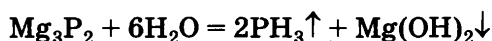


Фосфор. Фосфор сгорает при недостатке кислорода с образованием оксида P_2O_3 , при избытке кислорода — оксида P_2O_5 . Концентрированной азотной кислотой фосфор переводится в ортофосфорную кислоту H_3PO_4 :

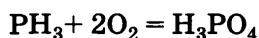


С фтором, хлором и серой, подобно кислороду, фосфор также образует два ряда соединений — PF_3 , PCl_3 , P_2S_3 и PF_5 , PCl_5 , P_2S_5 , которые легко гидролизуются даже во влажном воздухе.

Взаимодействие фосфора с металлами приводит к образованию *фосфидов*, например Mg_3P_2 и Na_3P , которые можно считать производными водородного соединения фосфора — *фосфина* PH_3 . В фосфине и фосфидах степень окисления фосфора равна (–III). Фосфиды подвергаются необратимому гидролизу:



Фосфин и фосфиды являются сильными восстановителями:



Красный фосфор применяют в спичечном производстве. Головка спички содержит горючее вещество, например серу, и энергичный окислитель, например бертоллетову соль $KClO_3$. Рабочая поверхность (намазка) спичечного коробка состоит из смеси красного фосфора, сульфида сурьмы (III) Sb_2S_3 и стекольного порошка, скрепленных клеем. При быстром проведении головкой по намазке коробки красный фосфор окисляется бертоллетовой солью и воспламеняет головку, а затем и древесную основу спички:

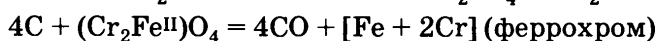
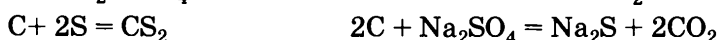
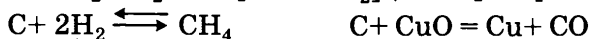
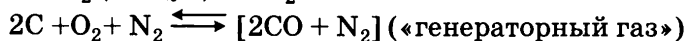
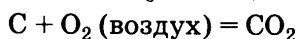
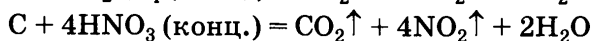
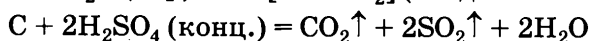
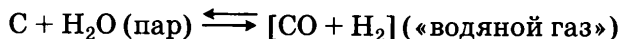


намазка	головка
коробки	спички

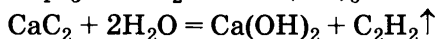
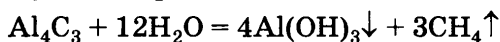
Углерод. Ниже рассматриваются свойства **г р а ф и т а** как самой распространенной и химически активной формы углерода.

Графит реагирует с водяным паром, кислотами-окислителями. Типичный восстановитель при сплавлении,

реагирует с кислородом, оксидами металлов и солями; восстанавливается водородом:



Для углерода характерно образование множества карбидов — солеобразных (CaCl_2 , Al_4C_3), ковалентных (карборунд SiC) и металлоподобных (имеющих нестехиометрический состав, например цементит Fe_3C). Солеобразные карбиды полностью гидролизуются в воде с образованием соответствующих углеводородов:

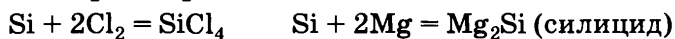
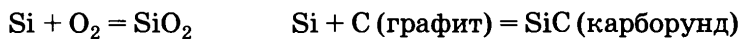


Дикарбид кальция CaC_2 рассматривают как производное ацетилена и называют ацетиленидом кальция.

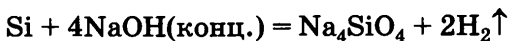
Сильные восстановительные свойства углерода (в виде кокса, получаемого из каменного угля) используют в промышленности при переработке минералов и руд.

Кремний. Крупнокристаллический — темно-серый, с металлическим блеском, весьма твердый, очень хрупкий, непрозрачный, тугоплавкий, распространенный полупроводник. Кристаллическая решетка — атомная, связи $\text{Si}-\text{Si}$ очень прочные. Аморфный — белый или желто-коричневый (с примесями, в основном Fe), химически более активен. Устойчив на воздухе (покрыт прочной оксидной пленкой), не реагирует с водой.

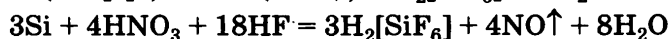
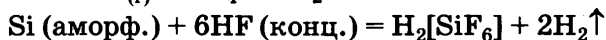
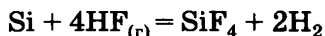
При высокой температуре кремний окисляется неметаллами и восстанавливается металлами:



При кипячении в концентрированном растворе щелочи кремний переходит в раствор:



Легче протекают реакции с участием фтороводорода и плавиковой кислоты, а также смесью азотной и плавиковой кислот:

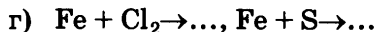
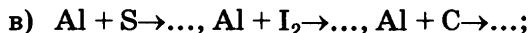
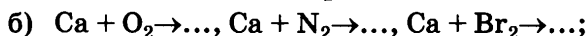
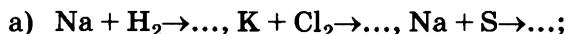


(движущей силой двух последних реакций является образование очень устойчивого аниона $[\text{SiF}_6]^{2-}$).

Промышленно важен сплав с железом — *ферросилиций* (12–90% Si).

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите продукты реакций:



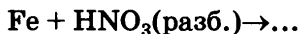
2. Почему масса тигля из платины или серебра при прокаливании на воздухе не меняется, а масса железного или медного тигля увеличивается?

3. Установите (устно), какой из металлов каждой пары вытесняет при одинаковых условиях больший объем водорода (количества взятых металлов одинаковы):

а) цинк или алюминий — из хлороводородной кислоты;

б) кальций или натрий — из воды.

4. Укажите сумму числа атомов всех элементов в металлосодержащих продуктах реакций:



5. Укажите металлы, которые будут вытеснять водород из кислот-неокислителей: магний — хром — ртуть — марганец — кадмий — платина — олово — серебро — железо — золото — никель
6. Используя ряд напряжений металлов, определите, можно ли (да, нет) при обработке металла раствором соли другого металла получить:
- слой меди на железном гвозде
 - слой цинка на железном гвозде
 - слой железа на медном гвозде
 - слой свинца на железном гвозде
 - слой свинца на медном гвозде
 - слой серебра на железном гвозде
 - слой серебра на медном гвозде
 - слой олова на медном гвозде
7. Определите, как меняет водород свою степень окисления при протекании реакций:
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
 - $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$
8. Определите общее число атомов всех элементов в продуктах реакций:
- $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \dots$, $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \dots$, $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \dots$;
 - $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$, $\text{C} + \text{F}_2 \rightarrow \dots$, $\text{C} + \text{S} \rightarrow \dots$;
 - $\text{P} + \text{F}_2 \rightarrow \dots$, $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$ (образуются соединения P^{V});
 - $\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$, $\text{Si} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$, $\text{Si} + \text{Mg} \rightarrow \dots$

ТЕСТЫ

9. При комнатной температуре с водой реагируют
- 1) железо
 - 2) литий
 - 3) хром
 - 4) натрий
10. Кальций реагирует (по отдельности) со всеми веществами набора
- 1) Mg , H_2O , Na_2CO_3 , CO
 - 2) Br_2 , CaCO_3 , Na_2O , NO
 - 3) H_2 , KOH (раствор), CO_2 , NaNO_3
 - 4) O_2 , HCl (разб.), N_2 , графит

11–12. При действии соляной кислоты на

11. магний

12. алюминий

образуются продукты

1) $\text{MCl}_3, \text{H}_2\text{O}$

3) MCl_3, H_2

2) MCl_2, H_2

4) $\text{MCl}_2, \text{H}_2\text{O}$

13. Железо будет выделять водород из

1) концентрированной азотной кислоты

2) разбавленной серной кислоты

3) разбавленного раствора аммиака

4) концентрированного раствора гидроксида калия

14. Железную стружку можно отделить от алюминиевой с помощью реактива

1) разбавленный раствор аммиака

2) концентрированный раствор гидроксида натрия

3) разбавленная серная кислота

4) соляная кислота

15. Из соляной и разбавленной серной кислот не выделяет газ только металл

1) цинк

3) ртуть

2) магний

4) хром

16–17. Переводятся в раствор

16. полностью

17. частично

соляной кислотой сплавы

1) *алюмель* ($\text{Ni} + \text{Al}$)

3) *феррохром* ($\text{Fe} + \text{Cr}$)

2) *бронза* ($\text{Cu} + \text{Sn}$)

4) *мельхиор* ($\text{Cu} + \text{Ni}$)

18. Не протекает реакция в растворе между реагентами

1) CuSO_4 и Zn

3) Fe и ZnSO_4

2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Cr

4) Cd и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$

19. В соответствии с рядом напряжений протекают обе реакции наборов

1) $\text{SnCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \dots, \text{AlCl}_3 + \text{Co} \rightarrow \dots$

2) $\text{FeCl}_2 + \text{Mn} \rightarrow \dots, \text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \dots$

3) $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \dots, \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow \dots$

4) $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ni} \rightarrow \dots, \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \dots$

20. Смесь водорода и хлора подвергли воздействию света. После этого давление в системе
- 1) увеличилось
 - 2) уменьшилось
 - 3) не изменилось
 - 4) не знаю
- 21–22. Для полного превращения
21. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}^- + \text{Cl}^-$
22. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^-$
- следует использовать
- 1) $\text{H}_2\text{O}(\text{хол.})$
 - 2) $\text{NaOH}(\text{хол.})$
 - 3) $\text{H}_2\text{O}(\text{гор.})$
 - 4) $\text{NaOH}(\text{гор.})$
- 23–24. Пропускают хлор через
23. холодный
24. горячий
- раствор гидроксида калия и получают продукты
- 1) $\text{KClO}_3, \text{KCl}$
 - 2) $\text{KClO}_3, \text{H}_2$
 - 3) KCl, KClO
 - 4) KCl, O_2
25. Не будет протекать реакция
- 1) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}(\text{раствор}) =$
 - 2) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
 - 3) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
 - 4) $\text{I}_2 + \text{NaOH}(\text{раств.}) =$
26. Возможно протекание реакции в растворе между веществами
- 1) $\text{KBr} + \text{I}_2 \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{KCl} + \text{I}_2 \rightarrow \dots$
 - 4) $\text{KCl} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$
27. В результате пропускания хлора в раствор, содержащий бромид и иодид калия
- 1) первым выделяется бром, затем иод
 - 2) первым выделяется иод, затем бром
 - 3) одновременно выделяются бром и иод
 - 4) никакой реакции не наблюдается
- 28–29. Растворяют смесь хлора и брома в
28. холодной
29. горячей воде
- и получают продукты
- 1) $\text{HBrO}_3, \text{HCl}$
 - 2) $\text{HClO}_3, \text{HBr}$
 - 3) HBrO, HCl
 - 4) HClO, HBr

30–31. Растворяют смесь хлора и брома в

30. холодном

31. горячем

растворе гидроксида калия и получают продукты

1) KClO , KBr

3) KClO_3 , KBr

2) KBrO , KCl

4) KBrO_3 , KCl

32. При действии концентрированным раствором щелочи на серу образуются соли в наборе

1) сульфат и сульфид

2) сульфат и сульфит

3) сероводород и серная кислота

4) сульфит и сульфид

33. При сжигании магния на воздухе образуются

1) MgO

3) Mg_3N_2

2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$

4) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

34. При зажигании спички используется реакция

1) нитрат калия + графит + сера = ...

2) перманганат калия + графит = ...

3) хлорат калия + белый фосфор = ...

4) хлорат калия + красный фосфор = ...

35. Взаимодействие отсутствует при любых условиях между графитом и

1) NaOH

3) CO_2

2) Fe_2O_3

4) HNO_3

36. Ацетиленид кальция образуется по реакции

1) $\text{Ca} + \text{C} =$

2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 =$

3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO} =$

4) $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} =$

37. В формульных единицах продуктов реакций

$\text{Si} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$, $\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$, $\text{Si} + \text{Mg} \rightarrow \dots$

общая сумма числа атомов всех элементов равна

1) 8

3) 10

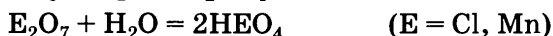
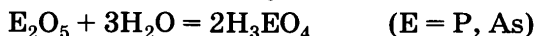
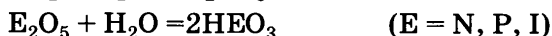
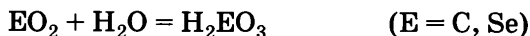
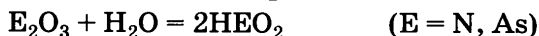
2) 9

4) 11

2.4. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных

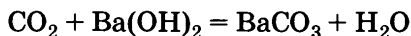
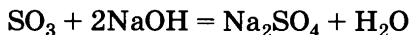
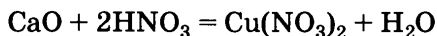
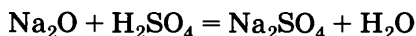
Основ́ные и кислотные оксиды. Многие (но далеко не все) основ́ные и кислотные оксиды реагируют с водой, переходя в соответствующие основания и кислоты.

Примеры:

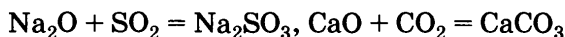


И с к л ю ч е н и е. У оксида NO_2 нет отвечающего ему кислотного гидроксида, но его считают кислотным, так как он реагирует со щелочами и образует соли двух кислот (HNO_2 , HNO_3).

Основ́ные и кислотные оксиды сохраняют солеобразующие свойства своих гидроксидов при взаимодействии с противоположными по свойствам гидроксидами. Примеры:



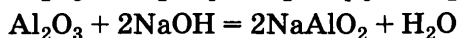
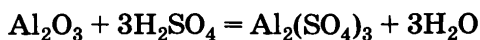
Основ́ные и кислотные оксиды реагируют (обычно при нагревании) между собой, например:



В природе кислотные и основ́ные оксиды встречаются в виде минералов, например *кварц (горный хрусталь, кремнезём, песок)* SiO_2 , *опал (яшма)* $SiO_2 \cdot nH_2O$, *известь* CaO , *тенорит* CuO , *куприт* Cu_2O и др.

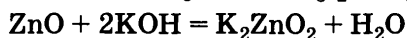
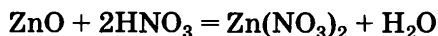
Амфотерные оксиды. Амфотерность оксидов некоторых элементов (Ba , Zn , Al , Cr) проявляется в образовании ими двух рядов солей.

Примеры:

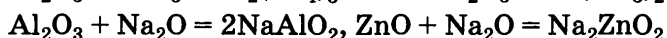
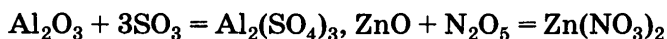


В реакции с серной кислотой Al_2O_3 проявляет свойства основного оксида, образуя соль, в которой алюминий является катионом Al^{3+} . Напротив, в реакции со щелочью Al_2O_3 выполняет функцию кислотного оксида, образуя соль, в которой атом Al^{III} входит в состав аниона AlO_2^- , подобно N^{V} и S^{VI} в кислотных остатках NO_3^- и SO_4^{2-} .

Подобным образом оксиды BeO , ZnO и Cr_2O_3 реагируют с типичными основными и кислотными гидроксидами, например:



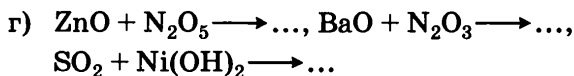
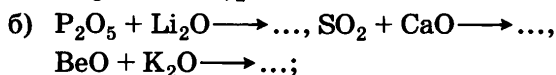
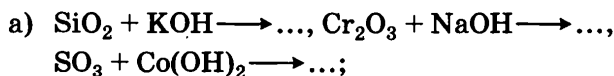
Все амфотерные оксиды взаимодействуют с основными и кислотными оксидами. Примеры:



Амфотерные оксиды широко распространены в природе; известные минералы — *бромеллит* BeO , *цинкит* ZnO , *корунд* (глинозём) Al_2O_3 , *эсколаит* Cr_2O_3 и многие другие.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите формулы твердых продуктов реакций при нагревании:



2. Определите общее число атомов всех элементов в продуктах реакций в растворе (воду не учитывать):

- $$\begin{aligned} \text{a) } & \text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots, \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots, \\ & \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow \dots; \\ \text{б) } & \text{SO}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \dots, \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \dots, \\ & \text{ZnO} + \text{KOH} \longrightarrow \dots; \\ \text{в) } & \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots, \text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots, \\ & \text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots; \\ \text{г) } & \text{La}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \dots, \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \dots, \\ & \text{MgO} + \text{Mn}_2\text{O}_7 \longrightarrow \dots \end{aligned}$$

ТЕСТЫ

3. Оксид кальция может реагировать (по отдельности) со всеми веществами набора

- 1) CO_2, NaOH 3) BaO, HNO_3
2) $\text{O}_2, \text{Al}_2\text{O}_3$ 4) HBr, SO_3

4. Продукты реакции $\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \dots$ — это

- 1) Ca_3P_2 , H_2O 3) Ca , H_2O , P_2O_5
2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, P_2O_5 4) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, H_2O

5. Будет протекать реакция между оксидом серы(VI) и

- 1) SiO₂
2) KCl
3) LiOH
4) NaNO₃

6. Продукты реакции $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HSO}_4 \longrightarrow \dots$ — это

- 1) $\text{Al}_2\text{S}_3, \text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{AlH}_3, \text{SO}_3, \text{H}_2$ 4) $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{SO}_2, \text{O}_2$

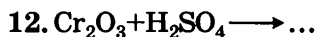
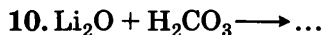
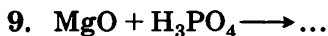
7. Соль KCrO_2 получится в реакции при нагревании

- 1) $\text{CrO} + \text{N}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \dots$ 3) $\text{C}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \dots$
2) $\text{CrO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \longrightarrow \dots$ 4) $\text{CrO}_2 + \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \dots$

8. Не протекает реакция

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \dots$
- 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \dots$
- 3) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
- 4) $\text{ZnO} + \text{HBr} \longrightarrow \dots$

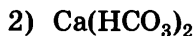
9–12. Взаимодействие оксида металла и кислоты



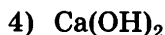
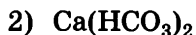
приводит к получению средней соли с общей формулой (А — кислотный остаток)



13. При пропускании углекислого газа через избыток известковой воды получают



14. Для уравнения реакции $\dots + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ подходит реагент



15. Осадок выпадает при пропускании углекислого газа через раствор

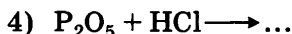
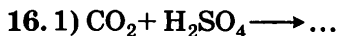
1) хлорида кальция

2) нитрата кальция

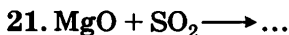
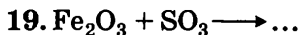
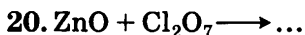
3) гидроксида кальция

4) гидрокарбоната кальция

16–17. Протекает реакция



18–21. В одной формульной единице продукта реакции



общее число атомов всех элементов равно

1) 5

3) 11

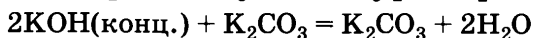
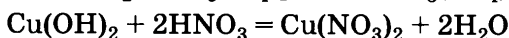
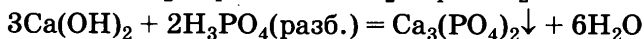
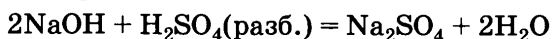
2) 9

4) 17

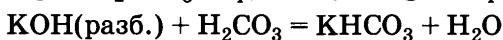
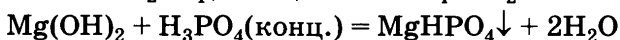
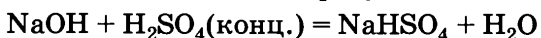
2.5—2.6. Характерные химические свойства оснований, амфотерных гидроксидов и кислот

Основные и кислотные гидроксиды. Важнейшее химическое свойство основных и кислотных гидроксидов — взаимодействие их между собой с образованием солей (*реакция нейтрализации, или солеобразования*).

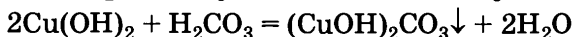
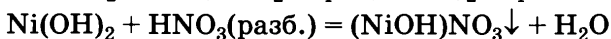
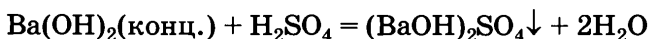
При **п о л н о й** нейтрализации образуются средние соли, например:



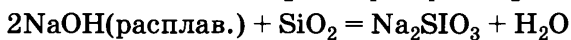
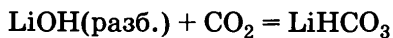
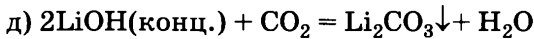
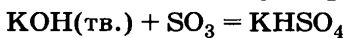
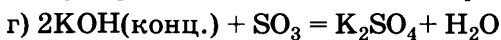
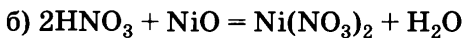
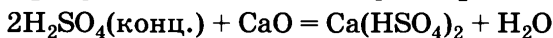
Если нейтрализация многоосновных кислот протекает **н е п о л н о с т ь ю**, то образуются кислые соли:



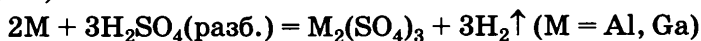
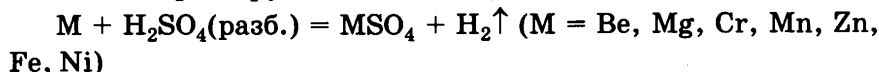
В тех же условиях многокислотные основания переходят в основные соли:



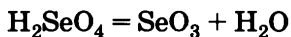
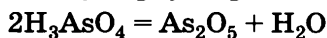
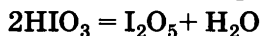
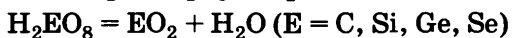
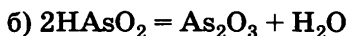
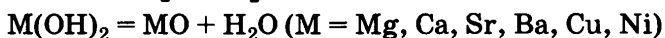
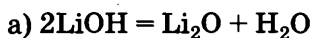
Аналогично кислоты реагируют с основными оксидами, а основания — с кислотными оксидами. Примеры:



Кислоты H_2SO_4 и H_3PO_4 в разбавленном водном растворе реагируют с металлами и амфигенами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, при этом образуются соответствующие соли и выделяется водород (кислота HNO_3 в такие реакции не вступает; ниже типичные металлы, кроме Mg , не указаны, так как они реагируют в подобных условиях с водой):



При нагревании некоторых оснований и кислот протекает реальная дегидратация и образуются соответствующие оксиды:

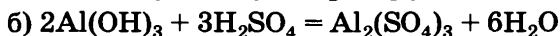
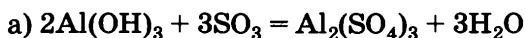


И с к л ю ч е н и е: оксиду SO_2 в качестве кислотного гидроксида соответствует полигидрат $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ («сернистая кислота H_2SO_3 » не существует, но кислотные остатки HSO_3^- и SO_3^{2-} присутствуют в солях, например NaHSO_3 и Na_2SO_3).

Амфотерные гидроксиды.

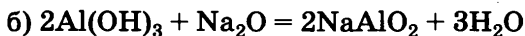
Амфотерность (двойственность свойств) гидроксидов некоторых элементов проявляется в образовании ими двух рядов солей.

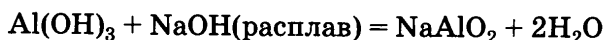
Например:



В реакциях (а) $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляет свойства основных гидроксидов, т.е. он, подобно щелочам, реагирует с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли, в которых алюминий является катионом Al^{3+} .

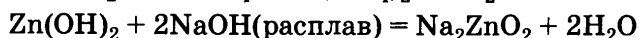
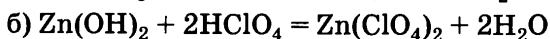
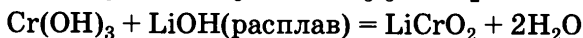
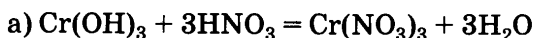
Напротив, в реакциях (б)



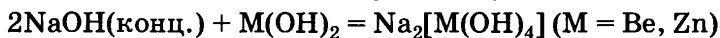
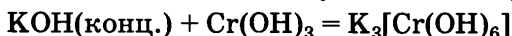
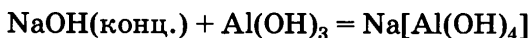


$\text{Al}(\text{OH})_3$ выполняет функцию кислотных гидроксидов, образуя соли, в которых атом алюминия Al^{III} входит в состав аниона AlO_2^- , подобно кислотным остаткам NO_3^- , SO_4^{2-} и CO_3^{2-} .

Другие примеры:



Реакции с участием щелочей, если они протекают в растворе, сопровождаются образованием продуктов другого состава — *комплексных солей*:



Названия этих солей, полученных из расплава и раствора:

а) NaAlO_2 — диаксоалюминат(III) натрия

$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоалюминат(III) натрия

б) LiCrO_2 — диоксохромат(III) лития

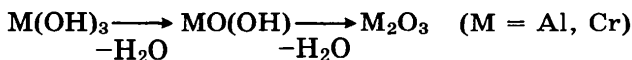
$\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксохромат(III) калия

в) Na_2ZnO_2 — диоксоцинкат(II) натрия

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроцинкат(II) натрия

Часто эти названия упрощают (хотя это не рекомендуется правилами ИЮПАК) и говорят об алюминатах, хроматах(III) и цинкатах(II).

Амфотерные гидроксиды не образуются из амфотерных оксидов и воды, но подвергаются реальной дегидратации и переходят в амфотерные оксиды (гидроксиды алюминия и хрома промежуточно образуют метагидроксиды):



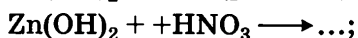
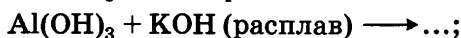
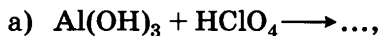
Для многих амфотерных элементов точные формулы гидроксидов неизвестны, поскольку из водного раствора вместо гидроксидов выпадают *гидратированные оксиды*, например

$\text{Au}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{GeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и др.

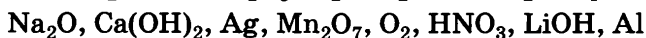
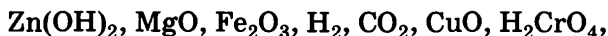
Амфотерные гидроксиды распространены в природе, известные минералы — *бехоит* $\text{Be}(\text{OH})_2$, *гримальдит* $\text{CrO}(\text{OH})$, *байерит* и *гиббсит* $\text{Al}(\text{OH})_3$, *диаспор* и *бёмит* $\text{AlO}(\text{OH})$, *гётит* $\text{FeO}(\text{OH})$ и др.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

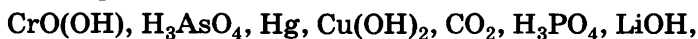
1. Укажите формулы продуктов — средних солей:



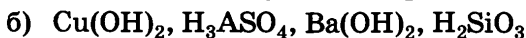
2. Определите, с какими веществами реагирует (по отдельности) гидроксид калия:



3. Установите, с какими веществами реагирует (по отдельности) серная кислота:

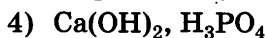
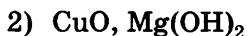
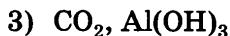


4. Найдите общее число атомов всех элементов в продуктах реакций разложения (воду не учитывать):



ТЕСТЫ

5. Гидроксид натрия реагирует (по отдельности) в растворе с веществами набора

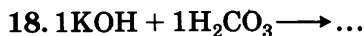
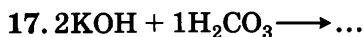


6. Будет протекать реакция в растворе между гидроксидом калия и
- | | |
|-----------------------------|------------------|
| 1) SO_2 | 3) BaO |
| 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 4) LiOH |
7. Гидроксид калия реагирует (по отдельности) с веществами набора
- | | |
|---|---|
| 1) CO_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 3) P_2O_5 , Ag |
| 2) SO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ | 4) Al , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ |
- 8–9. Будет протекать реакция между азотной кислотой и
- | | |
|-------------------------------|----------------------------|
| 8. 1) Si | 3) SiO_2 |
| 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | 4) HClO_4 |
| 9. 1) $\text{AlO}(\text{OH})$ | 3) Au |
| 2) SO_3 | 4) H_2CO_3 |
10. Разбавленная серная кислота реагирует (по отдельности) с веществами набора
- | | |
|--|-----------------------------------|
| 1) Au , P_2O_5 | 3) SiO_2 , SO_2 |
| 2) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuO | 4) Ag , RbOH |
- 11–12. Амфотерный гидроксид — это
- | | |
|---------------------------------|-----------------------------|
| 11. 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 3) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ |
| 2) CsOH | 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |
| 12. 1) K_2ZnO_2 | 3) Al_2O_3 |
| 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | 4) $\text{La}(\text{OH})_3$ |
13. Со щелочами и типичными кислотами в разбавленном растворе реагируют гидроксиды
- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ |
| 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |
14. Соль M_2ZnO_2 образуется при сплавлении
- | | |
|---|---|
| 1) Zn и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 3) ZnO и PbO_2 |
| 2) Al_2O_3 и ZnO | 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и Na_2O |
15. Соль MAlO_2 образуется при спекании
- | | |
|---|--|
| 1) Al и ZnO | 3) Al и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| 2) Al_2O_3 и KOH | 4) Al_2O_3 и Fe_2O_3 |

16. Соль NaCrO_2 получится при нагревании

- | | |
|--|---|
| 1) CrO_3 с Na_2O | 3) CrO с Na_2O |
| 2) Cr_2O_3 с NaOH | 4) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ с NaCl |

17–18. В реакции нейтрализации



образуется металлсодержащий продукт с формулой

- 1) $\text{K}(\text{HCO}_3)_2$
- 2) K_2CO_3
- 3) $\text{K}(\text{CO}_3)_2$
- 4) KHCO_3

19. Продукты FeSO_4 и H_2O соответствуют взаимодействию

- 1) H_2SO_4 (разб.) с Fe
- 2) H_2SO_4 (конц.) с Fe
- 3) H_2SO_4 (разб.) с FeO
- 4) H_2SO_4 (конц.) с Fe_2O_3

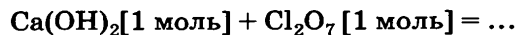
20. Не протекает реакция

- 1) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \longrightarrow \dots$
- 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
- 3) $\text{HNO}_3 + \text{SO}_3 \longrightarrow \dots$
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HBr} \longrightarrow \dots$

21. Осадок образуется в реакции

- 1) $\text{CaCl}_2 + \text{CO}_2$ (избыток) $\longrightarrow \dots$
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ (избыток) $\longrightarrow \dots$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ (недостаток) $\longrightarrow \dots$
- 4) $\text{CaCl}_2 + \text{CO}_2$ (недостаток) $\longrightarrow \dots$

22. При взаимодействии



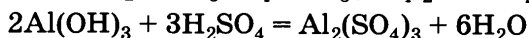
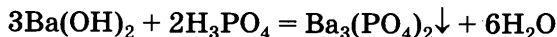
получится количество соли, равное

- 1) 0,5 моль
- 2) 1 моль
- 3) 1,5 моль
- 4) 2 моль

Тест решить устно.

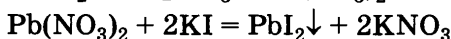
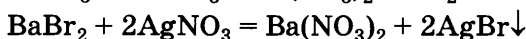
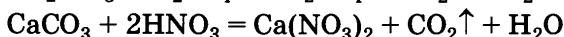
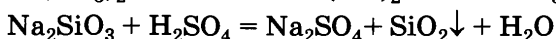
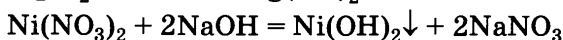
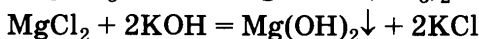
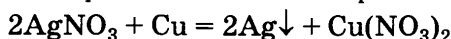
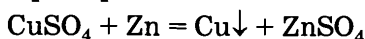
2.7. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных, комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)

Средние соли — продукты полной нейтрализации оснований и амфотерных гидроксидов кислотами, например:

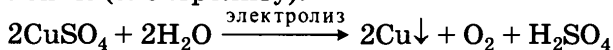


Средние соли способны реагировать с металлами, основаниями и кислотами, а также между собой.

Примеры:

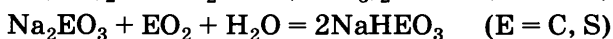
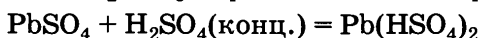
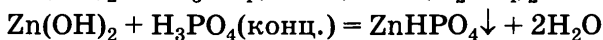
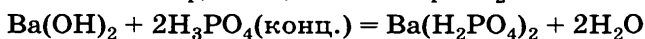
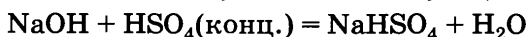


Средние соли подвергаются электрохимическому восстановлению (электролизу):

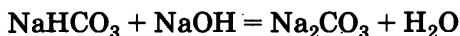
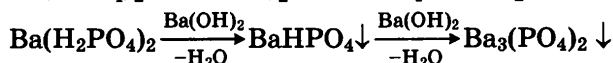
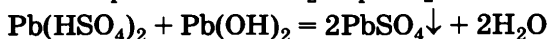
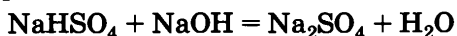


Многие средние соли находятся в земной коре в виде минералов, имеющих промышленное значение, например *магнезит* MgCO_3 , *кальцит* CaCO_3 , *уитлоцит* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, *гипс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *мирабилит* $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, *фенакит* Be_2SiO_4 и др.

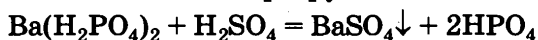
Кислые соли — продукты неполной нейтрализации кислот; они образуются при действии на основные и амфотерные гидроксиды или средние соли избытка кислотных гидроксидов, содержащих не менее двух атомов водорода в молекуле; аналогично действуют соответствующие кислотные оксиды:



При добавлении гидроксида соответствующего металла или амфигена кислые соли переводятся в средние:

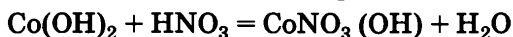


Сильные кислоты разрушают кислые соли слабых кислот:

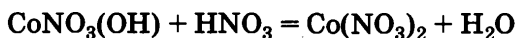


Большинство кислых солей хорошо растворимы в воде и потому редко встречаются в природе.

Основные соли — продукты неполной нейтрализации оснований и амфотерных гидроксидов:



Возможна дальнейшая нейтрализация основных солей избытком кислоты:

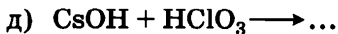
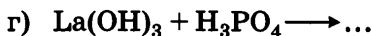


Большинство основных солей малорастворимо в воде; многие из них являются минералами, например *малахит* $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ и *гидроксиланатит* $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$.

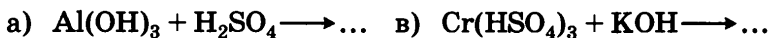
Комплексные соли описаны ранее (см. разд. 2.5–2.6).

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

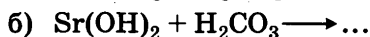
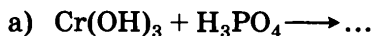
1. Определите, получится ли (да, нет) одна соль в реакциях:



2. Установите формулы средних и (не всегда) кислых солей при взаимодействиях:



3. Укажите число атомов всех элементов в солях (средних, кислых), полученных по реакциям:



ТЕСТЫ

4. Кислая соль образуется при взаимодействии гидроксида кальция и серной кислоты в мольном отношении

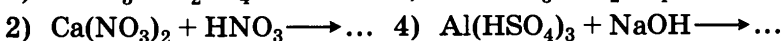
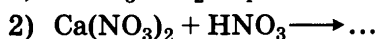
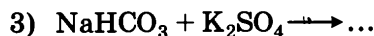
1) 1:1

3) 2:1

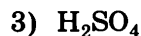
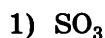
2) 1:2

4) любом

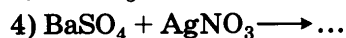
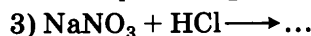
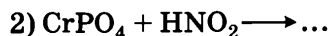
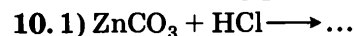
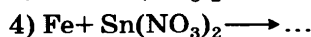
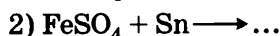
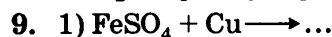
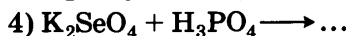
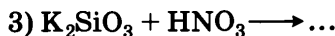
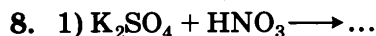
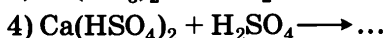
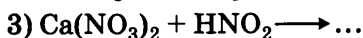
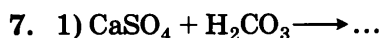
5. Возможно протекание реакций:



6. В схеме реакции $\text{NiO} + \dots \longrightarrow \text{Ni}(\text{HSO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ возможный реагент — это



7–10. Протекает реакция



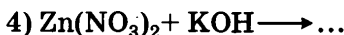
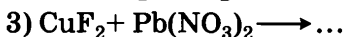
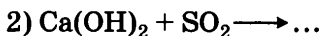
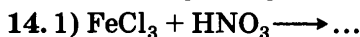
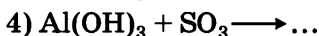
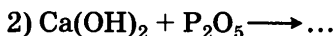
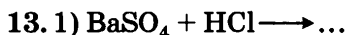
11. Из раствора гидрокарбоната кальция выпадет осадок при добавлении

- | | |
|----------------------|---------------------|
| 1) негашёной извести | 3) углекислого газа |
| 2) гашёной извести | 4) хлороводорода |

12. Реагенты для получения гидрокарбоната калия — это

- | | |
|--|--|
| 1) KOH и CaCO_3 | 3) K_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ |
| 2) KNO_3 , H_2O и CO_2 | 4) K_2CO_3 и H_2O |

13–14. Не должна протекать реакция



2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ

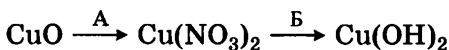
Все химические свойства, необходимые для решения нижеприведенных тестов, уже охарактеризованы в теоретическом материале, вопросах, упражнениях и тестах разделов 2.1–2.7.

ТЕСТЫ

1. В схеме превращений $\text{Ca} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{A} \xrightarrow{\text{CO}_2(\text{нед.})} \text{B}$ кальцийсодержащие вещества А и Б — это соответственно

- | | |
|---|---|
| 1) CaO , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | 3) CaO , CaCO_3 |
| 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 |

2. В схеме превращений



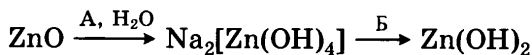
вещества А и Б — это соответственно

- | | |
|---|--|
| 1) NaNO_3 , H_2O | 3) N_2O , NaOH |
| 2) HNO_3 , KOH | 4) HNO_3 , H_2O |

3. В схеме превращений $\text{SO}_2 \xrightarrow{\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{O}} \text{A} \xrightarrow{\text{Б}} \text{Na}_2\text{SO}_3$ натрийсодержащие вещества А и Б — это соответственно

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{NaHSO}_3, \text{NaOH}$ | 3) $\text{NaOH}, \text{H}_2\text{SO}_4$ |
| 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{O}$ | 4) $\text{NaHSO}_4, \text{HCl}$ |

4. В схеме превращений



вещества А и Б — соответственно

- 1) $\text{NaOH}(\text{разб.}), \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.})$
- 2) $\text{NaOH}(\text{разб.}), \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{NaOH}(\text{конц.}), \text{HCl}(\text{разб.})$
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2, \text{NaOH}(\text{конц.})$

5. В схеме превращений $\text{CrO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{А} \xrightarrow{\text{Б}} \text{BaCrO}_4$ вещества А и Б — это соответственно

- 1) $\text{Cr}(\text{OH})_3, \text{K}_2\text{CrO}_4$
- 2) $\text{H}_2\text{CrO}_4, \text{Ba}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{CrCl}_3, \text{BaO}$
- 4) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

6. В схеме превращений $\text{Si} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{А} \xrightarrow{\text{Na}_2\text{O}, t} \text{Б}$ вещества А и Б — это соответственно

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{SiO}_2, \text{Na}_2\text{SiO}_3$ | 3) $\text{H}_2\text{SiO}_3, \text{Na}_2\text{SiO}_3$ |
| 2) $\text{SiO}, \text{Na}_4\text{SiO}_4$ | 4) SiO, NaOH |

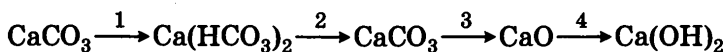
7. В схеме превращений $\text{А} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \xrightarrow{\text{NaOH}(\text{нед.})} \text{Б}$ алюминийсодержащие вещества а и Б — это соответственно

- 1) $\text{AlCl}_3, \text{Al}_2\text{O}_3$
- 2) $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- 3) $\text{Al}_2\text{O}_3, \text{AlO}_3$
- 4) $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Al}(\text{OH})_3$

8. В схеме превращений $\text{А} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{Б}} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ вещества А и Б — это соответственно

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{P}, \text{Ca}(\text{OH})_2$ | 3) $\text{P}_2\text{O}_5, \text{CaO}$ |
| 2) $\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{CaCO}_3$ | 4) $\text{K}_3\text{PO}_4, \text{CaCl}_2$ |

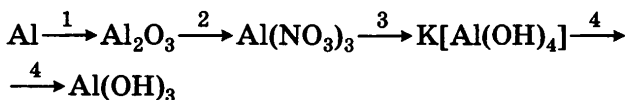
9. В схеме превращений



требуется добавление известковой воды на этапе

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

10. В схеме превращений



требуется добавление избытка щёлочи на этапе

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

11. Даны вещества:

цинк

хлорид железа(II)

гидроксид калия

бромоводород (раствор)

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между этими веществами.

12. Даны вещества:

магний

серная кислота(конц.)

сера

хлорид натрия(твёрдый)

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между этими веществами.

13. Даны вещества:

азотная кислота (конц.)

оксид кальция

углерод (графит, кокс)

оксид железа(II)

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между этими веществами.

14. Даны вещества:

оксид хрома(III)

нитрат серебра(I)

алюминий

гидроксид натрия

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между этими веществами.

15. Даны вещества:

диоксиды серы

перманганат калия

оксид цинка(II)

гидроксид калия

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между этими веществами.

16. Даны вещества:

железо

оксид марганца(IV)

соляная кислота

нитрат аммония

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между этими веществами.

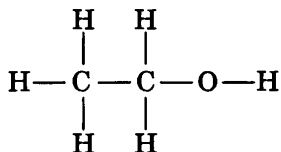
3. Органическая химия

3.1—3.2. Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Гибридизация атомных орбиталей углерода

Многообразие органических соединений, их свойств и превращений объясняет теория химического строения (А.М. Бутлеров, 1861—1864).

Химическое строение — это определенная последовательность расположения атомов в молекуле. Строение молекулы органического соединения изображается структурной формулой (развернутой или сокращенной), в которой символы связанных атомов соединяются валентной чертой, например для этанола C_2H_5OH :

развернутая структурная формула



сокращенная структурная формула

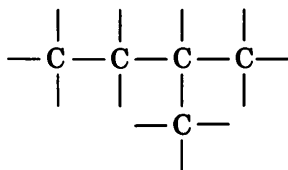


Часто одинарные связи вообще не указывают: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

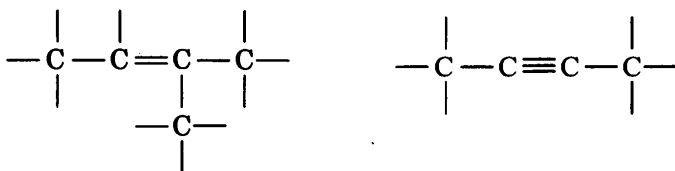
По строению различают ациклические и циклические органические соединения.

Ациклические (алифатические) соединения характеризуются открытой цепью атомов углерода:

а) *насыщенные* соединения (с одинарными связями $C-C$)



б) *ненасыщенные* соединения (с кратными связями $C=C$)



Ациклические соединения могут содержать как прямую цепь атомов углерода, так и разветвленную. Различают атомы углерода:

первичный, соединен с одним другим атомом углерода;

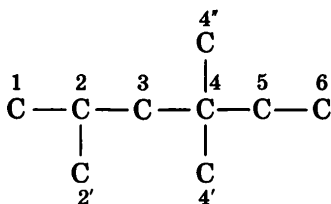
вторичный, соединен с двумя атомами углерода;

третичный, соединен с тремя атомами углерода;

четвертичный, соединен с четырьмя атомами углерода.

Прямая углеродная цепь состоит только из первичных и вторичных атомов углерода, разветвленная цепь содержит также третичные и четвертичные атомы.

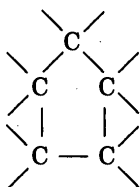
Пример:



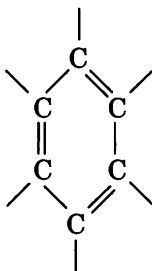
1, 2', 4', 4'', 6 — первичные атомы, 2 — третичный атом, 3, 5 — вторичные атомы, 4 — четвертичный атом

Циклические соединения имеют замкнутую в цикл цепь атомов углерода:

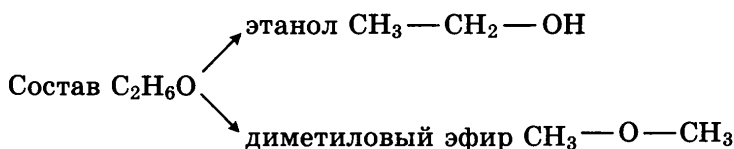
а) алициклические соединения (циклические соединения неароматического характера)



б) ароматические соединения (производные бензола)



Химические свойства органических соединений зависят не только от состава вещества (числа атомов элементов), но и от его химического строения. Один и тот же состав может соответствовать нескольким органическим соединениям с разным строением и, соответственно, разными свойствами; это явление называется *изомерией*:



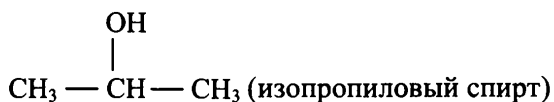
Такие вещества называют структурными изомерами, или изомерами строения.

Пример. Выведем формулы возможных изомеров строения для вещества состава C_3H_8O :

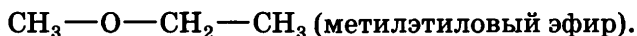
1) запишем прямую (неразветвленную) цепь трех атомов углерода, спиртовую группу OH соединим с первичным атомом углерода — получим формулу *п е р в о г о* изомера:



2) переместим группу OH ко вторичному атому углерода — получим формулу второго изомера:

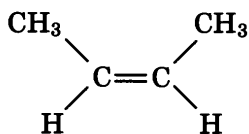


3) составим прямую цепь атомов углерода, включим в нее атом кислорода — получим формулу третьего изомера:

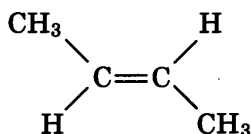


Таким образом, существуют три структурных изомера для состава $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, два изомера из класса спиртов и один изомер из класса простых эфиров.

Атомы углерода, образующие *двойную* связь, находятся в sp^2 -гибридном состоянии; σ -связь двойной связи $\text{C}=\text{C}$ и σ -связи $\text{C}-\text{H}$ лежат в одной плоскости под углами 120° друг к другу, а π -связь двойной связи $\text{C}=\text{C}$ представляет собой электронное облако, вытянутое в направлении, перпендикулярном плоскости σ -связей. Следствием такого строения является возможность *пространственной (геометрической) изомерии (цис-транс-изомерии)* в зависимости от положения заместителей (атомов, радикалов), например:



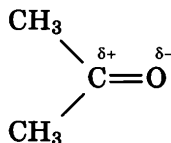
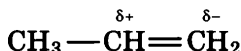
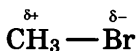
цис-бутен-2



транс-бутен-2

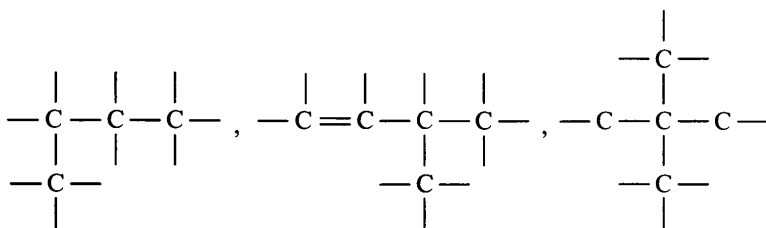
(*цис* — от лат. «рядом, по одну сторону», *транс* — от лат. «напротив, по разные стороны»).

Органические соединения образованы главным образом ковалентными связями. Если ковалентная связь полярна, электронная плотность оказывается смещенной в сторону более электроотрицательного атома. Вследствие этого на атомах появляются частичные заряды — положительный (δ^+) и отрицательный (δ^-):

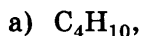


ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, какие из перечисленных соединений являются органическими: Na_2CO_3 , C_3H_8 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, C_2H_4 , CaC_2 , NaCl , CH_3COOH , CO_2 , CH_3NH_2 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$, $\text{Ca}(\text{CN})_2$, H_2S , C_2H_2 , CH_3OH , HNO_3 , CO
2. Составьте развернутые структурные формулы органических соединений: C_2H_6 , CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_3\text{H}_7$, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, C_3H_8 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$
3. Для веществ, приведенных в упр. 2, напишите сокращенные структурные формулы.
4. В следующих углеродных цепях укажите первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода:

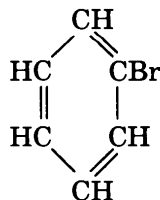
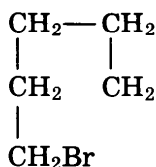
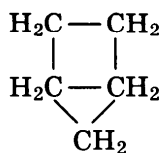
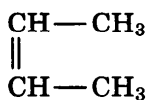


5. Составьте структурные формулы всех возможных изомеров для молекулярных формул:



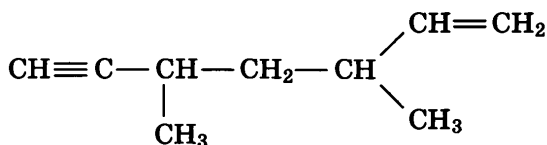
Укажите первичные, вторичные и третичные атомы углерода.

6. Укажите насыщенные, ненасыщенные, алициклические и ароматические соединения:

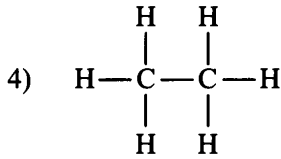
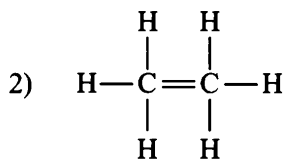
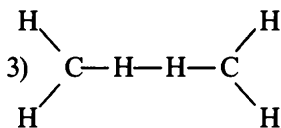
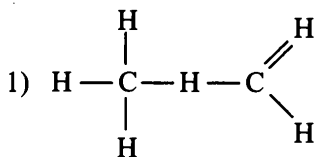


ТЕСТЫ

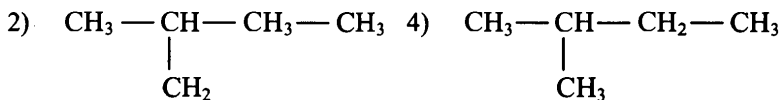
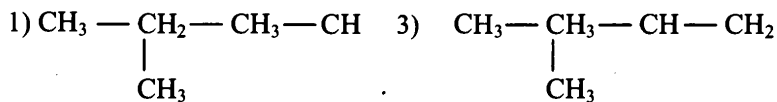
7. В углеводороде со структурной формулой



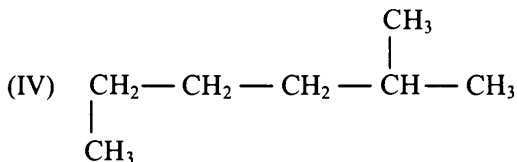
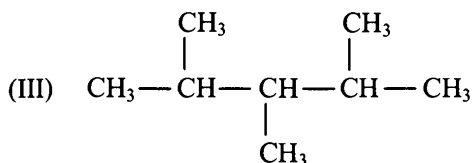
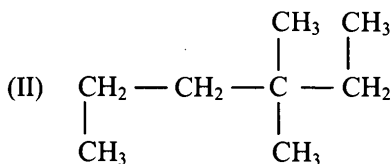
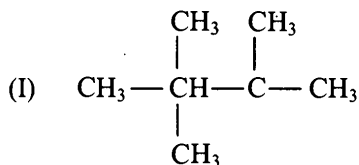
- 1) число первичных атомов С меньше числа вторичных
 - 2) число вторичных атомов С больше числа третичных
 - 3) число первичных атомов С равно числу третичных
 - 4) число вторичных атомов С равно числу третичных
8. Алкан, в молекуле которого имеются только первичные и третичные атомы С, причем первичных атомов в 2 раза больше, чем третичных, — это
- 1) 2-метилбутан
 - 2) 2,3-диметилпентан
 - 3) 2,3-диметилбутан
 - 4) 2-метилпентан
9. Правильная структурная формула молекулы этана C_2H_6 — это



10. Правильная формула алкана — это



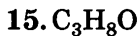
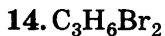
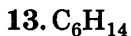
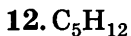
11. Среди соединений (I–IV)



изомерами являются

- | | |
|------------|------------|
| 1) I, II | 3) I, IV |
| 2) II, III | 4) III, IV |

12–15. Число структурных изомеров состава



равно

- | | |
|------|------|
| 1) 2 | 3) 4 |
| 2) 3 | 4) 5 |

16. Вещество, у которого возможны изомеры, — это

- 1) хлорбензол
- 2) 1-хлоргексан
- 3) хлорэтан
- 4) хлорциклогексан

17. Структурные изомеры пентана (прямая цепь) — это

- 1) 2-метилбутан
- 2) 2-метилпропан
- 3) 2,2-диметилпропан
- 4) 2,2-диметилбутан

18–19. Число структурных изомеров одного класса, соответствующих формуле

18. C_3H_7OH

19. C_4H_9OH

равно

- | | |
|------|------|
| 1) 2 | 3) 4 |
| 2) 3 | 4) 5 |

3.3. Классификация органических соединений. Номенклатура органических соединений (тривиальная и международная). Радикал. Функциональная группа

Органическая химия — это химия соединений углерода; точнее, химия углеводородов и их производных. Органические соединения обязательно включают в себя атомы углерода и водорода и часто содержат также атомы кислорода, азота, галогенов и других элементов. Многообразие органических соединений, их свойства и превращения объясняет теория химического строения (подробнее см. разд. 3.1).

Все органические соединения делятся на классы. Исходный класс — *углеводороды*, они состоят только из атомов углерода С и водорода Н. Существует несколько *гомологических рядов* углеводородов (табл. 5); члены каждого ряда имеют сходное строение и свойства. Их молекулы отличаются друг от друга на одну или несколько групп CH_2 (*гомологическая разность*); например, в ряду алканов молекулы представителей этого ряда — этана C_2H_6 и пропана C_3H_8 отличаются от молекулы простейшего алкана — метана CH_4 соответственно на одну и две группы CH_2 .

Таблица 5

Важнейшие группы (ряды) класса углеводородов

Название	Отличительный признак	Пример
Алканы	цепь $C-C$	$CH_3-CH_2-CH_3$
Циклоалканы	цикл $\text{—}C\text{—}$ _n	цикло- C_6H_{12}
Алкены	$C=C$	$CH_3-CH=CH_2$
Алкадиены	$C=C-C=C$	$CH_2=CH-CH=CH_2$
Алкины	$C\equiv C$	$CH_3-C\equiv CH$
Арены	цикл $\text{—}C=C\text{—}$ ₃	$C_6H_5-CH_3$

Группы атомов углеводородов, которые во многих реакциях могут переходить в молекулы продуктов не изменяясь, называются *радикалами* (общее обозначение R); например, от углеводорода метан CH_4 радикалом будет группа CH_3- метил.

Остальные классы органических соединений являются *производными* углеводородов. Принадлежность соединения к тому или иному классу определяется наличием в его составе одной из *функциональных групп*, таких, как

$-Cl$, $-OH$, $-C(H)O$, $-COOH$, $-NO_2$, $-NH_2$ и др.

Функциональные группы обуславливают характерные химические свойства членов этих классов (табл. 6).

Таблица 6

Важнейшие классы органических соединений, содержащих функциональные группы

Название, общая формула	Отличительный признак	Пример
Галогенпроизводные углеводородов $R-X(X=F, Cl, Br, I)$	CX	CH_3-CH_2-Br
Спирты $R-OH$ (R — ациклический, алициклический радикал)	$C-OH$	CH_3-CH_2-OH цикло- $C_6H_{11}-OH$

Название, общая формула	Отличительный признак	Пример
Фенолы $R-OH$ (R — ароматический радикал)	$C(\text{цикл})-OH$	C_6H_5-OH
Простые эфиры $R-O-R'$	$C-O-C$	$CH_3-CH_2-O-CH_3$
Альдегиды $R-C(H)O$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ H \end{array}$	$CH_3-CH_2-\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ H \end{array}$
Кетоны $\begin{array}{c} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ R' \end{array}$	$C=O$	$CH_3-CH_2-\begin{array}{c} \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ CH_3 \end{array}$
Карбоновые кислоты $R-COOH$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ OH \end{array}$	$CH_3-CH_2-\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ OH \end{array}$
Сложные эфиры $R-COOR'$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ O-C \end{array}$	$CH_3-CH_2-\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ O-CH_3 \end{array}$
Углеводы-моносахариды — альдозы	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C-C \\ \diagdown \quad \diagup \\ OH \quad H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ CH_2-[CH]_4-C \\ \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \\ OH \quad OH \quad OH \quad H \end{array}$
— кетозы	$\begin{array}{c} C-C \\ \parallel \quad \diagdown \\ O \quad OH \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_2-[CH]_3-C-CH_2 \\ \diagdown \quad \diagup \quad \parallel \quad \diagdown \quad \diagup \\ OH \quad OH \quad O \quad OH \end{array}$
Нитросоединения $R-NO_2$	$C-NO_2$	$CH_3-CH_2-NO_2$
Амины $R-NH_2$	$C-NO_2$	$C_6H_5-NH_2$
Аминокислоты (α) $R-CH(NH_2)-COOH$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C-C \\ \diagdown \quad \diagup \\ NH_2 \quad OH \end{array}$	$CH_3-\begin{array}{c} \diagdown \\ CH \\ \diagup \\ NH_2 \end{array}-\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \diagdown \\ OH \end{array}$

Систематическая номенклатура строится по правилам ИЮПАК. Покажем это на примерах таблиц 5 и 6:

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ — пропан

цикло- C_6H_{12} — циклогексан

$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ — пропен

$\overset{1}{\text{CH}_2}=\overset{2}{\text{CH}}\overset{3}{\text{CH}}=\overset{4}{\text{CH}_2}$ — бутадиен-1,3

$\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH}$ — пропин

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ — толуол

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ — бромэтан

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ — этанол

цикло- $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{OH}$ — циклогексано́л

$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ — фенол

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OCH}_3$ — метилэтиловый эфир

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{H})\text{O}$ — пропаналь

$\overset{4}{\text{CH}_3}\overset{3}{\text{CH}_2}\overset{2}{\text{C}}(\text{O})\overset{1}{\text{CH}_3}$ — бутанон-2

$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ — пропановая кислота

$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$ — метилпропаноат

$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{C}(\text{H})\text{O}$, или $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — глюкоза

$\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{C}(\text{O})\text{CH}_2(\text{OH})$, или

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — фруктоза

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$ — нитроэтан

$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ — анилин

$\overset{3}{\text{CH}_3}\overset{2}{\text{CH}}(\text{NH}_2)\overset{1}{\text{COOH}}$ — 2-аминопропановая кислота

Дальнейшие подробности и многочисленные примеры названий веществ разных классов см. в разд. 3.4–3.8.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, какие из перечисленных соединений являются органическими: Na_2CO_3 , C_3H_8 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, C_2H_4 , CaC_2 , NaCl , CH_3COOH , CO_2 , CH_3NH_2 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$, $\text{Ca}(\text{CN})_2$, H_2S , C_2H_2 , CH_3OH , HNO_3 , CO .

- 3. Распределите углеводороды по гомологическим рядам:**
 C_4H_6 , C_5H_{12} , C_2H_4 , C_5H_{10} , C_2H_2 , C_6H_6 , C_7H_{16} , $C_6H_5CH_3$,
 C_6H_{12} , C_5H_8 , $C_6H_4(CH_3)_2$.

ТЕСТЫ

- 4–5. Только органические вещества указаны в наборе**

4. 1) этилацетат, фенол, толуол
2) селен, пропилен, бромбутен
3) диэтиламин, дивинил, дикарбид кальция
4) декстрин, фосфин, этин
5. 1) Cu_2O , C_3H_6 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaNH_2 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$
2) C_4H_{10} , HCOONa , $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$, AgNO_3 , SbH_3
3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, C_3H_4 , CO , CaC_2 , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
4) C_6H_{12} , CH_3COOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, $\text{HC}(\text{H})\text{O}$, CH_2Cl_2

- 6–11. Укажите углеводород, который относится к**

- ## 6. алканам:

- 1) C_8H_{16}

- 2) C_7H_{16}

- 3) C_3H_4**

- 4) C_3H_6

- ## 7. циклоалканам:

- 1) C_6H_{12}

- 3) $C_{10}H_{22}$

- 2) C_5H_8

- 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$

- ## 8. алкенам:

- 1) C_6H_6

- 3) C_7H_{14}

- 2) C_5H_{12}

- 4) C_5H_8

- ## 9. алкадиенам:

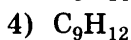
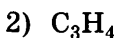
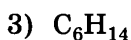
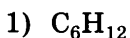
- 1) C_5H_{12}

- 3) C_5H_{10}

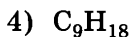
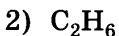
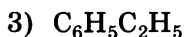
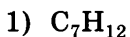
- 2) C_2H_2

- 4) C_4H_6

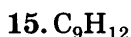
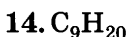
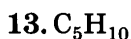
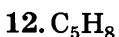
10. алкинам:



11. аренам:



12–15. Углеводород состава



относится к гомологическому ряду

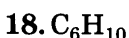
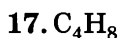
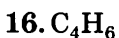
1) алканов

2) аренов

3) циклоалканов

4) алкадиенов

16–19. Углеводород состава



относится к гомологическому ряду (рядам)

1) алкенов

2) алкинов

3) алкенов и циклоалканов

4) алкинов и алкадиенов

20–23. Класс органических веществ с групповым названием

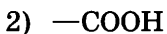
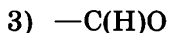
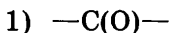
20. спирты

22. альдегиды

21. фенолы

23. карбоновые кислоты

содержит функциональную группу

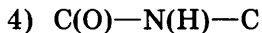
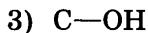
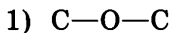


24–25. Класс органических веществ с групповым названием

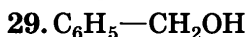
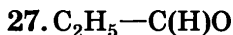
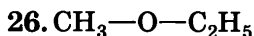
24. простые эфиры

25. сложные эфиры

содержит функциональную группу



26–29. Органическое вещество с формулой



относится к классу

- | | |
|-------------------|-------------------|
| 1) сложных эфиров | 3) простых эфиров |
| 2) альдегидов | 4) спиртов |

30–31. Функциональные группы

30. глюкозы

31. фруктозы

отвечают набору

- | | |
|--------------------------------|---------------------------------|
| 1) COOH , OH | 3) C(H)O , OH |
| 2) OH , CO | 4) CO , C(H)O |

32–33. Класс органических соединений с групповым названием

32. нитросоединения

33. амины

содержит функциональную группу

- | | |
|---------------------|--------------------|
| 1) —O—NO_2 | 3) —NH_2 |
| 2) —NO_2 | 4) NO_3^- |

34. Функциональные группы аминокислот — это

- 1) NO_2 , C(H)O
- 2) COOH , NO_2
- 3) NH_2 , OH
- 4) COOH , NH_2

35. Установите соответствие между формулой функциональной группы и классом, к которому оно относится.

ФОРМУЛА

КЛАСС

А) C(H)O

Б) —NH_2

В) C—O—C

Г) C(O)—O

1) сложные эфиры

2) амины

3) спирты

4) альдегиды

5) кетоны

6) простые эфиры

36. Установите соответствие между названием органического соединения и классом (группой), к которому(-ой) оно принадлежит.

НАЗВАНИЕ	КЛАСС (ГРУППА)
А) фенилформиат	1) амины
Б) 2-метилпропаналь	2) нитросоединения
В) бутadiен-1,2	3) арены
Г) диметиланилин	4) альдегиды
	5) сложные эфиры
	6) алкадиены

37. Установите соответствие между формулой органического соединения и классом (группой), к которому(-ой) оно относится.

ФОРМУЛА	КЛАСС (ГРУППА)
А) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$	1) циклоалканы
Б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{C}\equiv\text{CH}$	2) альдегиды
В) $\text{C}_3\text{H}_8\text{C}(\text{H})\text{O}$	3) арены
Г) <i>цикло</i> - C_5H_{10}	4) аминокислоты
	5) амины
	6) алкины

3.4. Характерные химические свойства углеводов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводов (бензола и толуола)

Алканы. Предельные углеводороды (алканы, парафины) — это соединения углерода с водородом, в молекулах которых атомы углерода соединены между собой *одинарной* связью. Общая формула гомологического ряда алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Радикал, получающийся при отрыве одного атома водорода от молекулы предельного углеводорода, называется *алкилом*; общая формула алкилов $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$. Приведем формулы и названия первых шести алканов (C_1 — C_6) и отвечающих им радикалов:

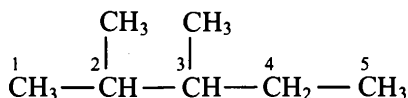
Алкан

 CH_4 , метан C_2H_6 , этан C_3H_8 , пропан C_4H_{10} , бутан C_5H_{12} , пентан C_6H_{14} , гексан

Алкил

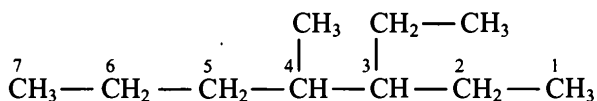
 $-\text{CH}_3$, метил $-\text{C}_2\text{H}_5$, этил $-\text{C}_3\text{H}_7$, пропил $-\text{C}_4\text{H}_9$, бутил $-\text{C}_5\text{H}_{11}$, пентил $-\text{C}_6\text{H}_{13}$, гексил

Для составления названий алканов с разветвленной цепью, например алкана



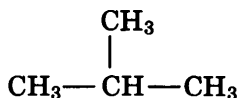
выбирают самую длинную углеродную цепь (в примере — 5 атомов) и получают основу названия (5 — пентан). Нумеруют цепь (от 1 до 5) так, чтобы заместители ($-\text{CH}_3$) получили наименьшие номера (2 и 3). В названии арабскими цифрами указывают положение заместителей, а приставками **ди**-(2), **три**-(3), **тетра**-(4) и т.д. — число одинаковых заместителей. Таким образом, в нашем примере алкан должен быть назван 2,3-диметилпентан.

При наличии разных заместителей их названия расставляют по алфавиту, т.е., например, сначала *метил*, а затем *этил*. Пример:

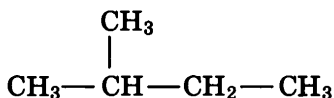


4-метил-3-этилгептан

Для некоторых разветвленных предельных углеводородов используются наравне с систематическими, традиционные названия, например для алканов состава C_4H_{10} и C_5H_{12} с формулами:

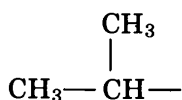


изобутан
(2-метилпропан)

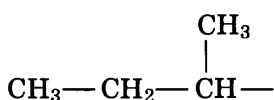


изопентан
(2-метилбутан)

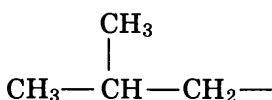
Такие же названия используются для разветвленных радикалов:



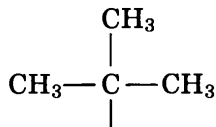
изопропил
(1-метилэтил)



втор-бутил
(1-метилпропил)



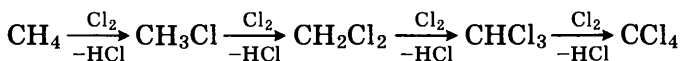
изобутил
(2-метилпропил)



трет-бутил
(1,1-диметилэтил)

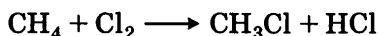
При обычных условиях первые алканы — метан, этан, пропан и бутан ($\text{C}_1 - \text{C}_4$) — представляют собой газы без цвета и запаха, малорастворимые в воде. Последующие гомологи ($\text{C}_5 - \text{C}_{15}$) — жидкости (при 20°C), высшие гомологи (C_{16} и выше) — твердые вещества.

Алканы химически относительно инертные соединения. В алканах атомные орбитали углерода имеют sp^3 -гибридизацию; четыре электронных облака атома углерода направлены в вершины тетраэдра под углами $109^\circ 28'$. Ковалентные связи, образуемые каждым атомом углерода, в алканах малополярны. Поэтому алканы вступают только в реакции замещения, протекающие с симметричным (радикальным) разрывом связей $\text{C}-\text{H}$. Эти реакции обычно идут в жестких условиях (высокая температура, освещение). В результате становится возможным замещение водорода на галоген (Cl , Br) и нитрогруппу (NO_2), например, при обработке метана хлором:

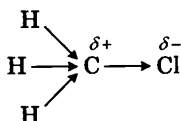


В таких реакционных схемах вещество над стрелкой означает второй (часто неорганический) реагент, а вещество со

знаком «минус» под стрелкой — второй продукт, т.е. первый этап схемы отвечает уравнению

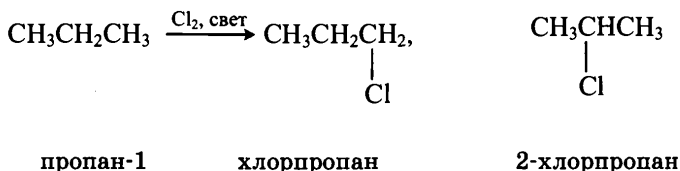


Вторая и последующие стадии реакции протекают легче, чем первая, из-за смещения электронной плотности к атому хлора:

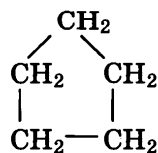


и увеличения подвижности остающихся атомов водорода. Названия продуктов: CH_3Cl — хлорметан, CH_2Cl_2 — дихлорметан, CHCl_3 — трихлорметан (*хлороформ*), CCl_4 — тетрахлорметан (тетрахлорид углерода).

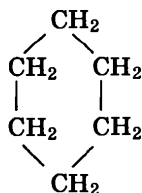
В тех алканах, где, кроме первичных, есть также вторичные и третичные атомы углерода, замещение обычно протекает с образованием смеси однозамещенных продуктов (т.е. в каждой молекуле замещается один атом водорода), например:



Циклоалканы — предельные углеводороды циклического строения, общая формула гомолитического ряда C_nH_{2n} ($n \geq 3$), формула совпадает с таковой для алкенов. Важнейшие циклоалканы:

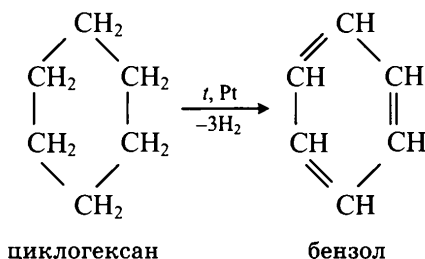
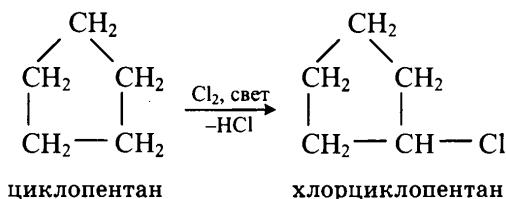


циклопентан
 C_5H_{10}

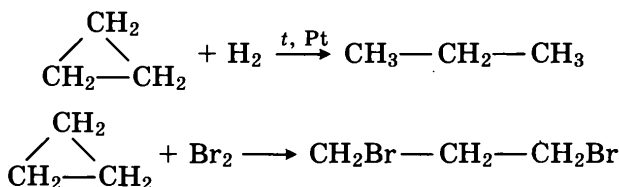


циклогексан
 C_6H_{12}

При комнатной температуре C_5H_{10} и C_6H_{12} — бесцветные жидкости, малорастворимые в воде. Химические свойства циклоалканов при $n \geq 5$ подобны свойствам алканов, например:

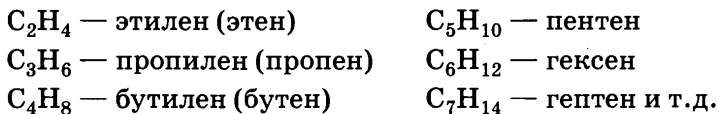


Циклоалканы ($n = 3, 4$) проявляют некоторые свойства алкенов, вступая в реакции присоединения, например с водородом и бромом для циклопропана:



В этих реакциях, а также в реакции с HBr и HI происходит размыкание цикла.

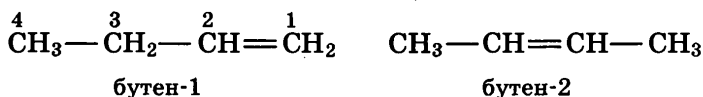
Алкены. Непредельные углеводороды ряда этилена (*олефины*) — это углеводороды, в молекулах которых содержатся атомы углерода, соединенные между собой двойной связью. Простейший представитель — *этилен* C_2H_4 . Этиленовые углеводороды образуют гомологический ряд с общей формулой C_nH_{2n} :



Для углеводородов C_2-C_4 одинаково употребительны традиционные названия (типа этилен) и систематические названия (типа этен). Радикалы этена и пропена носят специальные названия:

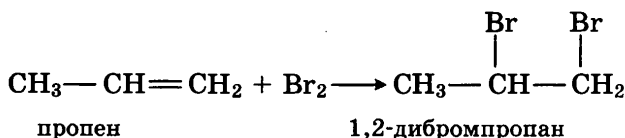
винил $CH_2=CH-$ и *аллил* $CH_2=CH-CH_2-$

Положение двойной связи $C=C$ в изомерах строения (начиная с алкена C_4) указывается цифрой **п о с л е** названия:

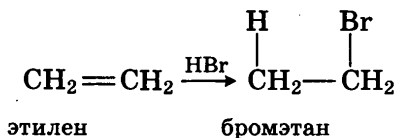


Алкены C_2-C_4 при комнатной температуре — бесцветные газы со слабым запахом нефти, малорастворимые в воде; алкены C_5-C_{18} — жидкости, алкены C_{19} и выше — твердые вещества.

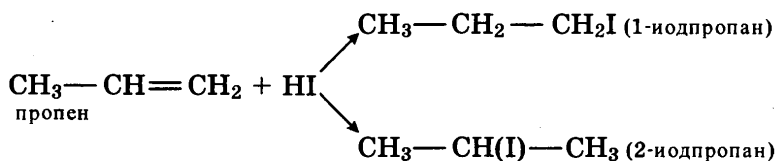
Важнейшие химические свойства алкенов определяются тем, что в силу меньшей прочности π -связи (по сравнению с σ -связью) она легко разрывается, в результате чего протекают реакции присоединения и образуются насыщенные органические соединения. Как правило, такие реакции идут в мягких условиях, часто на холоду и в растворителях, например воде, тетрахлорметане CCl_4 и др.:



Аналогично протекает взаимодействие алкенов с бромоводородом:

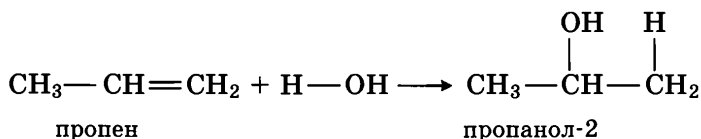


Присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам теоретически может привести к двум продуктам:

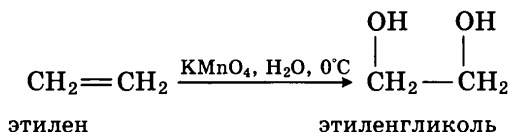


Согласно *правилу Марковникова*, присоединение галогеноводородов к несимметричным алкенам протекает так, что водород направляется к атому углерода, который уже содержит большее число атомов водорода. В приведенной выше реакции продуктом будет 2-йодпропан $\text{CH}_3\text{CH}(\text{I})\text{CH}_3$.

По правилу Марковникова протекает и *реакция гидратации*, т.е. реакция присоединения воды в присутствии катализатора:

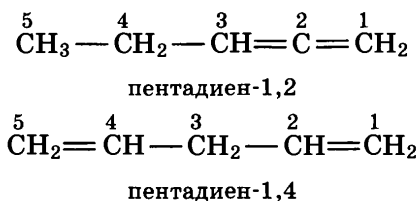


Алкены обесцвечивают раствор перманганата калия на холоду в нейтральной среде, при этом образуются *гликоли* (двухатомные спирты):

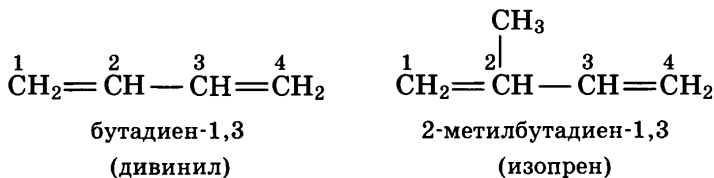


Обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия служит *качественной реакцией* на непредельные углеводороды.

Алкадиены — непредельные углеводороды, в молекулах которых содержатся две связи $\text{C}=\text{C}$. Общая формула алкадиенов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ($n \geq 3$). Примеры:



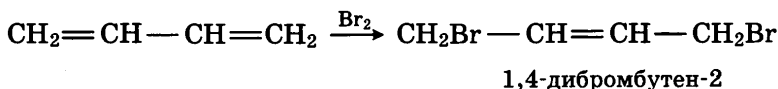
Большое практическое значение имеют сопряженные диены, в молекулах которых связи $\text{C}=\text{C}$ разделены одинарной связью $\text{C}-\text{C}$:



Дивинил и изопрен — традиционные названия.

Дивинил — бесцветный, легко сжижающийся (при $-4,5^{\circ}\text{C}$) газ, изопрен — низкокипящая ($34,1^{\circ}\text{C}$) жидкость.

Алкадиены вступают в те же реакции присоединения, что и алкены. Сопряженные диены имеют особые свойства, в частности в реакциях присоединения; они образуют продукты 1,4-присоединения с одной двойной связью посередине:



(далее возможно образование 1,2,3,4-тетрабромбутана).

Алкины. Непредельные углеводороды ряда ацетилена (*алкины*) содержат тройную связь $\text{C}\equiv\text{C}$. Общая формула гомологического ряда алкинов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Простейший углеводород этого ряда C_2H_2 носит название *ацетилен* (бесцветный газ).

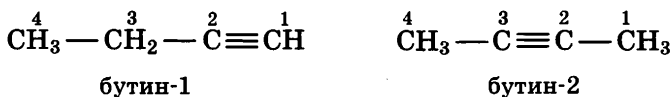
Названия алкинов:

C_2H_2 — этин (традиционно: ацетилен)

C_3H_4 — пропин (метилацетилен)

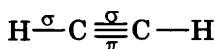
C_4H_6 — бутин

Изомеры бутина:



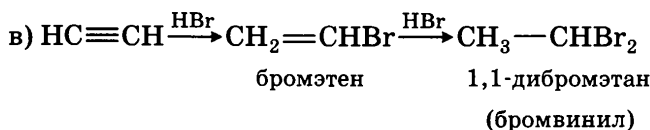
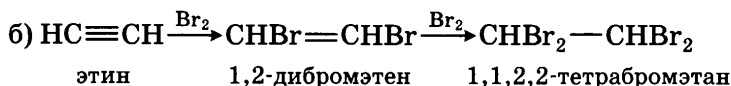
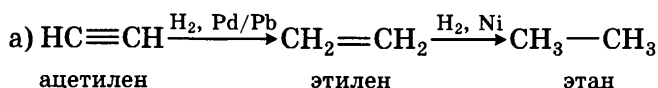
Ацетилен, пропин и бутин-1 — бесцветные газы при комнатной температуре, бутин-2 — легко кипящая жидкость, обладает легким «эфирным» запахом.

В алкинах атомные орбитали углерода у *тройной* связи имеют *sp*-гибридизацию (линейное строение):

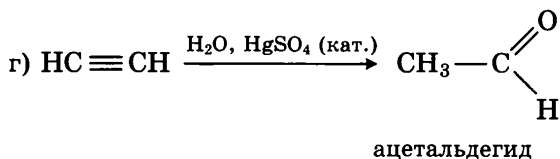


Наличие двух π -связей обуславливает химические свойства алкинов, в частности высокую способность к реакциям ступенчатого присоединения водорода, хлора, брома, галоген-

новодородов, воды (сначала образуются производные этилена, затем парафинов), например:



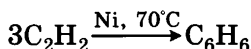
(присоединение HBr к бромэтену происходит по правилу Марковникова);



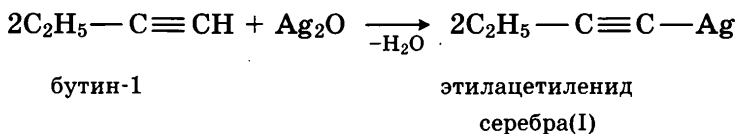
(эта реакция называется *реакцией Кучерова*).

Алкины еще активнее обесцвечивают раствор KMnO_4 , чем алкены; при этом происходит разрыв тройной связи и образуются разные продукты окисления.

При *циклизации* ацетилена образуется бензол:



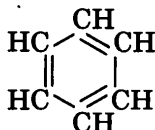
Атом водорода при углероде с концевой тройной связью может замещаться на металл при пропускании ацетилена через аммиачные растворы оксидов Ag^{I} и Cu^{I} :



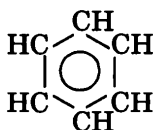
Способность алкинов давать нерастворимые в воде ацетилениды серебра(I) и меди(I) используется для *качественного обнаружения концевой* тройной связи.

Арены. *Ароматические углеводороды (арены)* можно рассматривать как производные бензола C_6H_6 . Общая формула углеводородов гомологического ряда бензола C_nH_{2n-6} (при $n \geq 6$).

В молекуле бензола C_6H_6 все атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации; каждый атом углерода соединен в одной плоскости σ -связями с двумя другими атомами углерода и одним атомом водорода. У каждого атома углерода остается еще облако четвертого валентного электрона, расположенное перпендикулярно плоскости. Эти облака участвуют в образовании π -связи, причем в молекуле бензола образуются не три отдельные π -связи (как думали раньше, см. *формулу Кекуле*, 1865 г.), а единая шестицентровая π -связь (окружность внутри шестиугольника σ -связей, все атомы равноценны):



формула
Кекуле



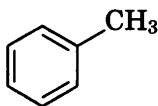
современная
формула



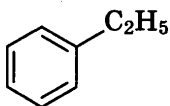
бензольное
кольцо

Формула Кекуле до сих пор часто применяется в тех случаях, когда необходимо более наглядно изобразить протекание реакции с участием *бензольного кольца* C_6 , атомы С кольца и не участвующие в реакции атомы Н опускаются (для краткости).

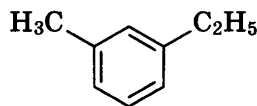
Некоторые простейшие гомологи бензола:



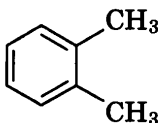
метилбензол
(толуол)



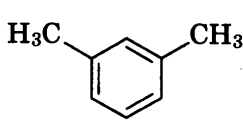
этилбензол



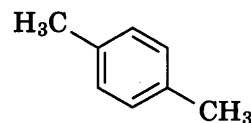
1-метил-3-этилбензол



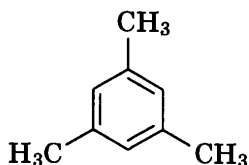
1,2-диметилбензол
(о-ксилол)



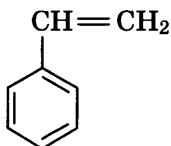
1,3-диметилбензол
(м-ксилол)



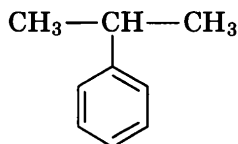
1,4-диметилбензол
(п-ксилол)



1,3,5-триметилбензол
(мезитилен)



винилбензол
(стирол)



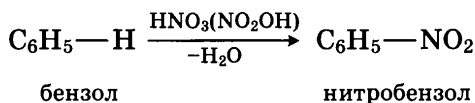
изопропилбензол
(кумол)

Радикал бензола C_6H_5 называется *фенил*, радикал толуола $C_6H_5CH_2$ — *бензил*.

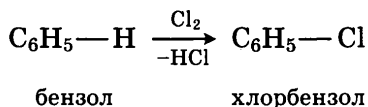
Бензол и его гомологи — жидкости без цвета, но с характерным запахом, имеют широкий интервал жидкого состояния. Практически не растворяются в воде, но хорошо смешиваются между собой и с другими органическими растворителями. Пар бензола сильно ядовит.

Несмотря на формальную неопределенность, бензол отличается высокой устойчивостью к нагреванию и окислению (в гомологах бензола окисляется только боковая цепь, если она содержит кратные связи). Характерными для бензола являются *реакции замещения*:

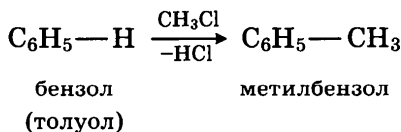
а) *нитрование* в присутствии концентрированной серной кислоты на холоду:



б) *галогенирование* в присутствии галогенидов железа(III):



в) *алкилирование* в присутствии хлорида алюминия:

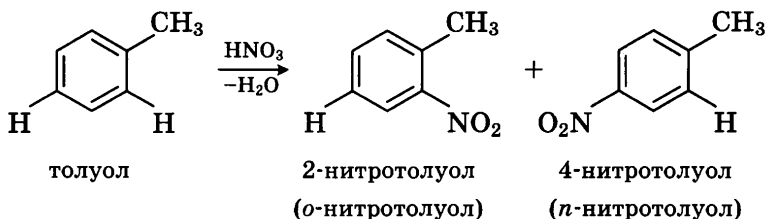


Особый характер ненасыщенности бензола и его гомологов иллюстрируется этими химическими свойствами и называется «ароматическим» характером.

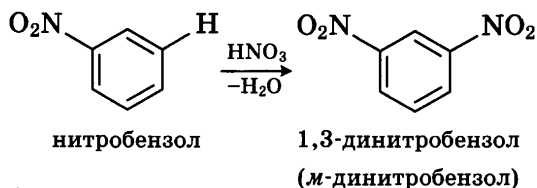
В производных бензола группа, заместившая водород кольца, и само бензольное кольцо влияют друг на друга. По характеру влияния различают:

1) заместители I рода — Cl, Br, I, CH₃, C_nH_{2n+1}, OH и NH₂. Они облегчают реакции дальнейшего замещения и направляют второй заместитель по отношению к себе в *орто*- (*о*-, или 2-) положение и в *пара*- (*п*-, или 4-) положение [для запоминания: *орто* — около, *пара* — против].

Например:



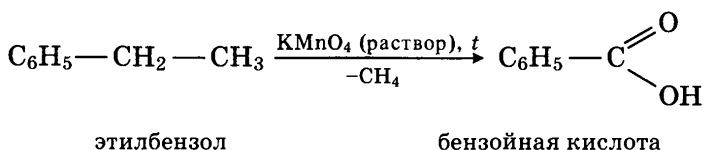
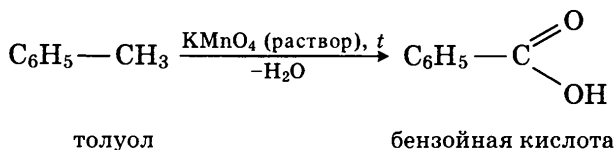
2) заместители II рода — NO₂, CHO, COOH и CN. Они затрудняют реакции дальнейшего замещения и направляют второй заместитель в *мета* (*м*-, или 3-) положение, например:



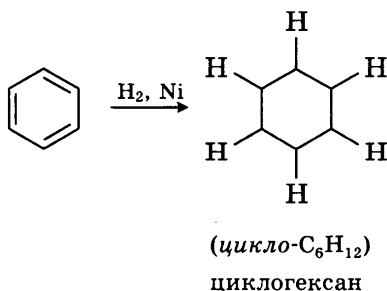
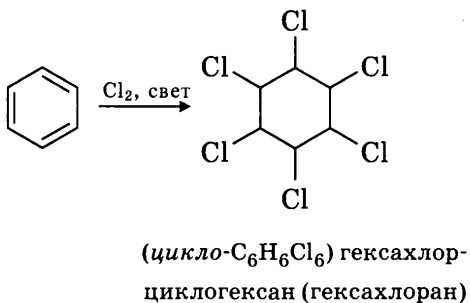
Очевидно, что существуют два *орто*-положения рядом с первым заместителем (X), два *мета*-положения, отделенные от первого заместителя одним углеродом кольца, и лишь одно *пара*-положение через два атома углерода бензольного кольца:



Ранее уже отмечалось, что бензол стоек к окислению даже при действии сильных окислителей. Гомологи бензола с одним боковым радикалом вступают в реакции окисления только за счет радикала; при этом, какова бы ни была его длина, отщепляется вся цепь, кроме ближайшего к кольцу атома углерода (он создает карбоксильную группу):



В жестких условиях бензол вступает в реакции присоединения:



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Распределите углеводороды по трем гомологическим рядам (начальные члены этих рядов — CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2):
 C_2H_6 , C_6H_{12} , C_3H_8 , C_4H_6 , C_4H_{10} , C_4H_8 , C_5H_{10} ,
 C_5H_{12} , C_3H_6 , C_5H_8 , C_6H_{14} , C_3H_4
2. Изобразите электронные формулы следующих молекул:
 CH_2Cl_2 , $\text{C}_2\text{H}_3\text{Br}$, C_3H_4 , $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$.
Укажите тип гибридизации атомных орбиталей углерода в этих молекулах.
3. Определите (устно), во сколько раз порция 1,4 моль этилена легче порции 1,4 моль криптона.
4. Назовите продукт присоединения хлороводорода (по правилу Марковникова) к 3-метилпентену-1.
5. Каким образом можно получить из ацетилена альдегид, из этена дихлорэтан, из ацетилена ацетиленид серебра(I)?
6. В чем заключается отличие действия брома на бензол и на этилен? Ответ мотивируйте.
7. Имеются сосуды со смесями следующих газов:
а) ацетилен и диоксид углерода;
б) водород и этилен;
в) ацетилен и хлор;
г) этилен и пропин.
Укажите, в каких сосудах будут протекать химические реакции.

ТЕСТЫ

8–13. Гомологический ряд углеводородов с названием

- | | |
|-----------------|------------|
| 8. алканы | 11. алкины |
| 9. алкадиены | 12. алкены |
| 10. циклоалканы | 13. арены |
- имеет общую формулу
- | | |
|--------------------------------|--------------------------------|
| 1) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ | 3) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ |
| 2) C_nH_{2n} | 4) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ |

14. Углеводороды, относящиеся по составу к алканам, — это
- | | |
|----------------|----------------|
| 1) C_6H_{12} | 3) C_3H_4 |
| 2) C_7H_{16} | 4) C_4H_{10} |
15. Продукт реакции бутана с хлором на свету — это
- | | |
|--------------|---------------------|
| 1) хлорбутан | 3) хлорпропен |
| 2) хлорбутен | 4) 1,2-дихлорпропан |
16. Углеводороды, относящиеся по составу к циклоалканам, — это
- | | |
|----------------|-------------------|
| 1) C_8H_{16} | 3) C_7H_{16} |
| 2) C_5H_{10} | 4) $C_6H_5C_2H_5$ |
17. Присоединение водорода к циклобутану дает продукт с названием
- | | |
|-----------------|------------------|
| 1) пропан | 3) бутан |
| 2) 2-метилбутан | 4) 2-метилпропан |
18. Углеводороды, относящиеся по составу к алкенам, — это
- | | |
|----------------|----------------|
| 1) C_5H_{10} | 3) C_8H_{16} |
| 2) C_5H_{12} | 4) C_5H_8 |
19. Для этилена характерны реакции
- а) присоединения брома
 - б) «серебряного зеркала»
 - в) гидратации
 - г) окисления в растворе перманганата калия
20. Продукт реакции пропена с хлором — это
- | | |
|---------------|---------------------|
| 1) хлорбутен | 3) хлорбутан |
| 2) хлорпропен | 4) 1,2-дихлорпропан |
21. Обесцвечивают бромную воду вещества
- | | |
|----------------|----------------|
| 1) C_4H_8 | 3) C_5H_8 |
| 2) C_4H_{10} | 4) C_5H_{12} |
22. При обработке пропилена бромной водой образуется продукт, в молекуле которого общее число атомов всех элементов равно
- | | |
|-------|------|
| 1) 11 | 3) 7 |
| 2) 9 | 4) 6 |

23. Продукт присоединения хлороводорода к бутену-1 — это
- 1) 1-хлорбутан
 - 2) 1-хлорбутен
 - 3) 2-хлорбутан
 - 4) 2-хлорбутен
24. При взаимодействии этилена с бромоводородом образуется продукт, в молекуле которого общее число атомов всех элементов равно
- 1) 5
 - 2) 6
 - 3) 7
 - 4) 8
25. Углеводороды, относящиеся по составу к алкадиенам, — это
- 1) C_5H_{12}
 - 2) C_2H_2
 - 3) C_3H_4
 - 4) C_6H_{10}
26. Промежуточный и конечный продукты бромирования бутадиена-1,3
- 1) 3,4-дибромбутен-1
 - 2) 1,4-дибромбутен-2
 - 3) 3,3,4,4-тетрабромбутан
 - 4) 1,2,3,4-тетрабромбутан
27. При взаимодействии бутадиена-1,3 с бромоводородом образуется
- 1) 2-бромбутен-2
 - 2) 1-бромбутен-2
 - 3) 1,4-дибромбутен-2
 - 4) 1,2-дибромбутен-2
28. Углеводороды, относящиеся по составу к алкинам, — это
- 1) C_6H_{10}
 - 2) C_3H_4
 - 3) C_5H_{12}
 - 4) $C_6H_5CH_3$
29. Реакции присоединения характерны для
- 1) бутина
 - 2) пропана
 - 3) циклопропана
 - 4) бутадиена-1,2
30. Для ацетиленов характерны реакции
- 1) присоединения
 - 2) нитрования
 - 3) замещения
 - 4) окисления

31–32. При обесцвечивании ацетиленом бромной воды

31. промежуточный

32. конечный

продукт называется

1) 1,2-дибромэтен

2) 1,1,2,2-тетрабромэтан

3) дибромметан

4) бромэтан

33. Промежуточный и конечный продукты присоединения бромоводорода к пропину называются

1) 2-бромпропен-1

3) 1-бромпропен-2

2) 2,2-дибромпропан

4) 1,1-дибромпропан

34. При гидрировании ацетилена могут образоваться

1) пропилен

3) бензол

2) этилен

4) этан

35. Углеводород, реагирующий с бромной водой и с оксидом серебра(I) в аммиачном растворе, — это

1) пропан

3) пропин

2) пропен

4) пропадиен

36. Окраска подкисленного раствора перманганата калия исчезнет при пропускании газообразного

1) этина

3) этана

2) пропина

4) *цис*-бутена-2

37. Углеводороды, относящиеся по составу к аренам, — это

1) C_4H_8

2) C_5H_{12}

3) C_8H_{10}

4) C_9H_{12}

38. Общая формула алкилбензолов C_nH_{2n-6} не относится к ароматическому соединению

1) фенилацетилен

3) фенилэтан

2) метилбензол

4) 2-этил-*мета*-ксилол

39. Для бензола характерны реакции

1) присоединения водорода

2) присоединение воды

3) окисления в растворе перманганата калия

4) замещения с участием азотной кислоты

40. Реакция присоединения протекает при действии на бензол реактивом
- 1) HNO_3 (в конц. H_2SO_4 , t)
 - 2) Cl_2 (на свету)
 - 3) Cl_2 (катализатор FeCl_3 , t)
 - 4) хлорная вода
41. Продукту реакции замещения с участием метилбензола и брома можно дать названия
- 1) 1-бром-2-метилбензол
 - 2) 1,3,5-трибромтолуол
 - 3) 1,3,5-трибром-2-метилбензол
 - 4) 1-бромтолуол
42. Продукт нитрования толуола — это
- 1) нитробензол
 - 2) нитротолуол
 - 3) 1-метил-2,4-динитробензол
 - 4) 1-метил-2,4,6-тринитробензол
43. Окраска раствора перманганата калия не исчезает при добавлении
- | | |
|--------------|-------------------|
| 1) бензола | 3) пентадиена-1,3 |
| 2) ацетилена | 4) пентана |
44. Углеводород *стирол* (винилбензол, или фенилэтилен) — это производное
- 1) алканов и аренов
 - 2) алкинов и алканов
 - 3) аренов и алкенов
 - 4) алкенов и алкинов
45. С водородом реагируют оба вещества в наборах
- 1) бутadiен-1,2; бензол
 - 2) этан, циклобутан
 - 3) циклопентан, пентин
 - 4) пропан, дибромэтан
 - 5) пентен-1, ацетилен
 - 6) пентен-2, пентан

46. Присоединяют бром оба вещества в наборах

- 1) бутен, 1,2-диодбутен
- 2) циклобутан, пентан
- 3) бутан, 1-хлорпентан
- 4) тетрабромметан, пропин
- 5) пропен, ацетилен
- 6) бутин, 1,2-дибромэтен

47. Присоединяют хлороводород оба вещества в наборах

- 1) пропен, этин
- 2) бензол, бутадиен-1,3
- 3) бутан, циклопропан
- 4) бутен-1, пропин
- 5) хлорвинил, этилен
- 6) 1,2-дихлорэтан, бутен-2

48. Протекают реакции между

- 1) гексаном и бромной водой
- 2) иодэтаном и натрием
- 3) ацетиленом и водой
- 4) бромвинилом и бромоводородом
- 5) ацетиленом и азотной кислотой(конц.)
- 6) бензолом и соляной кислотой

49. Будут реагировать между собой

- 1) бензол и хлороводород
- 2) циклопентан и KMnO_4 в растворе
- 3) этилен и KMnO_4 в растворе
- 4) циклогексан и хлор
- 5) пропан и вода
- 6) пропен и вода

50. Будут протекать реакции

- 1) окисления бензола перманганатом калия
- 2) присоединения воды к пропанолу-2
- 3) дегидрирования циклогексана
- 4) тримеризации ацетилена
- 5) нитрования толуола
- 6) этилена с натрием

3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола

Спирты — производные углеводородов, содержащие функциональную группу OH (гидроксил). Спирты, в которых имеется одна группа OH, называются *одноатомными*, а спирты с несколькими группами OH — *многоатомными*.

Названия некоторых распространенных спиртов приведены в табл. 7.

Таблица 7

Названия спиртов		
Формула	Систематическое название	Традиционное название
CH_3OH	Метанол	Метиловый спирт
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Этанол	Этиловый спирт
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Пропанол	Пропиловый спирт
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	Бутанол	Бутиловый спирт
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	Пентанол	Амиловый спирт
$\text{C}_6\text{H}_5\text{—CH}_2\text{OH}$	Фенилкарбинол	Бензиловый спирт
$\text{CH}_2\text{OH—CH}_2\text{OH}$	Этандиол-1,2	Этиленгликоль
$(\text{CH}_2\text{OH})_2\text{CHOH}$	Пропантириол-1,2,3	Глицерин

По строению различают спирты *первичные*, *вторичные* и *третичные* в зависимости от того, при каком атоме углерода (первичном, вторичном или третичном) находится группа OH:

первичный спирт $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$

пропанол-1

вторичный спирт $\text{CH}_3\text{—CH(OH)—CH}_3$

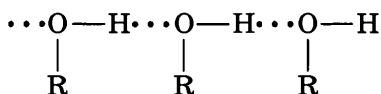
пропанол-2

третичный спирт $\text{CH}_3\text{—C(CH}_3\text{)(OH)—CH}_3$

2-метилпропанол-2

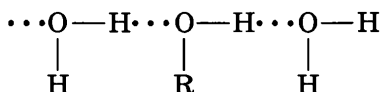
Одноатомные спирты — бесцветные жидкости (до $\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{OH}$), растворимые в воде. Простейший спирт — *метанол* CH_3OH чрезвычайно ядовит. С увеличением молярной массы температура кипения спиртов повышается.

Молекулы жидких одноатомных спиртов ROH ассоциированы за счет водородных связей:



(эти связи аналогичны водородным связям в чистой воде).

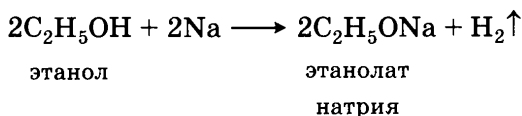
При растворении в воде молекулы ROH образуют водородные связи с молекулами воды:



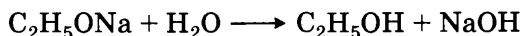
Водные растворы спиртов ROH имеют нейтральную среду; другими словами, спирты практически не диссоциируют в водном растворе ни по кислотному, ни по основному типу.

Химические свойства одноатомных спиртов обусловлены присутствием в них функциональной группы OH.

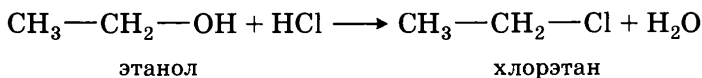
Водород группы OH в спиртах может замещаться на металл:



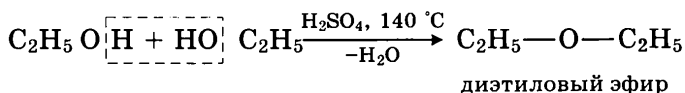
Этанолаты и производные других спиртов (*алкоголяты*) легко гидролизуются:



Группу OH в спиртах можно заместить на Cl или Br:

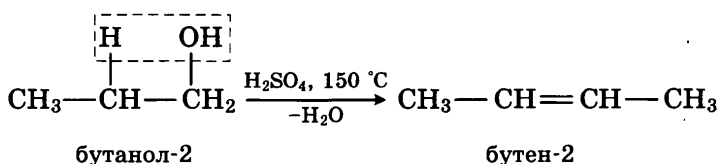
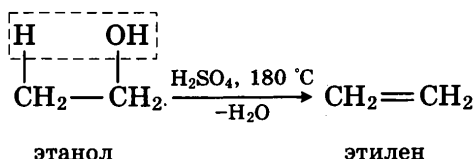


При действии на спирты водоотнимающих средств, например концентрированной H_2SO_4 , происходит *межмолекулярная дегидратация*:

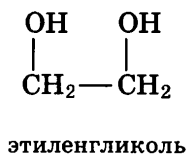


Продукт реакции — диэтиловый эфир ($C_2H_5)_2O$ — относится к классу *простых эфиров*.

В более жестких условиях дегидратация становится *внутримолекулярной*, и образуется соответствующий непредельный углеводород:

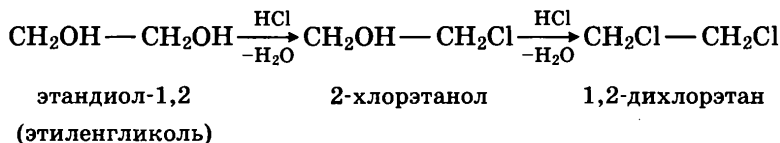


Многоатомные спирты рассмотрим на примере простейших представителей двух- и трехатомных спиртов:



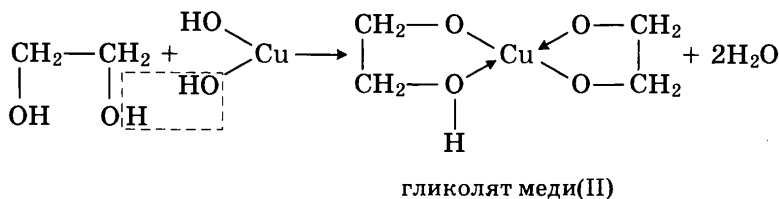
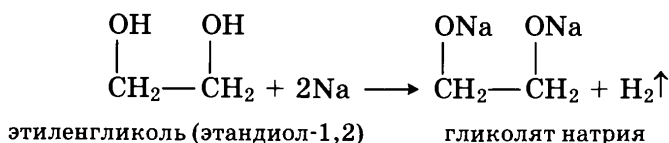
При комнатной температуре они — бесцветные вязкие жидкости с температурами кипения 198 и 290 °С, соответственно, неограниченно смешиваются с водой. Этиленгликоль ядовит.

Химические свойства многоатомных спиртов подобны свойствам спиртов ROH . Так, в этиленгликоле одну или две группы OH можно заместить на галоген:



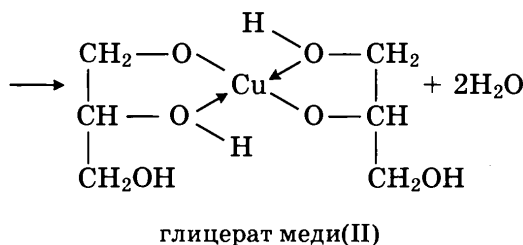
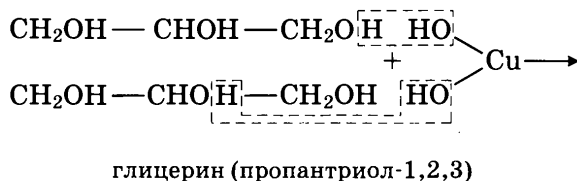
Кислотные свойства многоатомных спиртов проявляются в том, что (в отличие от одноатомных спиртов) водород группы OH

замещается на металл под действием не только металлов, но и гидроксидов металлов:



(стрелками в формуле гликолята меди показано образование ковалентных связей медь—кислород по донорно-акцепторному механизму).

Аналогично реагируют с гидроксидом меди(II) и другие многоатомные спирты, например трехатомный спирт — глицерин:



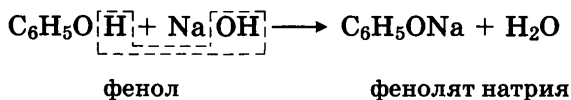
Гликолят и глицерат меди(II), имеющие ярко-синюю окраску, позволяют качественно обнаруживать многоатомные спирты.

Простые эфиры — класс органических соединений, содержащих мостиковый атом кислорода —O— между двумя углеводородными радикалами: R—O—R'. Самый известный и широко

применяемый простой эфир — *диэтиловый эфир* $\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$. Бесцветная, легкоподвижная жидкость с характерным («эфирным») запахом, в лабораторной практике его называют просто эфиром. Почти не смешивается с водой, $t_{\text{кип}} = 34,51\text{ }^\circ\text{C}$. Пар эфира воспламеняется на воздухе.

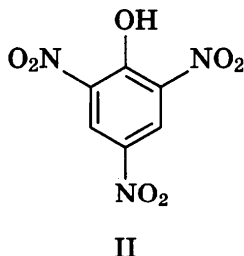
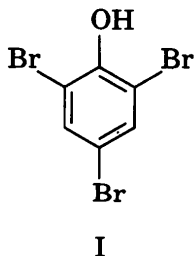
Фенолы — это спирты, в которых группа ОН непосредственно связана с бензольным кольцом. Простейший представитель — *фенол* C_6H_5-OH . Белые (розовеющие на свету) кристаллы с сильным запахом, $t_{пл} = 41\text{ }^{\circ}C$. Вызывает ожоги кожи, ядовит.

Для фенола характерна значительно большая кислотность, чем для ациклических спиртов. Вследствие этого фенол в водном растворе легко реагирует с гидроксидом натрия:



Отсюда тривиальное название фенола — *карболовая кислота*.

Отметим, что группа ОН в феноле никогда не замещается ни на какие другие группы или атомы, но делает более подвижными атомы водорода бензольного кольца. Так, фенол легко реагирует с бромом и азотной кислотой, образуя соответственно 2,4,6-трибромфенол (I) и 2,4,6-тринитрофенол (II, традиционное название — *пикриновая кислота*):



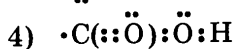
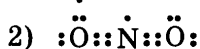
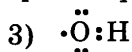
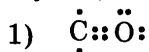
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Назовите функциональную группу класса спиртов. Какова общая формула предельных одноатомных спиртов?

2. Можно ли (да, нет) получить бромэтан из реагентов:
- C_2H_6 и Br_2 ;
 - C_2H_5OH и Br_2 ;
 - C_2H_5OH и HBr ;
 - $(CH_3)_2O$ и HBr ?
3. При нагревании смеси пропилового и бутилового спиртов с серной кислотой можно получить три простых эфира и два углеводорода. Укажите формулы этих продуктов.
4. Жидкости этанол и глицерин можно различить по:
- плотности;
 - действию $Cu(OH)_2$.
- Объясните, на чем основаны данные способы идентификации.
5. Определите продукты реакций:
- фенол + гидроксид кальция \longrightarrow
 - пропанол-1 + литий \longrightarrow
 - этиленгликоль + калий \longrightarrow
 - бутанол-1 + бромоводород \longrightarrow
 - фенол + азотная кислота \longrightarrow
6. Тринитрат глицерина, обычно называемый нитроглицерином, получают осторожным смешиванием глицерина с охлажденной смесью азотной и серной концентрированных кислот. Зачем в реакцию смесь добавляют серную кислоту?

ТЕСТЫ

7. Функциональная группа спиртов и фенолов — это



8. Метанол взаимодействует с

1) пропанолом-1

2) ацетиленом

3) бензолом

4) водой

9. Этанол вступает в реакцию с
- 1) этиленом
 - 2) пропаном
 - 3) азотной кислотой
 - 4) иодоводородом
10. При внутримолекулярной дегидратации этанола образуется
- 1) этан
 - 2) этен
 - 3) пропан
 - 4) пропен
11. Бромную воду не обесцвечивает
- 1) пропин
 - 2) этен
 - 3) этанол
 - 4) фенол
12. Продукт присоединения воды к бутену-1 называют
- 1) пропанол-1
 - 2) пропанол-2
 - 3) бутанол-1
 - 4) бутанол-2
13. Алкоголь — это синоним термина
- 1) соляной спирт
 - 2) нашатырный спирт
 - 3) винный спирт
 - 4) предельный одноатомный спирт
14. Функциональная группа простых эфиров — это
- 1) $\ddot{\text{O}}::\text{C}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$
 - 2) $\cdot\ddot{\text{C}}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{C}}\cdot$
 - 3) $\cdot\text{C}::\ddot{\text{O}}:$
 - 4) $\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{C}}:\text{H}$
15. Жидкость, которая плохо смешивается с водой и хорошо — с полярными органическими растворителями, выделяет газ при внесении натрия и образует бутен-2 при дегидратации называют
- 1) бутанол-1
 - 2) бутанол-2
 - 3) диэтиловый эфир
 - 4) 2-метилпропанол-2
16. Фенол реагирует с
- 1) бромной водой
 - 2) хлороводородной кислотой
 - 3) этанолом
 - 4) бромоводородом

17–19. В реакции

17. этандиола-1,2 с натрием

18. внутримолекулярной дегидратации этанола

19. фенола с калием

газообразный продукт — это

- | | |
|-----------|-------------|
| 1) H_2 | 3) O_2 |
| 2) CO_2 | 4) C_2H_4 |

20. Метанол участвует в процессах

- 1) гидрогенизации
- 2) дегидрирования
- 3) этерификации
- 4) окисления
- 5) полимеризации
- 6) нейтрализации

21. Этанол можно получить при взаимодействии

- 1) ацетальдегида с $Cu(OH)_2$
- 2) хлорэтана с KOH в воде
- 3) этилена с $KMnO_4$ в растворе
- 4) этилена с водой
- 5) ацетиленом с водой
- 6) древесины с водой и последующим сбраживанием глюкозы

22. Этиленгликоль реагирует с веществами:

- | | |
|-----------------------|-----------|
| 1) уксусная кислота | 4) бензол |
| 2) гидроксид меди(II) | 5) фенол |
| 3) гидроксид калия | 6) натрий |

23. Глицерин взаимодействует с веществами:

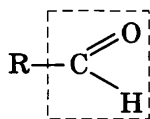
- | | |
|-----------------------|-----------------|
| 1) бром в воде | 4) этанол |
| 2) гидроксид меди(II) | 5) бромоводород |
| 3) азотная кислота | 6) глюкоза |

24. Фенол вступает в реакции

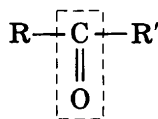
- | | |
|-----------------|--------------------------|
| 1) дегидратации | 4) нейтрализации |
| 2) бромирования | 5) нитрования |
| 3) изомеризации | 6) «серебряного зеркала» |

3.6. Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров

Альдегиды и кетоны — это производные углеводородов, содержащие функциональную карбонильную группу CO . В альдегидах карбонильная группа связана с атомом водорода и одним радикалом, а в кетонах с двумя радикалами. Общие формулы:



альдегиды



кетоны

Названия распространенных веществ этих классов приведены в табл. 8.

Таблица 8

Названия альдегидов и кетонов

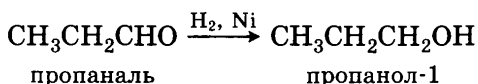
Формула	Систематическое название	Традиционное название
HCHO	Метаналь	Муравьиный альдегид, формальдегид
CH_3CHO	Этаналь	Уксусный альдегид, ацетальдегид
$\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$	Пропаналь	Продионовый альдегид
$\text{C}_3\text{H}_7\text{CHO}$	Бутаналь	Масляный альдегид
$\text{C}_4\text{H}_9\text{CHO}$	Пентаналь	Валериановый альдегид
$(\text{CH}_3)_2\text{CO}$	Пропанон-2	Диметилкетон, ацетон

Метаналь — бесцветный газ с резким удушающим запахом, хорошо растворим в воде (традиционное название 40%-ного раствора — *формалин*), ядовит. Последующие члены гомологического ряда альдегидов — жидкости и твердые вещества.

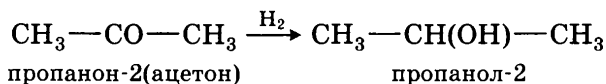
Простейший кетон — пропанон-2, более известный под названием *ацетон*, при комнатной температуре — бесцветная жидкость с фруктовым запахом, $t_{\text{кип}} = 56,24^\circ\text{C}$. Хорошо смешивается с водой.

Химические свойства альдегидов и кетонов обусловлены присутствием в них карбонильной группы CO ; они легко вступают в реакции присоединения, окисления и конденсации.

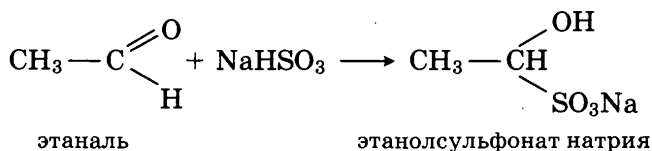
В результате присоединения водорода к альдегидам образуются первичные спирты:



При восстановлении водородом кетон в образуются вторичные спирты:



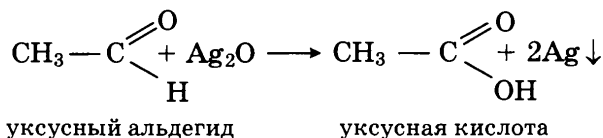
Реакция присоединения гидросульфита натрия используется для выделения и очистки альдегидов, так как продукт реакции мало растворим в воде:



(действием разбавленных кислот такие продукты превращаются в альдегиды).

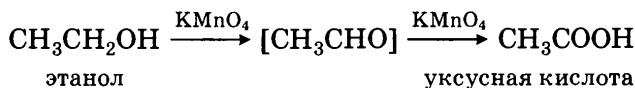
Окисление альдегидов проходит легко под действием кислорода воздуха (продукты — соответствующие карбоновые кислоты). Кетоны сравнительно устойчивы к окислению.

Качественная реакция на альдегидную группу — реакция «серебряного зеркала», т. е. окисление группы C(H)O с помощью оксида серебра(I) в присутствии гидрата аммиака:

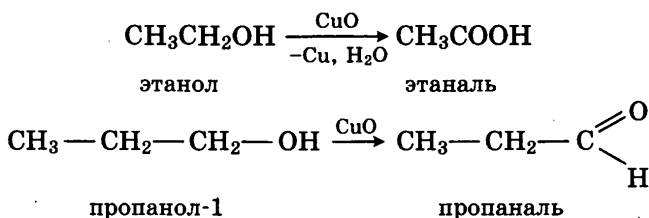


Аналогично протекает реакция с Cu(OH)₂, при нагревании появляется красный осадок оксида меди(I) Cu₂O.

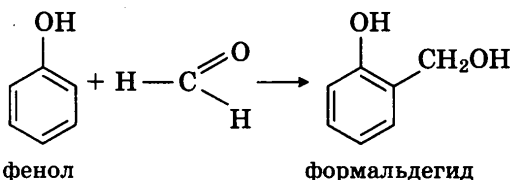
При окислении первичных спиртов сильными окислителями (перманганат калия, дихромат калия в кислотной среде) процесс трудно остановить на стадии получения альдегидов; альдегиды легко окисляются до соответствующих кислот:



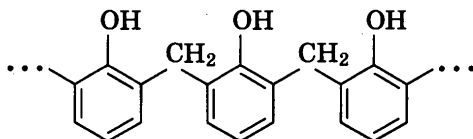
Более подходящим окислителем является оксид меди(II):



Альдегиды способны участвовать в реакциях конденсации. Так, конденсация формальдегида с фенолом протекает в две стадии. Вначале образуется промежуточный продукт, являющийся фенолом и спиртом одновременно:



Затем промежуточный продукт реагирует с другой молекулой фенола и в результате получается продукт поликонденсации — *фенолформальдегидная смола*:



Карбоновые кислоты — это производные углеводородов, содержащие функциональную группу COOH (*карбоксил*). Названия некоторых распространенных карбоновых кислот приведены в табл. 9.

Таблица 9

Названия карбоновых кислот		
Формула	Систематическое название	Традиционное название
HCOOH	Метановая	Муравьиная
CH_3COOH	Этановая	Уксусная
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	Пропановая	Пропионовая
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$	Бутановая	Масляная
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$	Пentanовая	Валериановая
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Бензолкарбоновая	Бензойная
$\text{COOH}-\text{COOH}$	Этандиовая	Щавелевая

Традиционные названия кислот, НСООН (*муравьиная*), $\text{СН}_3\text{СООН}$ (*уксусная*), $\text{С}_6\text{Н}_5\text{СООН}$ (*бензойная*) и $(\text{СООН})_2$ (*щавелевая*) рекомендуется использовать вместо их систематических названий. Названия кислотных остатков приведены в табл. 10.

Таблица 10

Названия кислотных остатков

Формула	Систематическое название	Традиционное название
НСОО—	Метаноат	Формиат
$\text{СН}_3\text{СОО—}$	Этаноат	Ацетат
$\text{С}_2\text{Н}_5\text{СОО—}$	Пропаноат	Пропионат
$\text{С}_3\text{Н}_7\text{СОО—}$	Бутаноат	Бутират
$\text{С}_4\text{Н}_9\text{СОО—}$	Пентаноат	Валерат
$\text{С}_6\text{Н}_5\text{СОО—}$	Бензолкарбоксилат	Бензоат
$\text{—(СОО)}_2\text{—}$	Этандиоат	Оксалат

Для составления названий солей карбоновых кислот (а также их сложных эфиров, см. ниже) обычно используются традиционные названия.

Например:

Na(НСОО) — формиат натрия

$\text{Ca(СН}_3\text{СОО)}_2$ — ацетат кальция

$\text{Na(С}_6\text{Н}_5\text{СОО)}$ — бензоат натрия

$\text{K}_2(\text{СОО—СОО})$, или $\text{K}_2\text{С}_2\text{O}_4$ — оксалат калия

Низшие карбоновые кислоты — бесцветные жидкости с резким запахом. При увеличении молярной массы температура кипения возрастает.

Карбоновые кислоты обнаружены в природе:

НСООН — крапива, выделения муравьев, хвоя ели

$\text{СН}_3\text{СООН}$ — продукты окисления, брожение спиртовых жидкостей (образование уксуса)

$\text{С}_2\text{Н}_5\text{СООН}$ — древесная смола

$\text{С}_3\text{Н}_7\text{СООН}$ — сливочное масло

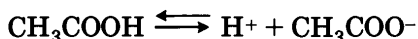
$\text{С}_4\text{Н}_9\text{СООН}$ — корни травы *валериана*

$\text{С}_6\text{Н}_5\text{СООН}$ — гвоздичное масло

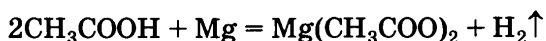
(СООН)_2 — щавель, шпинат, клевер, ревень, томаты,

многие ягоды (в виде соли калия).

Простейшие карбоновые кислоты растворимы в воде, обратимо диссоциируют в водном растворе с образованием катионов водорода:

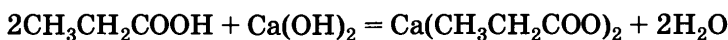


и проявляют общие свойства кислот:



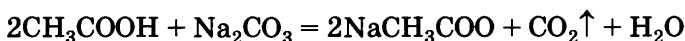
уксусная
кислота

ацетат
магния



пропионовая
кислота

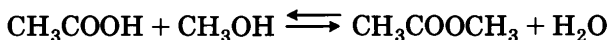
пропионат
кальция



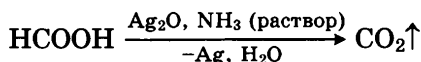
уксусная
кислота

ацетат
натрия

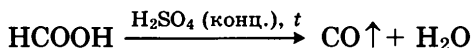
Важное практическое значение имеет взаимодействие карбоновых кислот со спиртами (подробнее см. ниже):



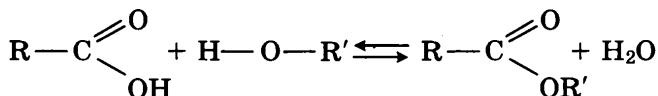
Отметим, что кислота HCOOH вступает в реакцию «серебряного зеркала» как альдегиды:



и разлагается под действием водоотнимающих реактивов:



Сложные эфиры — продукты обменного взаимодействия карбоновых кислот со спиртами. Это взаимодействие называется реакцией *этерификации*:

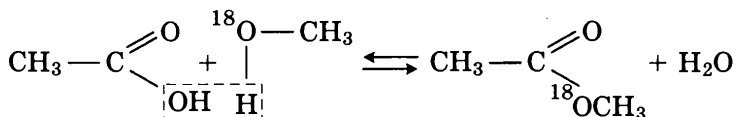


карбоновая
кислота

спирт

сложный
эфир

Механизм реакции этерификации был установлен при использовании спирта, меченного изотопом ^{18}O ; этот кислород после реакции оказался в составе эфира (а не воды):



Следовательно, в отличие от реакции нейтрализации неорганической кислоты щелочью ($\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$), в реакции этерификации карбоновая кислота всегда отдает группу OH , а спирт — атом H (образуется вода). Реакция этерификации обратима; она лучше протекает в кислотной среде, обратная реакция (*гидролиз, омыление*) — в щелочной среде.

Названия распространенных сложных эфиров приведены в табл. 11.

Среди сложных эфиров есть бесцветные низкокипящие горючие жидкости с фруктовым запахом.

Например:

$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ — запах бананов

$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOCH}_3$ — запах яблок

$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5$ — запах ананасов

$\text{C}_3\text{H}_7\text{COO}(\text{изо-C}_5\text{H}_{11})$ — запах груш

Таблица 11

Названия сложных эфиров

Формула	Систематическое название	Традиционное название
$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_6$	Этилэтанوات	Этилацетат, уксусноэтиловый эфир
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$	Метилпропаноат	Метилпропионат, пропионометилловый эфир
$\text{C}_6\text{H}_6\text{COOC}_2\text{H}_6$	Этилбензолкарбонилат	Этилбензоат, бензойноэтиловый эфир
HCOOC_6H_5	Фенилметаноат	Фенилформиат, муравьинофениловый эфир

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

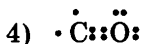
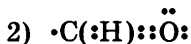
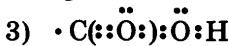
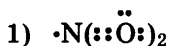
1. Установите, будут ли (да, нет) вступать в реакцию «серебряного зеркала» вещества: пропанол, метаналь, муравьиная кислота, ацетилен, глюкоза, глицерин, этилацетат, фруктоза
2. Укажите продукты реакций:
 - а) уксусная кислота + 3-метилбутанол-1 \longrightarrow ...
 - б) бензиловый спирт + муравьиная кислота \longrightarrow ...
 - в) гидролиз пропилбензоата в кислотной среде
 - г) пропановая кислота + гидроксид кальция \longrightarrow ...
3. Формиат натрия обрабатывают серной кислотой, к органическому продукту добавляют этанол. Назовите полученное органическое вещество.

ТЕСТЫ

4–5. Функциональная группа

4. альдегидов

5. карбоновых кислот



6. При кипячении ацетальдегида с гидроксидом меди(II) выпадает осадок ... цвета:
 - 1) серебристого
 - 2) зеленого
 - 3) ярко-синего
 - 4) красного
7. Продукт взаимодействия этанала с перманганатом калия в растворе — это
 - 1) уксусная кислота
 - 2) этиленгликоль
 - 3) этанол
 - 4) этилацетат
8. Органическое вещество — продукт гидратации ацетилена, которое вступает в реакцию «серебряного зеркала», а при восстановлении образует этанол, — это
 - 1) ацетальдегид
 - 2) уксусная кислота
 - 3) пропан
 - 4) ацетон

9–10. Газообразный продукт реакции

9. «серебряного зеркала» с участием метановой кислоты

10. дегидратации метановой кислоты

1) CH_4

3) CO

2) H_2

4) CO_2

11. Вещество состава HCOOH вступает в реакции, характерные для

1) простых эфиров

2) карбоновых кислот

3) спиртов

4) альдегидов

12. Органическое соединение с характерным запахом, которое изменяет окраску лакмуса, реагирует с цинком, выделяя водород, вступает в реакцию «серебряного зеркала», называют

1) уксусная кислота

3) ацетальдегид

2) муравьиная кислота

4) формальдегид

13. Органическое соединение, которое в реакции с содой выделяет углекислый газ, изменяет окраску лакмуса и получается окислением продукта гидратации ацетилен, — это

1) ацетальдегид

3) муравьиная кислота

2) уксусная кислота

4) этилен

14. Жидкость, выделяющая газ при добавлении натрия, не дающая реакции «серебряного зеркала», образующая сложный эфир при нагревании с этановой кислотой, — это

1) $\text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O}$

3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

2) $\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{CH}_3$

4) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

15. Изомер пропионовой кислоты из класса сложных эфиров — это

1) пропилформиат

3) метилацетат

2) метилпропионат

4) этилацетат

16. В реакции этерификации выделяется вода. При этом группа OH отщепляется от молекулы:

1) спирта

3) кетона

2) альдегида

4) кислоты

17. Этаналь реагирует с веществами:

- 1) метаналь
- 2) водород
- 3) уксусная кислота
- 4) гидроксид калия
- 5) оксид серебра(I) в аммиачном растворе
- 6) гидроксид меди(II)

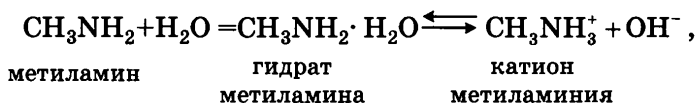
18. Уксусная кислота взаимодействует с веществами:

- | | |
|-------------------|-----------|
| 1) пропаналь | 4) фенол |
| 2) пропанол-1 | 5) анилин |
| 3) карбонат калия | 6) магний |

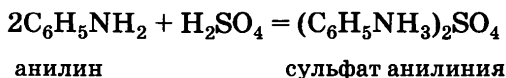
3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов, аминокислот

Амины (или *аминосоединения*) можно рассматривать как органические производные аммиака. Амины могут быть первичными $R-NH_2$, вторичными $RR'NH$ и третичными $RR'R''N$ в зависимости от числа атомов водорода, которые замещены на радикалы R, R', R'' . Например, первичный амин — *этиламин* $C_2H_5NH_2$, вторичный амин — *диметиламин* $(CH_3)_2NH$, третичный амин — *триэтиламин* $(C_2H_5)_3N$.

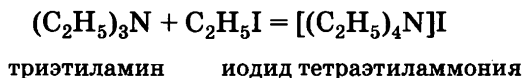
Амины, как и аммиак, проявляют основные свойства, они в водном растворе гидратируются и диссоциируют как слабые основания:



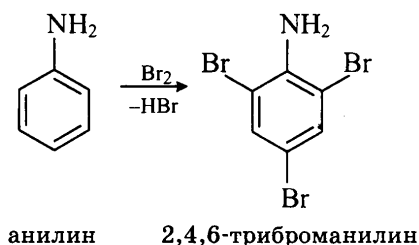
а с кислотами образуют соли:



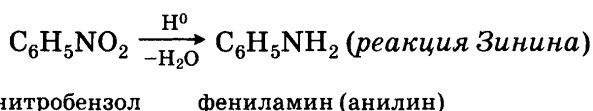
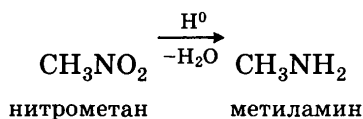
Третичные амины присоединяют галогенпроизводные с образованием солей четырехзамещенного аммония:



Ароматические амины (в которых аминогруппа связана непосредственно с бензольным кольцом) являются более слабыми основаниями, чем алкиламины, из-за взаимодействия неподеленной пары электронов атома азота с π -электронами бензольного кольца. Аминогруппа облегчает замещение водорода в бензольном кольце, например на бром; из анилина образуется 2,4,6-триброманилин:

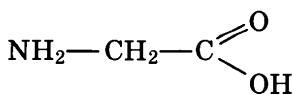


Получение: восстановление нитросоединений с помощью атомарного водорода (получают либо непосредственно в сосуде по реакции $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}^0$, либо при пропускании водорода H_2 над никелевым катализатором $\text{H}_2 = 2\text{H}^0$) приводит к синтезу **первичных аминов**:

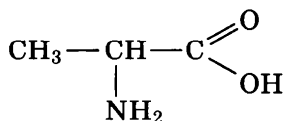


Аминокислоты — органические соединения, содержащие в своем составе две функциональные группы — кислотную **COOH** и аминную **NH₂**; являются основой белковых веществ.

Примеры:



аминоуксусная
кислота (глицин)



2-аминопропановая
кислота (аланин)

$$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}) + \text{H}_2\text{O}$$

глицин
глицинат натрия

$$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow \text{NH}_2\text{CH}_2\text{C}(\text{O})\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$$

глицин
этилглицинат

$$\text{NH}_2\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\parallel}\text{C}} + \text{HCl} = \left[\text{NH}_3\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\parallel}\text{C}} \right] \text{Cl}$$

глицин **хлорид глицина**

$$\text{глицинат-ион } \text{H}_2\text{NCH}_2\text{COO}^- \text{ (в щелочной среде)} \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$$

катион глицина $[+H_3NCH_2COOH]$ (в кислотной среде)

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- 251

2. Назовите продукты нитрования:
а) этана; б) бензола; в) толуола.
3. Напишите уравнения следующих реакций:
а) полное сгорание пропиламина в кислороде (азот выделяется в свободном виде);
б) взаимодействие дифениламина с азотной кислотой;
в) восстановление нитробутана в бутиламин.
4. Составьте структурные формулы *трипептидов*, синтезированных из аминокислот:
а) глицин, аланин и цистеин
[состав $\text{CH}_2(\text{SH})\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$];
б) глицин, серин
[состав $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$] и цистеин;
в) глицин, глутаминовая кислота
[состав $\text{CH}_2(\text{COOH})\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$] и фенилаланин
[состав $\text{CH}_2(\text{C}_6\text{H}_5)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$].

ТЕСТЫ*

5. Метиламин участвует в реакциях
1) нейтрализации соляной кислотой
2) синего окрашивания лакмуса в воде
3) присоединения этиламина
4) вытеснения водорода натрием
6. Метиламин примет участие в реакциях
1) горения на воздухе
2) восстановления водородом
3) нейтрализации серной кислотой
4) окисления оксидом меди(II)
7. Этиламин участвует в реакциях
1) синего окрашивания лакмуса в воде
2) окисления с помощью Ag_2O в аммиачном растворе
3) замещения с бромной водой
4) горения в кислороде

* В тестах 5–10 правильными будут 2 ответа.

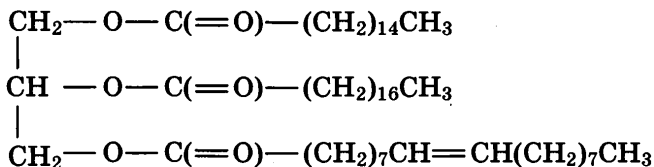
8. Анилин вступает в реакции
 - 1) получения бензола
 - 2) замещения с бромной водой
 - 3) нейтрализации соляной кислотой
 - 4) нейтрализации с участием КОН в растворе
9. Глицин участвует в реакциях
 - 1) присоединения уксусной кислоты
 - 2) этерификации со спиртами
 - 3) окисления гидроксидом меди(II)
 - 4) нейтрализации щелочью в растворе
10. Аланин вступает в реакции
 - 1) окисления с помощью Ag_2O в растворе NH_3
 - 2) присоединения этанала
 - 3) конденсации с глицином
 - 4) нейтрализации серной кислотой

3.8. Биологически важные соединения: жиры, белки, углеводы (моно-, ди- и полисахариды)

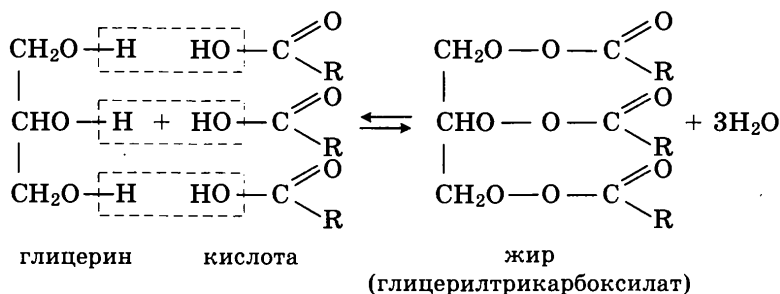
Жиры. Сложные эфиры трехатомного спирта — глицерина и высших карбоновых кислот (в общем виде RCOOH), например с формулами и названиями:

$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$, или $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	гексадекановая, или пальмитиновая
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$, или $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	октадекановая, или стеариновая
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$, или $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	октадецен-9-овая, или олеиновая

носят названия *жиров*. Примером жира будет смешанный сложный эфир глицерина и этих кислот:



Чем выше содержание остатков олеиновой кислоты (или других ненасыщенных кислот), тем ниже температура плавления жира. Жидкие при комнатной температуре жиры называются *маслами*. Путем гидрогенизации, т.е. присоединения водорода по двойной связи, масла превращают в твердые жиры (например, растительное масло — в маргарин). Реакция этерификации (образования жира) обратима:



Прямая реакция лучше идет в кислой среде, обратная реакция — гидролиз, или омыление, жира — в щелочной среде; при пищеварении жир омыляется (расщепляется) с помощью ферментов.

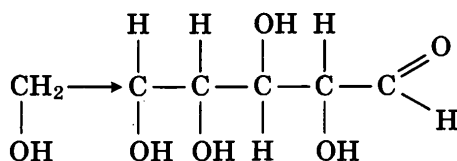
В результате реакции омыления твердых жиров натровым щёлоком получают соли карбоновых кислот (стеариновой, пальмитиновой и др.), которые называются *мылами*. При малом количестве оставляемого глицерина (второй продукт омыления) вырабатывается хозяйственное и туалетное мыло, а при большом количестве — жидкое мыло.

Углеводы (сахара́) — важнейшие природные соединения, состоящие из углерода, водорода и кислорода. Углеводы подразделяют на *моносахариды* и *полисахариды*. Моносахариды не подвергаются гидролизу, а полисахариды при кипячении с разбавленными растворами кислот расщепляются до моносахаридов.

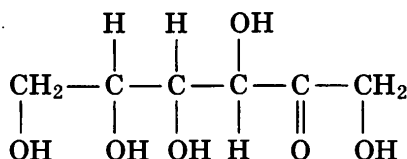
Углеводы относятся к полифункциональным соединениям. В молекуле моносахарида имеются функциональные группы разных типов: группы OH (спиртовая функция) и группы CO (альдегидная или кетонная функция). Поэтому среди углеводов различают:

- *альдозы* (альдегидоспирты, спиртоальдегиды)
- *кетозы* (кетоноспирты, спиртокетоны)

Важнейший представитель альдоз — это *глюкоза*:

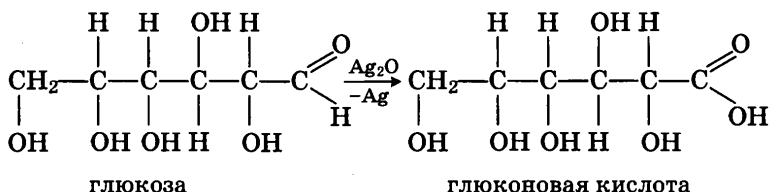


а представитель кетоз — *фруктоза*:



Глюкоза (*виноградный сахар*) и фруктоза (*фруктовый сахар*) являются структурными изомерами; их молекулярная формула $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Глюкозу можно отличить от фруктозы так же, как и любой альдегид от кетона, — по реакции «серебряного зеркала»:

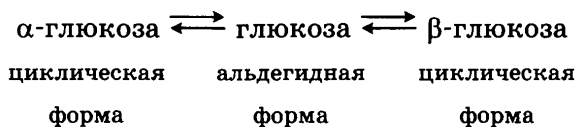


глюкоза

глюконовая кислота

Этерификация глюкозы и фруктозы (например, уксусной кислотой) приводит к образованию сложных эфиров по всем пяти группам OH (заменяются на OSOCH_3).

Однако не все реакции, характерные для альдегидов, протекают с глюкозой; например, не идет реакция присоединения с участием гидросульфита натрия. Причина в том, что молекула глюкозы может существовать в трех изомерных формах, из которых две формы (α и β) — **циклические**. В растворе все три формы находятся в состоянии равновесия, причем открытая (альдегидная) форма, приведенная выше, содержится в наименьшем количестве:



(рядом с кислородом в цикле):

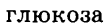


торов); наиболее важны в промышленности:

а) спиртовое брожение

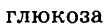


б) молочнокислое брожение

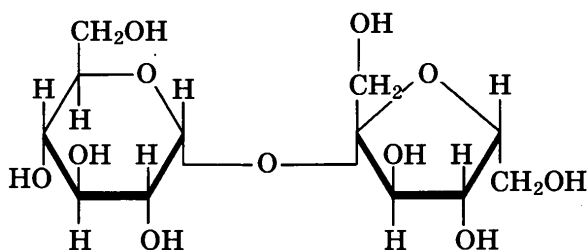


МОЛОЧНАЯ КИСЛОТА

путем межмолекулярной дегидратации. Так, *сахароза*

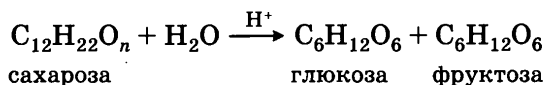


фруктоза



сахароза

При гидролизе в кислотной среде сахароза переходит вновь в моносахариды:

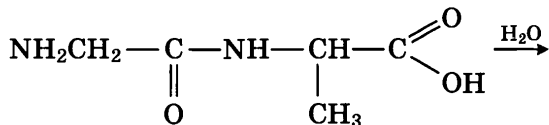


Получившаяся смесь — *инвертный сахар* — содержится в мёде. При 200 °С сахароза, теряя воду, превращается в бурую массу (*карамель*).

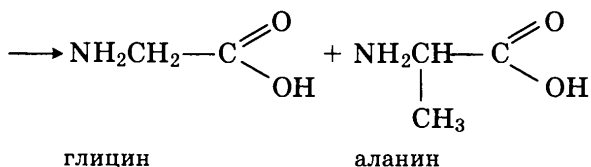
Полисахариды — *крахмал* и *целлюлоза* (*клетчатка*) — продукты поликонденсации (межмолекулярной дегидратации) соответственно α- и β-форм глюкозы, их общая формула (C₆H₁₀O₅)_n. Степень полимеризации крахмала составляет 1000–6000, а целлюлозы 10 000–14 000. Целлюлоза — наиболее распространенное в природе органическое вещество (в древесине массовая доля целлюлозы доходит до 75%). Крахмал (легче) и целлюлоза (труднее) подвергаются гидролизу (условия: H₂SO₄ или HCl, >100 °С); конечный продукт — глюкоза.

Белки — органические природные соединения; представляют собой биополимеры, построенные из остатков аминокислот. В молекулах белков азот присутствует в виде амидогруппы —C(O)—NH— (так называемая *пептидная связь* C—N). Белки обязательно содержат С, Н, N, О, почти всегда S, часто Р и др.

При гидролизе белков получают смесь аминокислот, например:

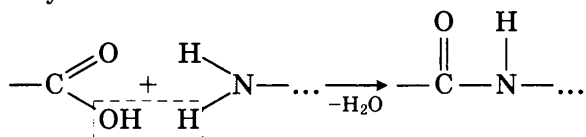


глицилаланин



По числу остатков аминокислот в молекуле белка различают *дипептиды* (приведенный выше глицилаланин), *трипептиды* и т.д. Природные белки (*протеины*) содержат от 100 до $1 \cdot 10^5$ остатков аминокислот, что отвечает относительной молекулярной массе $1 \cdot 10^4 - 1 \cdot 10^7$ (а. е. м.).

Образование макромолекул протеинов (*биополимеров*), т.е. связывание молекул аминокислот в длинные цепи, происходит при участии группы $-\text{COOH}$ одной молекулы и группы $-\text{NH}_2$ другой молекулы:



Физиологическое значение белков трудно переоценить; не случайно их называют «носители жизни». Белки — основной материал, из которого построен живой организм, т.е. протоплазма каждой живой клетки.

При биологическом синтезе белка в полипептидную цепь включаются остатки 20 аминокислот (в порядке, задаваемом генетическим кодом организма). Среди них есть и такие, которые не синтезируются вообще (или синтезируются в недостаточном количестве) самим организмом, они называются *незаменимыми аминокислотами* и вводятся в организм только вместе с пищей. Пищевая ценность белков различна; животные белки, имеющие более высокое содержание незаменимых аминокислот, считаются для человека более важными, чем растительные белки.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. К каким классам органических веществ относятся продукты гидролиза твердых жиров?
2. Какой газ выделяется при спиртовом брожении глюкозы — CO , CO_2 , O_2 или CH_4 ?

3. Чем отличается молочнокислое брожение глюкозы от спиртового?
4. Каков конечный продукт гидролиза крахмала и клетчатки (целлюлозы)?
5. Определите, какое соединение соответствует описанию: белый порошок, нерастворимый в холодной воде, набухает в горячей воде, гидролизуеться до глюкозы.

ТЕСТЫ

- 6–7. Сложным эфирам глицерина и высших карбоновых кислот
 6. предельных
 7. непредельныхотвечает групповое название
 - 1) жидкие мыла
 - 2) жидкие масла
 - 3) твердые жиры
 - 4) твердые мыла
8. Твердые и жидкие жиры обладают наименьшей растворимостью в
 - 1) керосине
 - 2) воде
 - 3) тетрахлорметане
 - 4) толуоле
9. При гидролизе твердых жиров могут образоваться
 - 1) глицерин
 - 2) этиленгликоль
 - 3) стеариновая кислота
 - 4) уксусная кислота
10. Глицерин и пальмитиновая кислота образуются по реакции
 - 1) этерификации
 - 2) крекинга нефтепродуктов
 - 3) гидролиза жира
 - 4) гидролиза углеводов
- 11–12. Функциональные группы
 11. глюкозы
 12. фруктозы
 - 1) COOH , OH
 - 2) CO , OH
 - 3) COOH , CO
 - 4) CHO , OH

13–14. Характеристики

13. глюкозы

14. фруктозы

- 1) гексоза, кетоноспирт
- 2) пентоза, кетоноспирт
- 3) гексоза, альдегидоспирт
- 4) пентоза, альдегидоспирт

15–16. Химические свойства глюкозы, характерные для

15. спиртов

16. альдегидов

проявляются в реакции

- 1) спиртового брожения
- 2) этерификации
- 3) «серебряного зеркала»
- 4) нейтрализации

17. Глюкоза вступает в реакцию «серебряного зеркала» за счет функциональной группы

- 1) OH
- 2) CO
- 3) C(H)O
- 4) COOH

18. Глюкоза не должна реагировать с

- 1) CH_3COOH
- 2) H_2
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 4) Na

19. Вещество, выделяющее газ при добавлении натрия, образующее алкен при сильном нагревании с серной кислотой и получающееся при брожении глюкозы, — это

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 2) CH_3COOH
- 3) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$
- 4) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$

20. Глюкоза не образуется, если проводится

- 1) гидролиз сахарозы
- 2) гидролиз (омыление) этилацетата
- 3) фотосинтез с участием хлорофилла
- 4) гидролиз крахмала или целлюлозы (клетчатки)

21–24. Формула органического соединения с названием

21. сахароза

23. фруктоза

22. крахмал

24. клетчатка

1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

3) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

2) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$

4) CH_2O

25. При гидролизе сахарозы образуются

- 1) глюкоза
- 2) крахмал
- 3) целлюлоза
- 4) фруктоза

26. В реакцию «серебряного зеркала» вступают (по отдельности) оба вещества набора

- 1) уксусная кислота, пропанол
- 2) глюкоза, формальдегид
- 3) ацетилен, этиленгликоль
- 4) глицерин, этилацетат

27. Гидролизу подвергаются все вещества в наборе

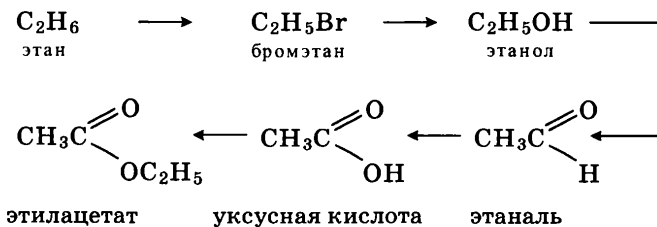
- 1) этилен, сахароза, метилацетат
- 2) этилацетат, сахароза, глюкоза
- 3) изопропилацетат, сахароза, глицерилтристеарат
- 4) пропионовая кислота, целлюлоза, метилацетат

28. Глюкоза может участвовать в процессах

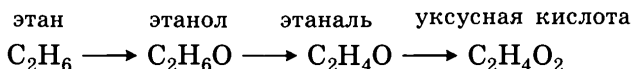
- 1) дегидратации
- 2) гидролиза (омыления)
- 3) этерификации
- 4) «серебряного зеркала»
- 5) нитрования

3.9. Взаимосвязь органических соединений

Мы рассмотрели в разделах 3.1–3.8 строение и свойства важнейших классов органических соединений, среди которых — углеводороды и их галогенпроизводные, спирты, альдегиды, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры, углеводы. Химические свойства этих классов наглядно показывают, что между ними имеется взаимосвязь. При переходе от углеводородов к галогенпроизводным и далее к кислородосодержащим классам происходит постепенное усложнение состава органических соединений:

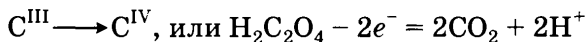


Так, при переходе от углеводородов к спиртам, альдегидам и кислотам в этих веществах увеличивается содержание кислорода:

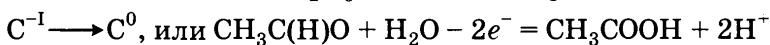


Принято говорить, что углеводороды последовательно *окисляются* в спирты, альдегиды и кислоты. Очевидно, что конечным продуктом окисления всех органических соединений будет диоксид углерода CO_2 , содержащий углерод в высшей для него степени окисления (+IV) [см. шкалу степеней окисления углерода в тексте разд. 1.2.4].

Например, щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, которая содержит углерод в степени окисления (+III), легко окисляется в водном растворе:



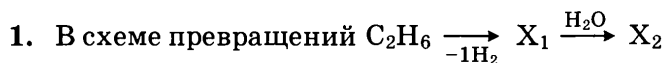
Аналогично, этанол (содержит C^{II}) можно окислить до ацетальдегида (содержит C^{I}) и, далее, до уксусной кислоты (содержит C^0):



Сами углеводороды можно получить из неорганических веществ, например $\text{C} + \text{H}_2 = \text{CH}_4$.

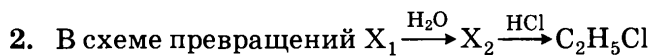
Таким образом, в природе существует взаимосвязь между неорганическими и органическими веществами.

ТЕСТЫ



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

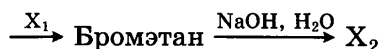
- | | |
|-------------|------------|
| 1) этилен | 3) метанол |
| 2) ацетилен | 4) этанол |



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|------------|-------------|
| 1) метанол | 3) ацетилен |
| 2) этанол | 4) этилен |

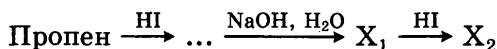
3. В схеме превращений Этен



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|---|---|
| 1) NaBr, $\text{CH}_3\text{C(H)O}$ | 3) Br_2 , CH_3OH |
| 2) HBr, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | 4) CH_3Br , HC(H)O |

4. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH}$ | 3) $\text{CH}_3\text{—CH(OH)—CH}_3$ |
| 2) $\text{CH}_3\text{—CHI—CH}_3$ | 4) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{I}$ |

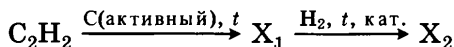
5. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|---|--|
| 1) C_2H_6 , CH_3CHO | 3) C_2H_4 , CH_3CHO |
| 2) C_2H_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | 4) C_2H_6 , CH_3COOH |

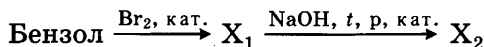
6. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|-----------------|----------------|
| 1) бутен-1-ин-3 | 3) циклогексен |
| 2) бензол | 4) циклогексан |

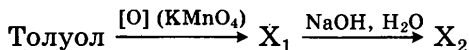
7. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | |
|--|
| 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ |
| 2) HBr, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ |
| 3) $\text{CH}_2(\text{Br})\text{CH}_2(\text{Br})$, CH_3OH |
| 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ |

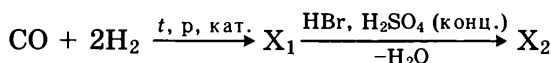
8. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|-----------|----------------------|
| 1) бензол | 3) бензойная кислота |
| 2) фенол | 4) бензоат натрия |

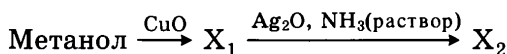
9. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, C_2Br_6
- 2) CH_3OH , CBr_4
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$
- 4) CH_3OH , CH_3Br

10. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- 1) ацетальдегид
- 2) формальдегид
- 3) метановая кислота
- 4) этановая кислота

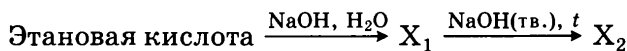
11. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- 1) CH_3OH , $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$
- 2) HC(H)O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOC}_2\text{H}_5$
- 4) $\text{CH}_3\text{C(H)O}$, HCOOCH_3

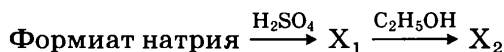
12. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|------------|----------------------|
| 1) метан | 3) метановая кислота |
| 2) метанол | 4) ацетат натрия |

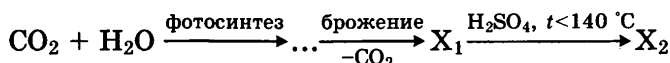
13. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- 1) метилформиат
- 2) этилформиат
- 3) метановая кислота
- 4) этановая кислота

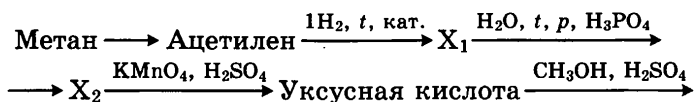
14. В схеме превращений



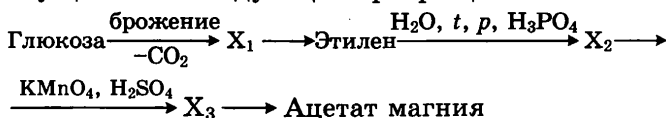
вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- 1) метилпропиловый эфир 3) пропанол-1
- 2) диэтиловый эфир 4) этанол

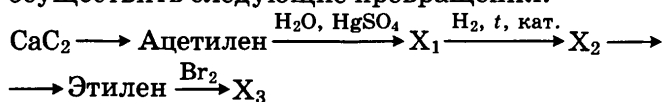
15. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



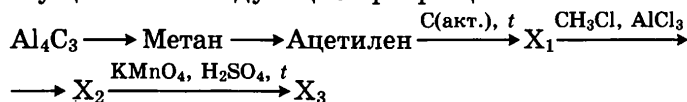
16. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



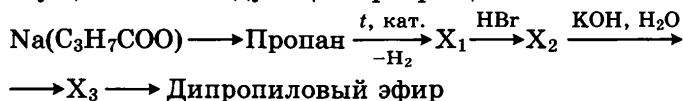
17. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



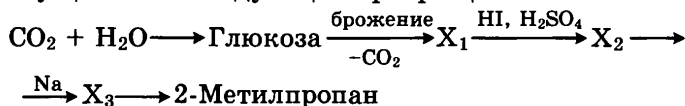
18. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



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



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



4. Методы познания в химии. Химия и жизнь

4.1. Экспериментальные основы химии

4.1.1–4.1.2. Правила работы в лаборатории. Методы разделения смесей и очистки веществ

Правила работы в химической лаборатории, лабораторная посуда и оборудование, техника безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами и средствами бытовой химии, а также методы разделения смесей и очистки веществ подробно рассматриваются в учебниках химии для полной средней школы; мы не будем на них останавливаться.

4.1.3–4.1.5. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы. Идентификация органических соединений

Индикаторы

Для практического установления типа среды водных растворов служат *индикаторы* — вещества, которые окрашивают в характерный цвет нейтральные, кислые и/или щелочные растворы.

Распространенные в лаборатории индикаторы — это лакмус, метилоранж и фенолфталеин (см. табл. 12).

Таблица 12

Распространенные индикаторы

Индикатор	Среда	Цвет
<i>Лакмус</i>	Вода	Фиолетовый
	Кислота	Красный
	Щелочь	Синий
<i>Метилоранж</i>	Вода	Оранжевый
	Кислота	Розовый
<i>Фенолфталеин</i>	Вода	Бесцветный
	Щелочь	Малиновый

Метилоранж (индикатор на кислотную среду) становится розовым в сильноокислом растворе, фенолфталеин (индикатор на щелочную среду) — малиновым в сильнощелочном растворе, а лакмус используется во всех средах (см. также текст разд. 1.4.5).

Качественные реакции в неорганической химии

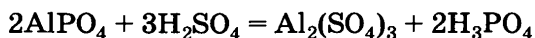
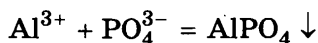
Катионы щелочных металлов окрашивают пламя газовой горелки в различные цвета:

Li^+	Na^+	$\text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+$
темно-красный	желтый	сине-фиолетовый

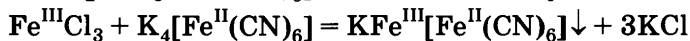
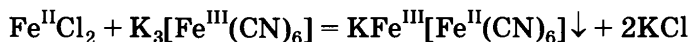
Катионы щелочноземельных металлов — окрашивают пламя газовой горелки в различные цвета:

Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
темно-оранжевый	темно-красный	светло-зеленый

Катион Al^{3+} — образование осадка AlPO_4 , который переводится в раствор концентрированной серной кислотой:



Катионы Fe^{2+} и Fe^{3+} — обнаружение проводят с помощью реактивов $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ соответственно; в обоих случаях выпадает продукт синего цвета, одинакового состава и строения:



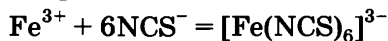
В лабораториях этот осадок называют *берлинская лазурь* или *турнбуллева синь*. Приведем химические названия исходных реактивов и продукта реакций:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(III) калия

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(II) калия

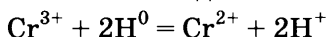
$\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(II) железа(III)-калия

Кроме того, хорошим реактивом на ионы Fe^{3+} является тиоцианат-ион NCS^- ; железо(III) соединяется с ним, и появляется ярко-красная окраска:

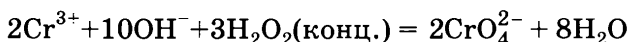


Этим реактивом (например, в виде соли KNCS) можно обнаружить даже следы железа(III) в водопроводной воде, если она проходит через покрытые изнутри ржавчиной железные трубы.

Катион Cr^{3+} — восстановление до синего катиона Cr^{2+} :



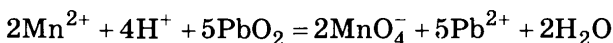
или окисление до желтого аниона CrO_4^{2-} :



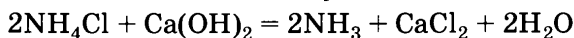
Катион Mn^{2+} — коммутация с ионом MnO_4^- и исчезновение фиолетовой окраски последнего:



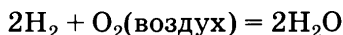
или окисление до MnO_4^- и появление фиолетовой окраски:



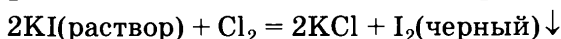
Катион NH_4^+ — выделение аммиака NH_3 при кипячении его концентрированного раствора в присутствии NaOH или нагревание солей аммония (например, NH_4Cl) с гашёной известью:



Водород H_2 — сгорание собранного в пробирку водорода с «хлопком» («гремучая» смесь с воздухом при содержании H_2 4–74% по объему):



Хлор Cl_2 — взаимодействие недостатка Cl_2 с KI:

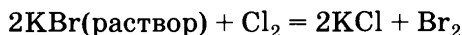


и обнаружение иода по синему окрашиванию после добавления раствора крахмала или экстракцией иода в органический растворитель (см. подробнее ниже, «Анион I^- »).

Анион Cl^- — образование белых осадков AgCl и Hg_2Cl_2 , которые не переводятся в раствор действием разбавленной азотной кислоты:



Анион Br^- — вытеснение брома из раствора KBr хлором:

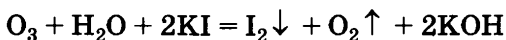


и экстракция брома в органический растворитель, например CCl_4 (в результате водный слой обесцвечивается, органический слой окрашивается в бурый цвет).

Анион I^- — вытеснение иода из раствора KI недостатком хлора (уравнение см. выше, «хлор Cl_2 ») и экстракция иода в органический растворитель, например CCl_4 (в результате водный слой обесцвечивается, органический слой окрашивается в фиолетовый цвет).

Кислород O_2 — яркое загорание тлеющей древесной лучинки в атмосфере кислорода ($C + O_2 = CO_2$).

Озон O_3 — выделение иода из раствора KI при комнатной температуре (O_2 в реакцию не вступает):

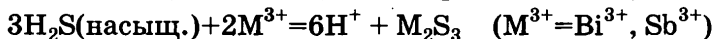
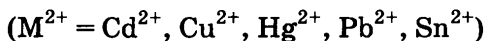


(обнаружение I_2 см. выше, «Анион I^- »).

Сероводород H_2S — неполное сгорание H_2S с образованием желтого налета серы на внесенном в пламя холодном предмете (фарфоровый шпатель):



а также осаждение разноокрашенных сульфидов металлов с очень малой растворимостью:



Окраска сульфидов:

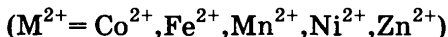
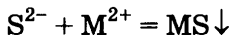
черные — Hg_2S , Ag_2S , PbS , CuS

коричневые — SnS , Bi_2S_3

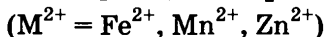
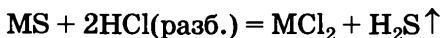
оранжевый — Sb_2S_3

желтый — CdS

Анион S^{2-} — осаждение сульфидов, указанных в рубрике «Сероводород H_2S », а также



причем сульфиды FeS , MnS и ZnS переводятся в раствор действием HCl (разб.):



Окраска сульфидов:

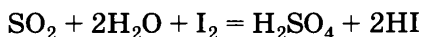
черные — FeS, NiS, CoS

розовый (телесный) — MnS

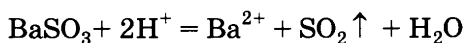
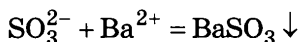
белый — ZnS

Анион HS^- (например, из соли NH_4HS) обнаруживается аналогично.

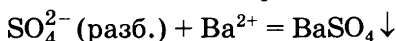
Диоксид серы SO_2 — обесцвечивание желто-коричневой «иодной воды»:



Анион SO_3^{2-} — образование белого осадка сульфита бария, который переводится в раствор сильными кислотами (HCl , HNO_3):

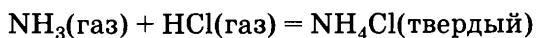


Анион SO_4^{2-} — осаждение белого сульфата бария BaSO_4 (осадок не переводится в раствор соляной и азотной кислотами в отличие от белого осадка BaSO_3):

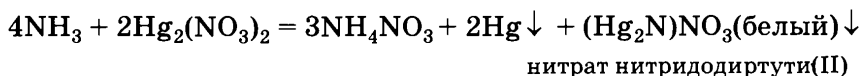


(используют растворимые сульфаты и H_2SO_4).

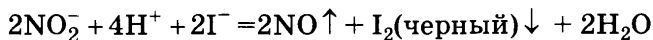
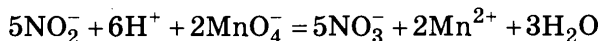
Аммиак NH_3 — образование белого «дыма» при контакте с газообразным HCl :



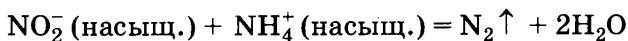
или почернение бумажки, смоченной раствором $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$:



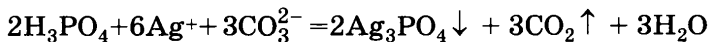
Анион NO_2^- — обесцвечивание фиолетового раствора MnO_4^- и появление черного осадка при добавлении ионов I^- :



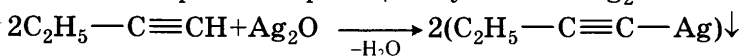
или реакция конмутации с участием NH_4^+ :



Ортофосфорная кислота H_3PO_4 — выпадение желтого осадка ортофосфата серебра(I):



Аналогично протекает реакция с участием Ag_2O :

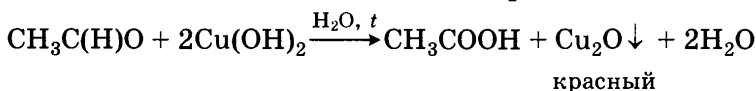


бутин-1

светло-желтый
этилацетиленид
серебра(I)

многоатомные спирты — см. текст разд. 3.5;

альдегиды — реакция «серебряного зеркала» (см. текст разд. 3.6), аналогично реагирует $\text{Cu}(\text{OH})_2$:



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Можно ли (да, нет) собрать полученный в лаборатории сероводород (методом вытеснения воздуха) в сосуд, находящийся:
а) отверстием вверх; б) отверстием вниз?
2. В виде какого соединения кальций входит в состав костей и зубов?
3. Почему дождевая вода во время грозы часто содержит следы (очень небольшое количество) примеси азотной кислоты?
4. Почему известковую воду (насыщенный раствор гидроксида кальция) следует хранить в закрытой склянке, без доступа воздуха?
5. Предложите способ очистки посуды от накипи в домашних условиях.
6. Почему в быту оксид углерода(II) называют угарным газом?
7. Почему водный раствор диоксида углерода имеет кислый вкус? Почему газированные напитки, содержащие CO_2 , имеют больший срок хранения, чем негазированные?
8. На чем основано применение диоксида углерода при тушении пожара?
9. Какую среду создают в растворе карбонаты щелочных металлов и почему?

10. Объясните, почему насыщенный раствор гидроксида магния не окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет, но после кипячения раствора окраска появляется.
11. В двух колбах находится вода, подкрашенная лакмусом. В одну колбу пропускают хлор, а в другую насыпают порошок активированного угля. Будут ли происходить какие-либо изменения цвета и если да, то какие и почему?
12. При поднесении стеклянной палочки, смоченной соляной кислотой, к отверстию колбы с концентрированным раствором аммиака в воздухе появляется белый «дым». Какое вещество при этом образуется?
13. Можно ли, не имея никаких химических реактивов, обнаружить в воде растворенный гидрокарбонат кальция?
14. Как обнаружить в негашёной извести примеси известняка и песка?
15. Как доказать наличие карбоната кальция в яичной скорлупе?
16. Как наиболее простым способом различить карбонат и силикат кальция?
17. Очевидно, что щавелевая кислота была впервые обнаружена в листьях щавеля, лимонная — в лимонах, а яблочная — в яблоках. Где можно обнаружить кислоты:
 - а) молочную,
 - б) масляную,
 - в) муравьиную,
 - г) винную?
18. Жидкости этанол и глицерин можно различить по:
 - а) плотности; б) действию $\text{Cu}(\text{OH})_2$.Объясните, на чем основаны данные способы идентификации.
19. При действии концентрированной азотной кислоты на белок появляется ... окрашивание (фиолетовое, голубое, желтое, красное — ответ на выбор). Как называют такую реакцию?

20. Объясните, почему:

- а) пруд замерзает от поверхности ко дну
- б) растительное масло и вода не смешиваются
- в) этанол и вода смешиваются хорошо
- г) вода — хороший растворитель для многих солей
- д) газы NO и CH₄ растворяются в воде плохо, а газы CO₂, Cl₂, HBr и NH₃ — значительно лучше
- е) раствор сульфида натрия имеет неприятный запах, а раствор хлорида натрия не имеет запаха

ТЕСТЫ

21–22. Для эффективного собирания

21. водорода H₂

22. кислорода O₂

открытая пробирка располагается

- 1) горизонтально
- 2) вертикально, отверстием вниз
- 3) вертикально, отверстием вверх
- 4) в любом положении

23. Осушить влажный сероводород можно с помощью

- | | |
|----------------------|---|
| 1) NaOH | 3) CaO |
| 2) CaCl ₂ | 4) H ₂ SO ₄ (конц.) |

24. Аммиак можно осушить с помощью

- | | |
|---|----------------------------|
| 1) H ₂ SO ₄ (конц.) | 3) KOH(тв.) |
| 2) AlCl ₃ (конц.) | 4) CuSO ₄ (тв.) |

25. Влажный углекислый газ осушают с помощью

- | | |
|---|------------------------------|
| 1) P ₂ O ₅ (тв.) | 3) NaOH(тв.) |
| 2) H ₃ PO ₄ (разб.) | 4) Ca(OH) ₂ (тв.) |

26. Жёсткую воду, содержащую ионы Ca²⁺, умягчают добавлением реактивов

- 1) NaCl
- 2) Na₂CO₃
- 3) Na₃PO₄
- 4) AgNO₃

27. Устранить временную жёсткость воды можно, если провести реакции
- 1) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \dots$
 - 2) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow \dots$
 - 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
 - 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (кипячение) $\longrightarrow \dots$
28. Жидкий кислород хранят в
- 1) закрытых стеклянных склянках
 - 2) стальных баллонах под давлением
 - 3) открытых термосах (сосудах Дьюара)
 - 4) закрытых полиэтиленовых канистрах
29. Газ, который можно «перелить» из одного сосуда в другой на воздухе ($M_r = 29$), — это
- 1) NH_3
 - 2) CH_4
 - 3) CO
 - 4) CO_2
30. При хранении щелочи NaOH на воздухе она «расплывается» от влаги и частично переходит в
- 1) Na_3N
 - 2) Na_2O
 - 3) Na_2CO_3
 - 4) NaNO_3
31. В колбу с раствором кислоты, подкрашенным лакмусом, добавляют (по каплям) раствор щелочи до изменения окраски
- 1) фиолетовая \longrightarrow красная
 - 2) фиолетовая \longrightarrow синяя
 - 3) красная \longrightarrow фиолетовая
 - 4) красная \longrightarrow синяя
32. В стакан с раствором щёлочи, подкрашенным фенолфталейном, добавляют (по каплям) раствор кислоты до изменения окраски
- 1) синяя \longrightarrow красная
 - 2) малиновая \longrightarrow желтая
 - 3) фиолетовая \longrightarrow бесцветная
 - 4) малиновая \longrightarrow бесцветная

33. В колбу с разбавленной серной кислотой добавляют несколько капель индикатора *метилоранж*, а затем небольшими порциями вносят белый порошок оксида магния. Окраска смеси меняется так:

- 1) малиновая \longrightarrow бесцветная
- 2) розовая \longrightarrow оранжевая
- 3) желтая \longrightarrow розовая
- 4) оранжевая \longrightarrow лиловая

34. В водном растворе аминокислоты среда

- 1) кислотная
- 2) нейтральная
- 3) щелочная
- 4) не знаю

35. При добавлении лакмуса к бесцветному водному раствору 2-аминопропановой кислоты раствор окрашивается в цвет

- 1) красный
- 2) желтый
- 3) синий
- 4) фиолетовый

36. Лакмус окрашивается в красный цвет раствором

- 1) AlCl_3
- 2) KCN
- 3) KBr
- 4) BaCl_2

37. Фенолфталеин становится малиновым в растворе

- 1) NH_4I
- 2) Na_3PO_4
- 3) Rb_2SO_4
- 4) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

38–41. Бесцветный раствор соли

- | | |
|----------------------------|-----------------------------|
| 38. нитрат бария | 40. карбонат цезия |
| 39. бромид алюминия | 41. ортофосфат калия |

окрасится лакмусом в цвет

- 1) красный
- 2) зеленый
- 3) синий
- 4) фиолетовый

42–45. Бесцветный раствор соли

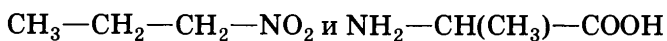
- | | |
|--------------------------------|--------------------------|
| 42. иодид алюминия | 44. хлорид бария |
| 43. гидросульфат натрия | 45. фторид натрия |

окрасится метилоранжем в цвет

- 1) оранжевый
- 2) желтый
- 3) синий
- 4) розовый

46. Наборы веществ, отдельные растворы которых можно различить лакмусом, — это
- 1) AlCl_3 , CaCl_2 , NaClO
 - 2) Cs_2CO_3 , Rb_2CO_3 , KF
 - 3) KClO_4 , K_2SO_4 , KNO_3
 - 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2SO_4 , Na_2SO_3
- 47–48. Если внести каплю раствора
47. поваренной соли
 48. хлорида калия
- в бесцветное пламя газовой горелки, оно станет
- 1) красным
 - 2) желтым
 - 3) зеленым
 - 4) фиолетовым
49. Для обнаружения иодида бария в растворе нитрата алюминия следует добавить реактивы
- 1) Na_3PO_4
 - 2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 - 3) FeSO_4
 - 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
50. Для разделения ионов S^{2-} и SO_4^{2-} можно использовать катион
- 1) Li^+
 - 2) Pb^{2+}
 - 3) Cu^{2+}
 - 4) Ag^+
51. Бромной водой можно отличить
- 1) этин от этена
 - 2) ацетилен от дивинила
 - 3) этан от пропана
 - 4) гексен от циклогексана
52. Фенол и бензол можно распознать
- 1) бромной водой
 - 2) этанолом
 - 3) ацетальдегидом
 - 4) раствором KMnO_4
- 53–54. Используют для распознавания
53. формальдегида
 54. муравьиной кислоты
- 1) индикатор и раствор щелочи
 - 2) бромную воду
 - 3) свежееосажденный $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - 4) аммиачный раствор Ag_2O
55. Для распознавания глюкозы используют
- 1) индикатор и раствор щелочи
 - 2) свежееосажденный гидроксид меди(II)
 - 3) бромную воду
 - 4) аммиачный раствор оксида серебра(I)

56. Для распознавания изомеров со строением



следует использовать реактивы

- | | |
|----------------------|-------------------------|
| 1) пероксид водорода | 3) раствор пищевой соды |
| 2) бромная вода | 4) гидроксид натрия |

4.1.6. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений

ТЕСТЫ

1. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций.

ИСХОДНЫЕ
ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ
РЕАКЦИЙ

- | | |
|---|--|
| А) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH}(\text{расплав}) \longrightarrow$ | 1) $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2, \text{H}_2$ |
| Б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \longrightarrow$ | 2) ZnSO_4 |
| В) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \longrightarrow$ | 3) $\text{K}_2\text{ZnO}_2, \text{H}_2\text{O}$ |
| Г) $\text{ZnO} + \text{SO}_3 \longrightarrow$ | 4) $\text{ZnSO}_4, \text{H}_2$ |
| | 5) $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2, \text{H}_2\text{O}$ |

2. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИЙ

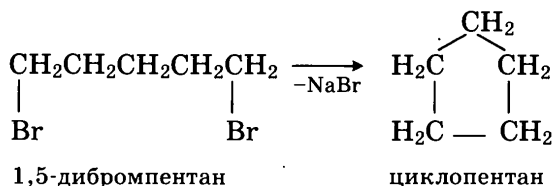
- | | |
|--|--|
| А) $\text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 \longrightarrow$ | 1) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ |
| Б) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$ | 2) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| В) $\text{FeS} + \text{HCl} \longrightarrow$ | 3) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S}$ |
| Г) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow$ | 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | 5) $\text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$ |

3. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций.

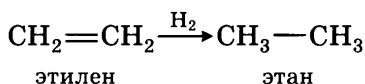
ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИЙ

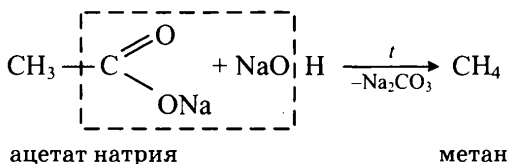
- | | |
|--|--|
| А) $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ | 1) H_2SO_4 |
| Б) $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{FeI}_2 \longrightarrow$ | 2) $\text{PbBr}_2 + \text{HNO}_3$ |
| В) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2(\text{избыток}) \longrightarrow$ | 3) $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{KI}$ |
| Г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HBr} \longrightarrow$ | 4) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{S}$ |
| | 5) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |



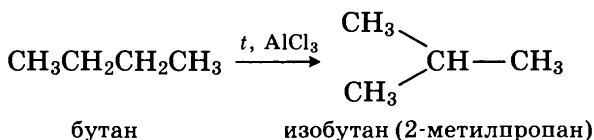
2) каталитическим *гидрированием* этиленовых углеводов (катализаторы Pt, Pd, Ni), например



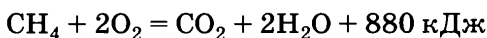
3) *сплавлением* солей карбоновых кислот с гидроксидом натрия, например



4) *изомеризацией* на катализаторе, например

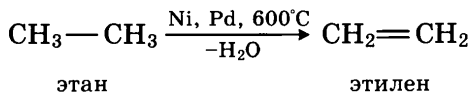


При *горении* метана выделяется много теплоты:



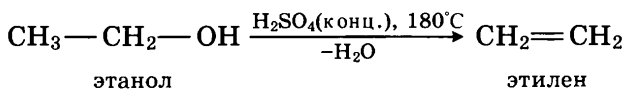
Поэтому его (в виде природного газа) широко применяют в качестве топлива в быту и в промышленности.

Для **алкенов** используют метод *каталитического дегидрирования алканов*:

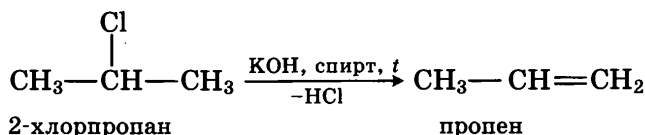


Также алкены получают:

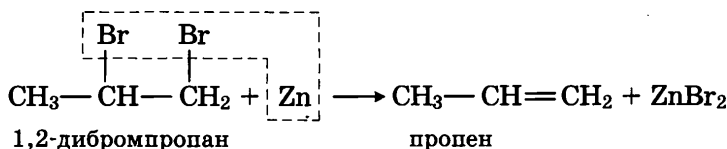
1) *дегидратацией спиртов* (отщеплением воды от спиртов), например



2) **дегидрогалогенированием** — отщеплением галогеноводорода от моногалогенопроизводного под действием спиртового раствора щелочи, например:

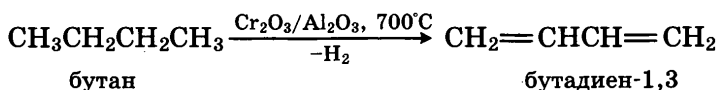


3) **дегалогенированием** — отщеплением галогенов от дигалогенопроизводных, в которых атомы галогена находятся у соседних атомов углерода

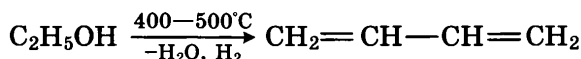


Получение дивинила:

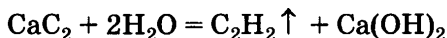
1) **дегидрирование бутана**



2) **способ Лебедева** — одновременное отщепление воды и водорода от этанола на катализаторе ($\text{ZnO}/\text{Al}_2\text{O}_3$)



Ацетилен ранее получали гидролизом дикарбида (ацетиленида) кальция:

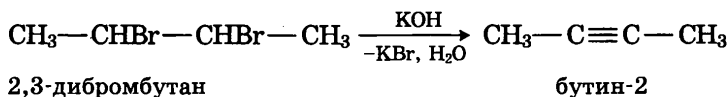


(неприятный «карбидный» запах газа обусловлен примесями, главным образом фосфином PH_3).

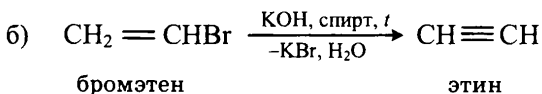
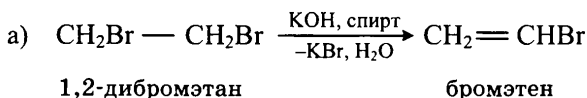
Современный способ — **пиролиз** (термическое разложение) метана:



Для получения ацетилена и его гомологов также используют взаимодействие дигалогенопроизводных алканов со щелочами в спиртовом растворе при нагревании:

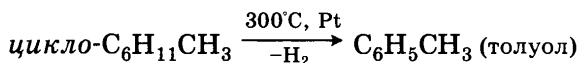
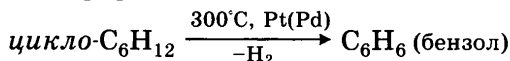


(обязательное условие — атомы галогенов должны находиться при соседних атомах углерода). Эта реакция может проходить в одну стадию (как показано выше), но чаще — в две стадии:

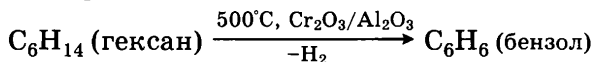


Получение **аренов** — ароматизация алифатических и алициклических углеводородов, содержащихся в нефтяных или буроугольных бензиновых фракциях:

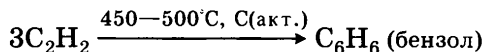
1) *дегидрирование*



2) дегидроциклизация

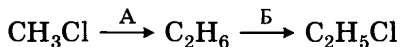


3) тримеризация ацетилена (устаревший способ)



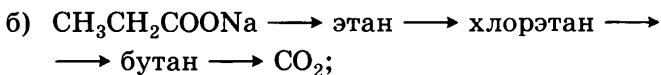
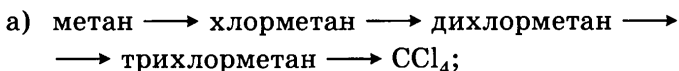
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите реагенты А и Б в схеме



2. При хлорировании изобутана получена смесь органических продуктов с молекулами, содержащими по одному атому хлора. Составьте их формулы.

3. Составьте уравнения реакций по следующим схемам:



- в) 1,6-дихлоргексан \longrightarrow циклогексан \longrightarrow
 \longrightarrow бромциклогексан;
 г) пропан \longrightarrow 2-бромпропан \longrightarrow пропен \longrightarrow
 \longrightarrow 1,2-дибромпропан;
 д) этан \longrightarrow этилен \longrightarrow хлорэтан \longrightarrow бутан \longrightarrow
 \longrightarrow бутен-2 \longrightarrow бутадиен-1,3;
 е) дикарбид кальция \longrightarrow ацетилен \longrightarrow
 этилен \longrightarrow 1,2-дибромэтан;
 ж) ацетилен \longrightarrow бензол \longrightarrow метилбензол \longrightarrow
 \longrightarrow 4-нитротолуол.

ТЕСТЫ

4. Не взаимодействует с водородом газ

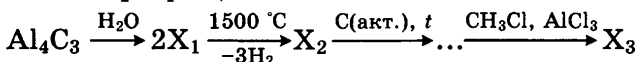
- 1) C_2H_4 2) C_2H_2 3) NH_3 4) CO

5. В схеме $C_2H_6 \xrightarrow{1Br_2} X_1 \xrightarrow{Na} C_4H_{10} \xrightarrow{-H_2} X_2$

вещества X_1 и X_2 — это

- 1) C_2H_5Br 3) $CH_2=CHCH_2CH_3$
 2) $C_2H_4Br_2$ 4) C_2H_4

6. В схеме превращений



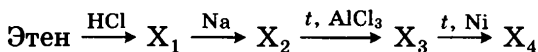
продукты X_1 , X_2 и X_3 — это соответственно

- 1) толуол 3) ацетилен
 2) хлорбензол 4) метан

7. При взаимодействии этилена с бромом, растворенным в воде, образуется органическое вещество, название которого:

- 1) метан 3) бромметан
 2) этан 4) 1,2-дибромэтан

8–9. В схеме превращений

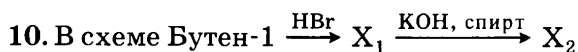


8. продукты X_1 и X_3

9. продукты X_2 и X_4

— это соответственно

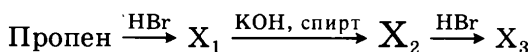
- 1) 2-метилпропен 3) бутан
 2) 2-метилпропан 4) хлорэтан



веществами X_1 и X_2 — это

- 1) 1-бромбутан
- 2) 2-бромбутан
- 3) бутен-2
- 4) бутен-1

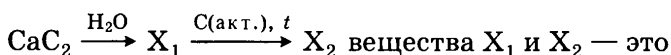
11. В ряду превращений



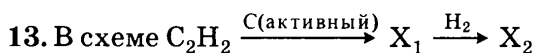
продукты X_1 , X_2 и X_3 — это соответственно

- 1) пропен
- 2) пропан
- 3) 2-бромпропен
- 4) 2-бромпропан

12. В схеме превращений



- | | |
|-----------|----------------|
| 1) этилен | 3) бензол |
| 2) этин | 4) метилбензол |



вещества X_1 и X_2 — это

- | | |
|-----------------|----------------|
| 1) бутен-1-ин-3 | 3) циклогексен |
| 2) бензол | 4) циклогексан |

14. Сумма коэффициентов в уравнении полного сгорания этилена на воздухе равна

- | | |
|------|-------|
| 1) 6 | 3) 12 |
| 2) 8 | 4) 15 |

15. Сумма коэффициентов в уравнении полного сгорания ацетилена на воздухе равна

- | | |
|------|-------|
| 1) 7 | 3) 13 |
| 2) 8 | 4) 14 |

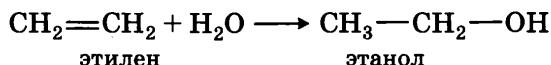
16. В уравнении полного сгорания бензола на воздухе сумма коэффициентов равна

- | | |
|-------|-------|
| 1) 15 | 3) 27 |
| 2) 19 | 4) 35 |

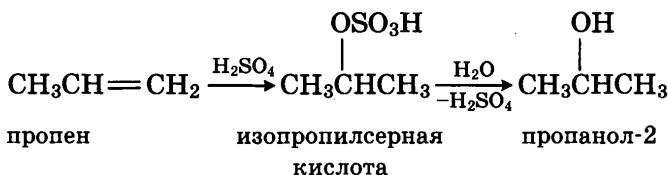
4.1.8. Основные способы получения кислородсодержащих органических соединений (в лаборатории)

Получение одноатомных спиртов — гидратация алкенов в присутствии катализаторов (H_2SO_4 , Al_2O_3), причем присоединение воды к несимметричным алкенам происходит по правилу Марковникова:

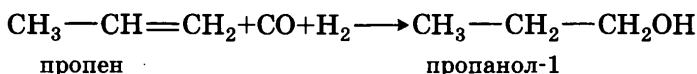
а) в присутствии катализатора (H_3PO_4) на активном угле



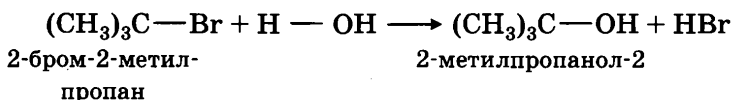
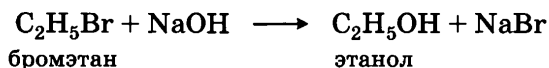
б) в присутствии серной кислоты (двухстадийный процесс) вначале образуется *алкилсерная кислота* (H_2SO_4 присоединяется к алкену), а затем происходит необратимый гидролиз этой кислоты



а также присоединение к алкенам CO и H_2 в присутствии кобальтового катализатора (процесс называется *гидроформилирование*):



Спирты получают также взаимодействием галогенпроизводных углеводов с водой или водным раствором щелочи при нагревании:

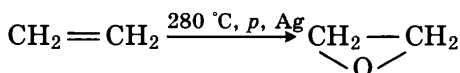


Этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ образуется при *спиртовом брожении* сахаристых веществ, например глюкозы:

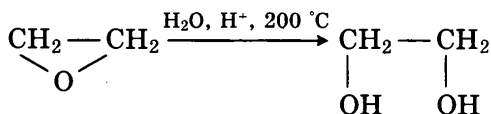


Этиленгликоль получают в двухстадийном процессе:

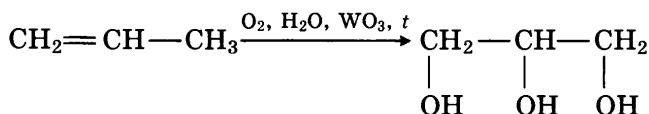
а) *окисление этилена*:



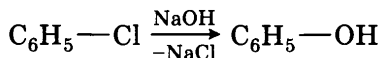
б) *гидратация этиленоксида*:



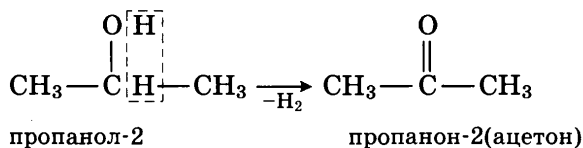
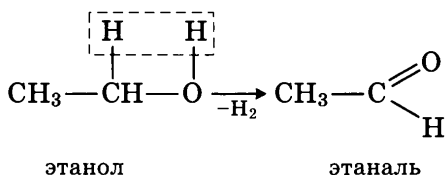
Глицерин ранее получали омылением жиров (см. разд. 3.8), современный трехстадийный способ — постепенное окисление пропена (приведена только схема процесса):



Фенол получают нагреванием хлорбензола с раствором гидроксида натрия под давлением при 250°C :



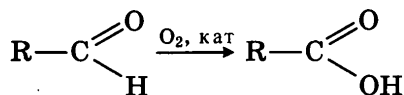
Для **альдегидов и кетонов** общий способ получения — *дегидрирование* (окисление) спиртов. При дегидрировании первичных спиртов получают альдегиды, а при дегидрировании вторичных спиртов — кетоны. Обычно дегидрирование протекает при нагревании (300°C) над мелкоизмельченной медью:



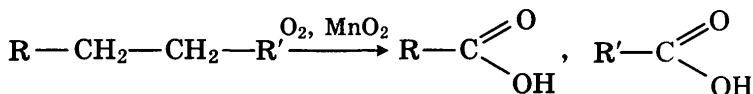
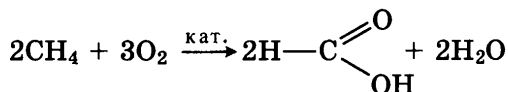
Ацетальдегид получают по реакции Кучерова — присоединением воды к ацетилену на катализаторе (см. разд. 3.4).

Способы получения карбоновых кислот:

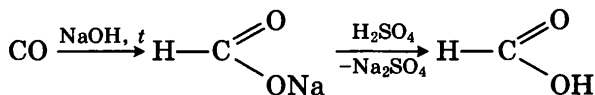
а) окисление альдегидов



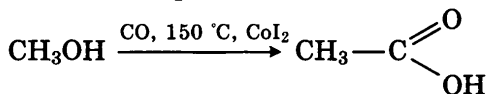
б) окисление углеводов



Кроме того, муравьиную кислоту получают по схеме:



а уксусную кислоту — по реакции:



Сложные эфиры синтезируют по реакциям этерификации (см. разд. 3.6, 3.8).

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

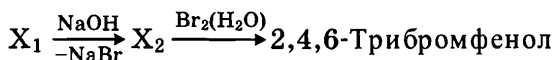
1. При нагревании смеси пропилового и бутилового спиртов с серной кислотой можно получить три простых эфира и два углеводорода. Приведите уравнения этих реакций.
2. Составьте уравнения следующих реакций:
 - а) фенол + гидроксид кальция \longrightarrow
 - б) пропанол-1 + литий \longrightarrow
 - в) этиленгликоль + калий \longrightarrow
 - г) бутанол-1 + бромоводород \longrightarrow
 - д) фенол + азотная кислота \longrightarrow
3. Приведите:
 - а) два способа получения этанола из этена;
 - б) способ получения фенола из бензола;

4. Составьте схемы получения уксусного альдегида. Приведите уравнения реакций.
- из ацетилена;
 - из этана.
5. Составьте уравнения следующих реакций:
- гидролиз пропилового эфира бензойной кислоты;
 - получение пропионата кальция;
 - полное сгорание пропилового спирта в кислороде;
 - этерификация уксусной кислоты с помощью 3-метилбутанола-1;
 - окисление глюкозы в кислоту;
 - восстановление глюкозы в спирт
6. Осуществите превращения:
- $\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO}) \longrightarrow \text{CH}_4 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
 - $\text{C}_2\text{H}_4 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CO}_2$
 - $\text{C}_2\text{H}_4 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \longrightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} \longrightarrow \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{NaHCO}_3$
 - этан $\xrightarrow{\text{Br}_2} \dots \xrightarrow{\text{NaOH}} \dots \xrightarrow{\text{CuO}, 300^\circ\text{C}} \dots \xrightarrow{\text{NaHSO}_3} \dots$
 - пропан $\xrightarrow{\text{Cl}_2} \dots \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, 180^\circ\text{C}} \dots \xrightarrow{\text{Br}_2} \dots \xrightarrow{2\text{NaOH}} \dots \xrightarrow{\text{Cu}(\text{OH})_2} \dots$

ТЕСТЫ

7. Этанол можно получить по реакции
- $\text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O} \xrightarrow{[\text{O}] (\text{KMnO}_4)} \dots$
 - $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{кат.}} \dots$
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{NaOH} \longrightarrow \dots$
 - $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
8. При взаимодействии этилена с водой образуется органический продукт с названием
- фенол
 - этанол
 - уксусная кислота
 - этиленгликоль
9. При гидратации бутена-2 образуется
- бутан
 - бутанол-1
 - бутанол-2
 - дибутиловый эфир

10. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|----------------------------|--------------------------|
| 1) $C_6H_5CH_3$, CH_3OH | 3) C_6H_6 , C_2H_5OH |
| 2) C_6H_5Br , C_6H_5OH | 4) C_2H_2 , C_2H_5OH |

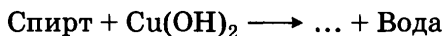
11. При внутримолекулярной дегидратации этанола образуется

- | | |
|----------------|--------------------|
| 1) $CH_3C(H)O$ | 3) $C_2H_5OC_2H_5$ |
| 2) C_2H_6 | 4) C_2H_4 |

12. Этиленгликоль нельзя получить в процессе

- 1) окисления этилена перманганатом калия
- 2) гидролиза дигалогенпроизводных этана
- 3) гидратации этилена
- 4) гидратации этиленоксида

13. Взаимодействие



может протекать с участием

- | | |
|------------|------------------|
| 1) этанола | 3) глицерина |
| 2) метана | 4) этиленгликоля |

14. Фенол можно получить по реакции

- 1) хлорбензол + щелочь $\xrightarrow[t, p, \text{кат.}]{} \dots$
- 2) гексан $\xrightarrow[t, Pt]{} \dots$
- 3) ацетилен + вода $\xrightarrow{HgSO_4} \dots$
- 4) этилен + вода + $[O]$ $\xrightarrow{KMnO_4} \dots$

15. В уравнении реакции фенола с бромной водой общее число атомов всех элементов в органическом продукте равно

- | | | | |
|------|------|-------|-------|
| 1) 7 | 2) 9 | 3) 11 | 4) 13 |
|------|------|-------|-------|

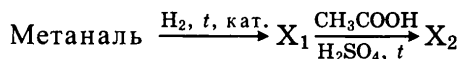
16. Ацетальдегид образуется по реакции

- 1) $C_2H_4 + H_2O \xrightarrow{\text{кат.}} \dots$
- 2) $C_2H_2 + H_2O \xrightarrow{HgSO_4} \dots$
- 3) $C_2H_5Cl + KOH \longrightarrow \dots$
- 4) $Na(CH_3COO) + H_2SO_4 \longrightarrow \dots$

17. Формальдегид вступает в реакцию

- 1) замещения с натрием
- 2) нейтрализации со щелочью
- 3) «серебряного зеркала»
- 4) этерификации со спиртом

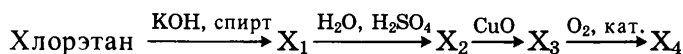
18. В схеме превращений



формулы продуктов X_1 и X_2 — это соответственно

- 1) CH_3OH , $\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{OCH}_3$
- 2) $\text{HC}(\text{H})\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{OCH}_3$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{OC}_2\text{H}_5$
- 4) $\text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O}$, $\text{HC}(\text{O})\text{OCH}_3$

19–20. В схеме превращений



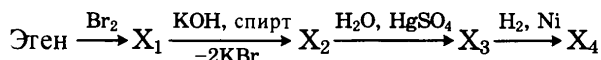
19. продукты X_1 и X_3

20. продукты X_2 и X_4

— это соответственно

- | | |
|---------------------|-----------|
| 1) этаналь | 3) этанол |
| 2) этановая кислота | 4) этен |

21–22. В схеме превращений



21. Продукты X_1 и X_3

22. продукты X_2 и X_4

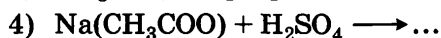
- | | |
|--|--------------------------------------|
| 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | 3) C_2H_2 |
| 2) $\text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O}$ | 4) $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ |

23. Муравьиная кислота вступает в реакцию с

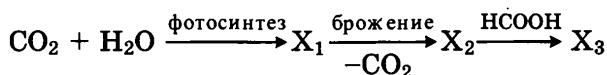
- 1) оксидом серебра(I) в аммиачном растворе
- 2) метаналем
- 3) 1,2-дихлорэтаном
- 4) азотной кислотой (разб.)

24. Уксусную кислоту можно получить, используя реак

- 1) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{HgSO}_4} \dots$
- 2) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_3\text{PO}_4} \dots$



25. Продукты X_1 , X_2 и X_3 в схеме реакций — это



1) этанол

3) пропановая кислота

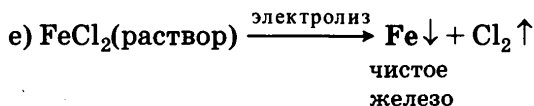
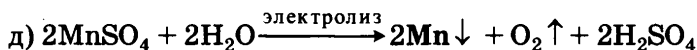
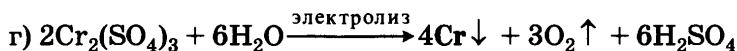
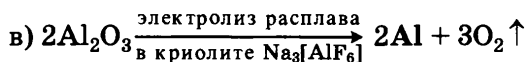
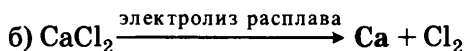
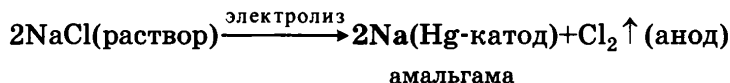
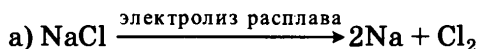
2) глюкоза

4) этилформиат

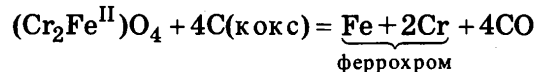
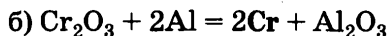
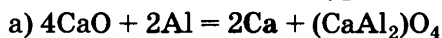
4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ

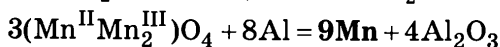
4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

Электрометаллургия — это получение металлов электролизом расплавов (для наиболее активных металлов) или растворов их солей. Примеры:

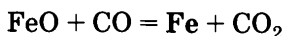
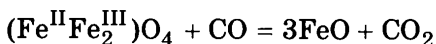
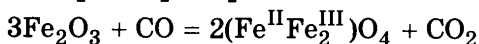
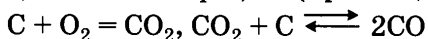


Пирометаллургия — это восстановление металлов из их руд при высокой температуре. Примеры:





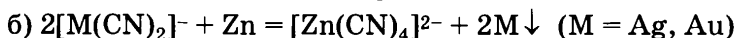
г) доменный процесс (производство чугуна)



(чугун содержит до 6,67% углерода в виде зерен графита и цементита Fe_3C);

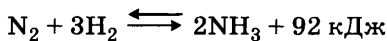
выплавка стали (0,2–2,06% углерода) проводится в специальных печах (конвертерных, мартеновских, электрических), отличающихся способом обогрева. Продувание воздуха, обогащенного кислородом, приводит к выгоранию из чугуна избыточного углерода, а также серы, фосфора и кремния в виде оксидов. При этом оксиды либо улавливаются в виде отходящих газов (CO_2 , SO_2), либо связываются в легко отделяемый шлак — смесь $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и CaSiO_3 . Для получения специальных сталей в печь вводят легирующие добавки других металлов.

Гидрометаллургия — это выделение металлов из растворов их солей более активными металлами. Примеры:



4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

Получение аммиака. Обратимая реакция получения аммиака протекает под давлением до 350 атм и обязательно в присутствии катализатора ($\text{Fe}/\text{F}_2\text{O}_3/\text{FeO}$):



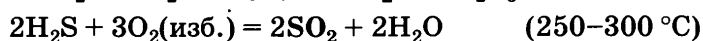
В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение выхода аммиака должно происходить при повышении давления и понижении температуры. Однако скорость реакции при

низких температурах очень мала, поэтому температуру поддерживают в интервале 450–500 °С, достигая 15%-ного выхода аммиака. Непрореагировавшие N₂ и H₂ возвращают в реактор и тем самым увеличивают степень протекания реакции.

Выпускается промышленностью либо в сжиженном виде, либо в виде концентрированного водного раствора под техническим названием *аммиачная вода*.

Получение серной кислоты. В промышленности серную кислоту получают в четыре этапа:

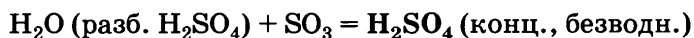
а) синтез SO₂ из серы, сульфидных руд, сероводорода и сульфатных руд:



б) конверсия SO₂ в SO₃ в контактном аппарате:



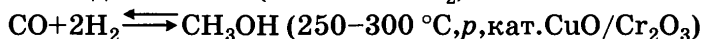
в) синтез концентрированной и безводной серной кислоты:



(поглощение SO₃ чистой водой с получением H₂SO₄ не проводится из-за сильного разогревания смеси и обратного разложения H₂SO₄);

г) синтез *олеума* — смеси безводной H₂SO₄, дисерной кислоты H₂S₂O₇ и избыточного SO₃. Растворенный SO₃ гарантирует безводность олеума (при попадании воды тут же образуется H₂SO₄), что позволяет безопасно перевозить олеум в стальных цистернах.

Получение метанола. Процесс синтеза метанола проводят, исходя из водяного газа (смесь CO и H₂):



Реактор изготавливают из легированной стали с высоким содержанием хрома и никеля, чем подавляется образование метана CH₄.

Экология. Экологическая часть химии исследует воздействие веществ на окружающую среду (воздух, воду, твердую кору, живые организмы).

Парниковый эффект — процесс в атмосфере, при котором падающий видимый свет пропускается, а инфракрасный — поглощается, что повышает температуру у поверхности Земли и наносит вред всей природе. Загрязнение — избыток углекислого газа.

Разрушение озонового слоя — процесс понижения количества озона в атмосфере на высоте ≈ 25 км. Там озон и кислород взаимно переходят друг в друга ($3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$) под действием ультрафиолетового излучения Солнца и не пропускают это излучение к поверхности, что спасает весь живой мир от исчезновения. Образование «озоновых дыр» вызывается фреонами и нитрозными газами, которые поглощают УФ-излучение вместо озона и нарушают равновесие.

Кислотные дожди — атмосферные осадки, которые содержат кислоты из-за поглощения облаками диоксида серы и оксидов азота. Источники загрязнений — промышленный выброс газов, двигатели сверхзвуковых самолетов. Это приводит к повреждению лиственных растений, коррозии металлов, закислению почв и воды.

Существует много других видов загрязнения окружающей среды, например, сточные воды с токсичными отходами, вещества с высокой стойкостью (пестициды, тяжелые металлы, полиэтилен и др.), промышленные пыль и дым, автомобильный транспорт, танкеры с нефтью.

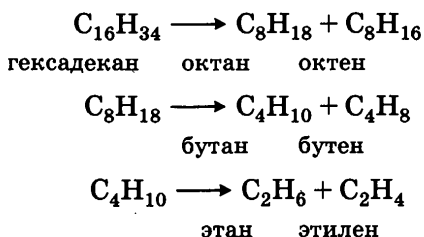
4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка

Наиболее важные источники углеводородов — это природный газ, нефть и каменный уголь.

Природный газ состоит (в основном) из метана и (в меньших количествах) его ближайших гомологов — этана, пропан, бутан, пентан и гексан) наблюдается в *попутном нефтяном газе*, т.е. природном газе, находящемся в природе над нефтью или растворенном в ней под давлением.

Нефть — это маслянистая горючая жидкость, состоящая из алканов, циклоалканов, аренов (преобладают), а также кислород-, азот- и серосодержащих соединений.

Переработку нефти ведут *фракционной перегонкой* — термическим разделением нефти на составные части (фракции). Основные фракции нефти: бензин, керосин, газойль, мазут. Тяжелые фракции (газойль, мазут) подвергают *крекингу*, при этом происходит расщепление углеводородов на более легкие, например:

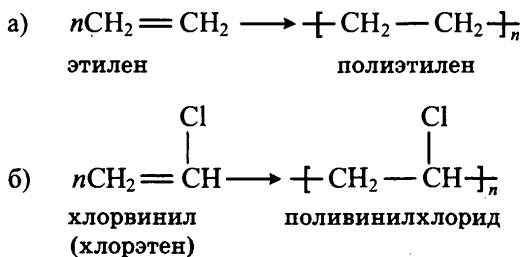


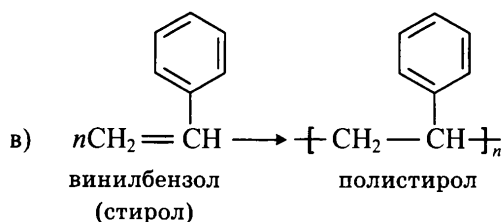
Получающаяся смесь может содержать, помимо алкенов, также алкадиены, арены, ацетилен.

Уголь — твердое горючее полезное ископаемое органического происхождения. Он содержит мало графита и много сложных циклических соединений, включающих элементы С, Н, О, N и S. Встречаются антрацит (почти безводный), каменный уголь (1–4% влаги) и бурый уголь (50–60% влаги). Методом *коксования* уголь превращают в углеводороды (газообразные, жидкие и твердые) и кокс (достаточно чистый графит).

4.2.4. Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, каучуки, волокна

Пластмассы. Производство пластических масс (пластмасс) — органических материалов, основой которых являются полимеры, — базируется на реакциях *полимеризации* или *поликонденсации* низкомолекулярных исходных веществ. Примеры (все реакции — каталитические):



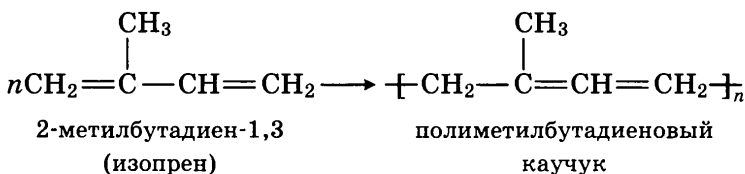


В этих примерах протекают реакции полимеризации.

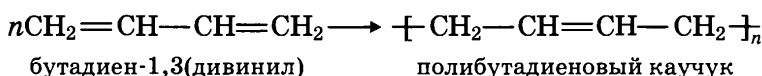
Синтез фенолформальдегидной смолы — пример реакции поликонденсации (описан в разд. 3.6).

Каучуки. Производство каучуков — материалов с высокоэластичными свойствами (природных или синтетических) базируется на реакциях полимеризации мономеров. Примеры:

а) *натуральный каучук*



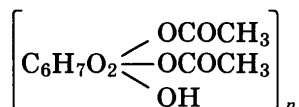
б) *синтетический каучук*



(впервые получен русским ученым С.В. Лебедевым в 1932 г.).

Химические волокна. Пластмассы, перерабатываемые в текстильную пряжу, — волокнистые материалы, подразделяемые на искусственные и синтетические.

Искусственное *ацетатное волокно* вырабатывается из полимера *диацетат целлюлозы* с формулой



который получают этерификацией целлюлозы уксусной кислотой, т.е. он делается из природного сырья.

Примером синтетического волокна является волокно, произведенное из поливинилхлорида (о нем см. выше).

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте уравнения реакций:

- а) электролиза расплава NaOH , BaCl_2
- б) электролиза раствора на инертных электродах для NaCl , FeCl_2 , $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$

2. Составьте уравнения термических реакций получения металлов:

- а) $\text{Al} + (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_A \longrightarrow \text{Fe} + \dots$
- б) $\text{Ca} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Cr} + \dots$
- в) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{Cr} + \text{KAlO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3$
- г) $\text{Al} + \text{CaO} \longrightarrow \text{Ca} + (\text{CaAl}_2)\text{O}_4$
- д) $\text{C}(\text{кокс}) + \text{FeO} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}$
- е) $\text{Al} + (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 \longrightarrow \text{Fe} + \dots$
- ж) $\text{H}_2 + \text{FeO}(\text{OH}) \longrightarrow \text{Fe} + \dots$
- з) $\text{H}_2 + \text{CuO} \longrightarrow \text{Cu} + \dots$
- и) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \longrightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \dots$
- к) $\text{C}(\text{кокс}) + \text{PbO} \longrightarrow \text{Pb} + \text{CO}_2$
- л) $\text{H}_2 + \text{CaC}_2 \longrightarrow \text{Ca} + \text{C}_2\text{H}_2$
- м) $\text{H}_2 + \text{Al}_4\text{C}_3 \longrightarrow \text{Al} + \text{CH}_4$
- н) $\text{CO} + \text{PbO} \longrightarrow \text{Pb} + \text{CO}_2$
- о) $\text{Al} + \text{FeCl}_3 \longrightarrow \text{Fe} + \dots$
- п) $\text{Ca} + \text{LaCl}_3 \longrightarrow \text{La} + \dots$
- р) $\text{H}_2 + \text{Cu}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cu} + \dots$
- с) $\text{H}_2 + \text{WO}_3 \longrightarrow \text{W} + \dots$
- т) $\text{H}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- у) $\text{H}_2 + (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 \longrightarrow \text{Fe} + \dots$

Коэффициенты подберите методом электронного баланса.

- ### 3. Как следует назвать по правилам номенклатуры углеводород *мезитилен*, который можно получить при тримеризации пропина?
- ### 4. Составьте уравнение реакции полимеризация метилового эфира, производного от кислоты $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{COOH}$, по месту двойной связи.

ТЕСТЫ

5. Натрий в промышленности можно получить
 - 1) электролизом расплава поваренной соли
 - 2) прокаливанием пищевой соды NaHCO_3
 - 3) сплавлением алюминия с едким натром
 - 4) спеканием соды Na_2CO_3 с железом
6. Калий можно получить электролизом на угольных электродах
 - 1) раствора KCl
 - 2) раствора KNO_3
 - 3) расплава KCl
 - 4) расплава смеси KCl и MgCl_2
7. Алюминий в промышленности получают
 - 1) обезвоживанием алюмокалиевых квасцов
 - 2) электролизом расплава глинозёма в криолите
 - 3) методом алюминотермии
 - 4) восстановлением глины кальцием
8. Чугун в промышленности получают
 - 1) прокаливанием минерала сидерит FeCO_3
 - 2) электролизом раствора хлорида железа(II)
 - 3) восстановлением кальцием из оксида железа(III)
 - 4) выплавкой в доменной печи
9. Сталь в промышленности получают
 - 1) выплавкой в доменной печи
 - 2) электролизом расплава хлорида железа(II)
 - 3) методом алюминотермии
 - 4) кислородно-конвертерным способом
10. Для синтеза аммиака используют азот, получаемый в промышленности
 - 1) окислением аммиака на катализаторе
 - 2) термическим разложением нитрата аммония
 - 3) дробной разгонкой сжиженного воздуха
 - 4) кипячением смеси нитрата калия и хлорида аммония в воде

11. Для синтеза аммиака используют водород, получаемый в промышленности
- 1) действием воды на гидрид кальция
 - 2) дробной разгонкой жидкого воздуха
 - 3) из смеси водяного пара и раскаленного кокса
 - 4) кипячением соляной кислоты с цинком
12. В синтезе NH_3 из N_2 и H_2 используется катализатор для более эффективного разрыва связей
- 1) $\text{N}-\text{H}$, $\text{H}-\text{H}$
 - 2) $\text{N}\equiv\text{N}$, $\text{H}-\text{H}$
 - 3) $\text{N}-\text{H}$, $\text{N}\equiv\text{N}$
 - 4) любых
13. Природный источник кислорода для производства серной кислоты — это
- 1) селитра
 - 2) воздух
 - 3) бертоллетова соль
 - 4) пергидроль
14. Продукты обжига *пирита* FeS_2 — это
- 1) FeO , SO_2
 - 2) FeO , SO_3
 - 3) Fe_2O_3 , SO_2
 - 4) Fe_2O_3 , SO_3
15. В получении триоксида серы из начальной смеси $4 \text{ м}^3 \text{SO}_2$ и $4 \text{ м}^3 \text{O}_2$ после полного расходования одного из газов объем (м^3) уменьшится до
- 1) 4
 - 2) 5
 - 3) 6
 - 4) 7
- Тест решить устно.
16. В промышленной схеме получения H_2SO_4
- $$\text{FeS}_2 \longrightarrow \text{SO}_2 \longrightarrow \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
- из 20 кмоль FeS_2 можно получить количество кислоты (кмоль) не более чем
- 1) 40
 - 2) 30
 - 3) 20
 - 4) 10
- Тест решить устно.
17. В промышленной схеме получения H_2SO_4
- $$\text{S} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (2 кмоль)}$$
- общая затрата (м^3 , н.у.) кислорода составит
- 1) 11,2
 - 2) 22,4
 - 3) 44,8
 - 4) 67,2
- Тест решить устно.

18. Правильная схема производства серной кислоты — это

- 1) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
- 2) $FeS \rightarrow S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_4$
- 3) $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
- 4) $FeS_2 \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_4$

19. В производстве H_2SO_4 (конц.) не применяется реакция

- 1) $H_2S + \text{воздух} \rightarrow \dots$
- 2) $SO_2 + \text{кислород} \rightarrow \dots$
- 3) $FeS_2 + \text{воздух} \rightarrow \dots$
- 4) $SO_3 + H_2SO_4(\text{разб.}) \rightarrow \dots$

20. При насыщении разбавленной серной кислоты триоксидом серы конечный продукт — это

- 1) 50% -ная H_2SO_4
- 2) 96% -ная H_2SO_4
- 3) 100% -ная H_2SO_4
- 4) олеум (содержит $H_2S_2O_7$, SO_3)

21. При смешивании равных масс 47,7%-го и 48,3%-го растворов H_2SO_4 массовое содержание конечной смеси будет

- 1) менее 47,7%
- 2) 48%
- 3) более 48,3%
- 4) 96%

Тест решить устно.

22. Метанол называют «древесным спиртом», так как

- 1) им пропитывают древесину от гниения
- 2) его применяют как удобрение для лесопосадок
- 3) его используют для удаления листьев с деревьев
- 4) его можно получить пиролизом древесины

23. Состав «водяного газа», используемого в производстве метанола, — это

- 1) $CO_2 + H_2$
- 3) $CO_2 + H_2O$
- 2) $CO + H_2O$
- 4) $CO + H_2$

24. Оптимальные условия для производства метанола из «водяного газа» — это
- 1) 300 °С, 60 атм, освещение
 - 2) 20 °С, 1 атм, катализатор
 - 3) 300 °С, 60 атм, катализатор
 - 4) 20 °С, 1 атм, освещение
25. Главная составная часть природного газа называется
- 1) ацетилен
 - 2) парафин
 - 3) бензол
 - 4) метан
26. Природный газ не используется как
- 1) сырье в производстве сажи
 - 2) сырье в органическом синтезе
 - 3) реагент в фотосинтезе
 - 4) топливо в быту
27. С химической точки зрения газификация — это
- 1) доставка бытового газа потребителям
 - 2) прокладка газовых труб
 - 3) превращение ископаемого угля в газ
 - 4) обработка материалов газом
28. Не относится к фракциям перегонки нефти
- 1) керосин
 - 2) мазут
 - 3) смола
 - 4) газойль
29. Название, не относящееся к моторным топливам, — это
- 1) бензин
 - 2) керосин
 - 3) этин
 - 4) газولين (газойль)
- 30–32. При крекинге
30. бутана 31. октана 32. гексадекана
- образуется алкан с числом атомов углерода в молекуле, равным
- 1) 8
 - 2) 6
 - 3) 4
 - 4) 2
- 33–35. При крекинге
33. бутана 34. октана 35. гексадекана
- образуется олефин
- 1) октен
 - 2) бутен
 - 3) пропен
 - 4) этен

36. При тримеризации пропина образуется углеводород *мезитилен*, структурная формула которого отвечает названию
- 1) 1,3,5-триметилбензол
 - 2) 1-метил-4-этилбензол
 - 3) 1,2,4-триметилбензол
 - 4) 1-пропилбензол
37. В реакцию полимеризации вступают мономеры
- 1) C_3H_6
 - 2) C_2H_6
 - 3) C_3H_4
 - 4) C_4H_6
38. Полимер с элементарным звеном C_6H_{12} получен из углеводорода
- 1) 3,3-диметилбутен
 - 2) 3,3-диметилбутан
 - 3) 2,3-диметилбутадиен-1,3
 - 4) 2,2-диметилбутан
39. Мономер для производства поливинилхлорида получают по реакции
- 1) этин + $HCl \longrightarrow \dots$
 - 2) этен + $KCl \longrightarrow \dots$
 - 3) этан + $HCl \longrightarrow \dots$
 - 4) хлорэтан + $KCl \longrightarrow \dots$
40. При полимеризации ароматического углеводорода *стирол* образуется продукт с формулой
- 1) $(-C_6H_4-CH(CH_3)-)_n$
 - 2) $(-CH_2-C_6H_3(CH_3)-)_n$
 - 3) $(-CH_2-CH(C_6H_5)-)_n$
 - 4) $(-CH_2-C_6H_4-CH_2-)_n$
41. Мономер пластмассы политетрафторэтилен (*тефлон*) синтезируют по реакции
- 1) замещения $CCl_2F_2 + F_2 \longrightarrow \dots$
 - 2) пиролиза $CHClF_2$
 - 3) окисления CCl_2F_2
 - 4) фторирования C_2H_6
42. Синтетический бутадиеновый каучук получают из мономера, отвечающего структурной формуле
- 1) $CH_2=CHCH=CH_2$
 - 2) $CH_2=CH-C\equiv CH$
 - 3) $CH_2=C(CH_3)CH=CH_2$
 - 4) $CH_2=C(CH_3)C\equiv CH$

43. В производстве каучуков не применяется мономер с названием

- | | |
|-----------------|------------------------|
| 1) бутадиен-1,3 | 3) 2-метилбутадиен-1,3 |
| 2) бутадиен-1,2 | 4) 2-хлорбутадиен-1,3 |

44. Не является природным полимером

- | | |
|--------------|-----------------|
| 1) крахмал | 3) полибутадиен |
| 2) целлюлоза | 4) полиизопрен |

45. В схеме промышленных процессов

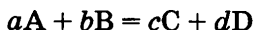
Глюкоза $\xrightarrow{1}$ Этанол $\xrightarrow{2}$ бутадиен-1,3 $\xrightarrow{3}$ каучук
этапы 2 и 3 разработаны русским ученым

- | | |
|-------------------|-----------------------|
| 1) Н.Н. Зининым | 3) С.В. Лебедевым |
| 2) М.Г. Кучеровым | 4) В.В. Марковниковым |

4.3. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций

4.3.1–4.3.2. Расчеты объемных отношений газов и теплового эффекта в реакциях

Объемное отношение газов. Для химической реакции



выполняется соотношение

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d},$$

где n_A и n_B — количества *вступивших в реакцию* реагентов, n_C и n_D — количества продуктов; a , b , c и d — стехиометрические коэффициенты.

От количеств веществ легко перейти к их массам:

$$\frac{m_A}{aM_A} = \frac{m_B}{bM_B} = \frac{m_C}{cM_C} = \frac{m_D}{dM_D}$$

Для газообразных веществ чаще задают (или определяют) их объемы. Если реагент В и продукт D — газы, то проводят переход от количеств этих веществ к их объемам:

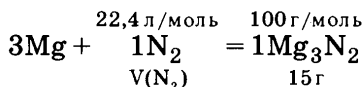
$$\frac{V_B}{bV_M} = \frac{V_D}{dV_M}$$

При заданных количестве, массе или объеме (для газов) одного из веществ, участвующих в реакции, можно рассчитать значения всех величин для остальных веществ.

Для смеси газов А и В, один из которых или оба участвуют в некоторой реакции, можно вычислить взятое соотношение их объемов $V_A : V_B$, а при заданном соотношении — объем их смеси (или наоборот).

П р и м е р ы решения задач

1. При высокой температуре магний реагирует с азотом, взятым в смеси с аргоном общим объемом 5,6 л (н.у.), и образует 15 г нитрида. Рассчитайте объемное соотношение газов $V(N_2) : V(Ar)$ в исходной смеси.

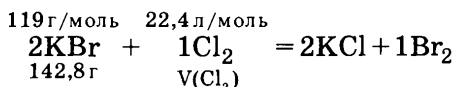


$$V(N_2) = 1 \cdot 22,4 \cdot 15 / (1 \cdot 100) = 3,36 \text{ л},$$

следовательно

$$\frac{V(N_2)}{V(Ar)} = \frac{3,36}{5,6 - 3,36} = \frac{3,36}{2,24} = \frac{3}{2}, \text{ или } 3 : 2.$$

2. Бромид калия массой 142,8 г в растворе прореагировал количественно с хлором, взятым в смеси с воздухом в объемном отношении 1 (хлор) : 2(воздух). Вычислите общий объем исходной смеси газов.

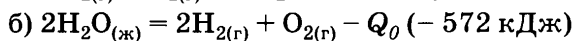
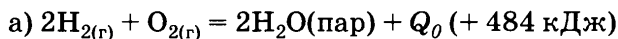


$$V(Cl_2) = 142,8 \cdot 1 \cdot 22,4 / (2 \cdot 119) = 13,44 \text{ л},$$

следовательно

$$V(\text{см.}) = V(Cl_2) + V(\text{воздух}) = V(Cl_2) + 2V(Cl_2) = 3V(Cl_2) = 3 \cdot 13,44 = 40,32 \text{ л (смесь)}.$$

Тепловой эффект реакции. Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии в форме теплоты, т.е. тепловым эффектом — экзотермическим (+ Q_0) или эндотермическим (− Q_0), например:



Количество теплоты, выделившееся (+Q) или поглощенное (-Q) в процессе протекания реакции, пропорционально количеству вещества (реагента или продукта) по условию задания:

$$\frac{n_{\text{ОВ}}}{n_{\text{В}}} = \frac{Q_0}{Q},$$

где $n_{\text{ОВ}}$ — количество вещества по уравнению реакции с тепловым эффектом $\pm Q_0$, $n_{\text{В}}$ — количество вещества по условию при выделении или поглощении теплоты $\pm Q$.

Формулы-определения физических величин:

а) количество вещества $n = m/M$

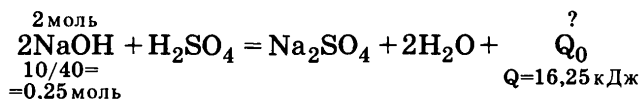
где m — масса вещества, M — его молярная масса;

б) объем газа $V = nV_{\text{М}}$,

где $V_{\text{М}}$ — молярный объем газа, равный при нормальных условиях 22,4 л/моль.

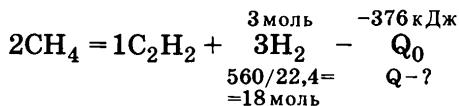
П р и м е р ы решения задач.

1. Вычислите тепловой эффект (кДж) реакции полной нейтрализации гидроксида натрия, если в расчете на 100 г щелочи выделяется 16,25 кДж теплоты.



$$Q_0 = 2 \cdot 16,25 / 0,25 = 130 \text{ кДж.}$$

2. Найдите количество поглощенной теплоты (кДж) в реакции термического разложения метана с образованием ацетилена и 560 л (н.у.) водорода, если тепловой эффект реакции равен -376 кДж.



$$Q = 18 \cdot (-376) / 3 = -2256 \text{ кДж.}$$

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАЧИ

1. Смесь кислорода и хлора с объемным отношением 9 : 1 использована для выделения 0,5 моль простого вещества из

раствора KI, следовательно общий объем (в литрах, н.у.) затраченной смеси газов равен

- 1) 5,6 2) 11,2 3) 56 4) 112

2. Газ А, полученный при прокаливании на катализаторе 0,04 моль KClO_3 , смешали (при н.у.) в сосуде с газом В, выделившимся при обработке 6 г кальция водой, и получили смесь с объемным отношением А : В, равным

- 1) 1 : 5 2) 2 : 5 3) 3 : 4 4) 5 : 7

3. Через озонатор пропустили кислород, полученный при прокаливании 1 моль KClO_3 , при этом 5% кислорода превратилось в озон и на выходе из озонатора объемное отношение $\text{O}_2 : \text{O}_3$ составило

- 1) 23 : 1 2) 23 : 2 3) 29 : 1 4) 29 : 2

4. Пропустили через озонатор 7,5 моль кислорода, который частично превратился в озон. Последний затрачен на полное «сжигание» (при н.у.) 0,5 моль сероводорода, следовательно объемное отношение $\text{O}_3 : \text{O}_2$ в смеси на выходе из озонатора составляло

- 1) 1 : 12 2) 1 : 19 3) 2 : 27 4) 2 : 33

5. Для полного сгорания 17,92 л (н.у.) смеси $\text{CH}_4 + \text{H}_2$ потребовался 1 моль кислорода, следовательно объемное отношение $\text{CH}_4 : \text{H}_2$ равно

- 1) 2 : 1 2) 1 : 1 3) 1 : 2 4) 3 : 2

6. В реакции между алюминием и графитом получено 4 моль продукта (Al_4C_3) и выделилось 832 кДж теплоты, следовательно тепловой эффект реакции (кДж) равен

- 1) 52 2) 104 3) 208 4) 416

7. При термическом разложении дихлоромата аммония протекает экзотермическая реакция, в которой на 1,4 моль образовавшейся воды приходится 106 кДж, следовательно тепловой эффект реакции (кДж) равен

- 1) 606 2) 505 3) 404 4) 303

8. В реакции между железом и хлором на 11,2 л (н.у.) окислителя приходится выделение 132 кДж теплоты, следовательно в расчете на 0,5 моль железа выделится количество теплоты (кДж), равное
 1) 198 2) 148,5 3) 99 4) 49,5
9. Тепловой эффект реакции полного сгорания ацетилен в кислороде равен +2596 кДж, следовательно при сгорании 2 л (н.у.) этого газа выделяется количество теплоты (кДж), равное
 1) 29 2) 58 3) 116 4) 232
10. При полном сгорании бутадиена-1,3 в кислороде на 0,5 моль затраченного окислителя выделяется 18 кДж теплоты, следовательно на 0,5 моль вступившего в реакцию алкадиена приходится количество теплоты (кДж), равное
 1) 49,5 2) 99 3) 148,5 4) 198

4.3.3. Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей

Массовая доля. Для растворенного вещества *В* *массовая доля* (w_B) — это отношение массы этого вещества (m_B) к массе раствора [$m_{(p)}$]:

$$w_B = m_B / m_{(p)}$$

При расчете используется значение w_B в долях единицы (например $w_B = 0,01$), а в ответе указывается обычно в процентах (например 1%).

Величина, численно равная w_B (в %), характеризует раствор в целом; например, при $w_B = 1\%$ раствор будет однопроцентным (1%-й раствор вещества В).

Соотношения для массы раствора:

$$m_{(p)} = m_B + m(H_2O), \quad m_{(p)} = \rho_{(p)} V_{(p)}$$

Для воды ее масса и объем численно равны, т.е. плотность воды принимается равной (округленно) 1 г/мл, или 1000 г/л.

Если для приготовления раствора используется кристаллогидрат некоторой соли (а не сама безводная соль), то действительны соотношения:

а) масса кристаллогидрата $B \cdot xH_2O$

$$m(\text{кр.}) = m_B + m(\text{кр. } H_2O),$$

где $m(\text{кр. } H_2O)$ — масса кристаллизационной воды, которая содержится в данной массе кристаллогидрата и вносится с ним в приготовляемый раствор;

б) масса безводной соли B в кристаллогидрате

$$m_B/M_B = m(\text{кр.})/M(\text{кр.}), \text{ так как } n_B = n(\text{кр.})$$

в) масса добавляемой воды

$$m(\text{доб. } H_2O) = m_{(p)} - m(\text{кр.})$$

$$m(\text{доб. } H_2O) = m(H_2O) - m(\text{кр. } H_2O),$$

где $m(H_2O)$ — суммарная масса воды (добавленной и кристаллизационной) в приготовленном растворе.

П р и м е р ы решения задач.

1. Найдите объем (мл) 5%-го раствора с плотностью 1,15 г/мл, содержащего 28 г растворенного вещества B . Ответ округлить до целого.

$$V_{(p)} = \frac{m_{(p)}}{\rho_{(p)}} = \frac{m_B / w_B}{\rho_{(p)}} = \frac{28 / 0,05}{1,15} = 487 \text{ мл.}$$

2. Установите массовую долю (в %) хлорида калия (обозначение B) в растворе, приготовленном из 0,65 моль соли и 300 мл воды.

$$\begin{aligned} w_B &= \frac{m_B}{m_{(p)}} = \frac{m_B}{m_B + m(H_2O)} = \frac{n_B M_B}{n_B M_B + m(H_2O)} = \\ &= \frac{0,65 \cdot 75,5 (\text{KCl})}{0,65 \cdot 74,5 + 300 \cdot 1 (\text{г/мл})} = 0,139, \text{ или } 13,9\%. \end{aligned}$$

3. Вычислите объем (в литрах, н.у.) аммиака (обозначение B), который полностью поглощается водой с образованием 500 г 20%-го раствора.

$$V_B = n_B V_M = \frac{m_B}{M_B} V_M = \frac{w_B m_{(p)}}{M_B} V_M = \frac{0,2 \cdot 500 \cdot 22,4}{17 (NH_3)} = 132 \text{ л.}$$

4. Какую массу (в граммах) кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует использовать для приготовления 250 г 15%-го раствора безводной соли (обозначение В)?

$$m(\text{кр.}) = m_{\text{В}} \frac{M(\text{кр.})}{M_{\text{В}}} = w_{\text{В}} m_{(\text{р})} \frac{M(\text{кр.})}{M_{\text{В}}} =$$

$$= \frac{0,15 \times 250 \times 286(\text{кр.})}{106(\text{В})} = 101,18 \text{ г.}$$

5. Рассчитайте массовую долю (в %) безводной соли, если раствор приготовлен из 0,75 моль кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и 600 г воды.

$$w(\text{соль}) = \frac{m(\text{соль})}{m_{(\text{р})}} = \frac{n(\text{соль}) \times M(\text{соль})}{m(\text{кр.}) + m(\text{доб. H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{n(\text{соль}) \times M(\text{соль})}{n(\text{кр.}) \times M(\text{кр.}) + m(\text{доб. H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{0,75 \times 161(\text{соль})}{0,75 \times 287(\text{кр.}) + 600} = 0,148, \text{ или } 14,8\% \text{ ZnSO}_4.$$

6. Определите массу (в граммах) добавленной воды, необходимой для приготовления 10%-го раствора из 1 моль дигидрата гидроксида калия.

$$m(\text{доб. H}_2\text{O}) = m_{(\text{р})} - m(\text{кр.}) =$$

$$= [m(\text{KOH})/w(\text{KOH})] - n(\text{кр.})M(\text{кр.}) =$$

$$= [n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH})/w(\text{KOH})] - n(\text{кр.})M(\text{кр.}),$$

так как

$$n(\text{KOH}) = n(\text{кр.}),$$

то

$$[1 \cdot 56(\text{KOH})]/0,1 - 1 \cdot 92(\text{кр.}) = 468 \text{ г.}$$

Разбавление растворов. В лабораторной практике часто приходится готовить разбавленный раствор некоторого вещества (величины с индексом ') из концентрированного раствора того же вещества (величины с индексом ") путем разбавления водой.

Масса растворенного вещества при разбавлении не изменяется:

$$m = w' m'_{(p)} = w'' m''_{(p)} = \text{const}$$

Масса добавляемой воды определяется соотношением:

$$m(\text{доб. H}_2\text{O}) = m'_{(p)} - m''_{(p)}$$

П р и м е р ы решения задач.

1. До какого объема (в литрах) надо разбавить водой 200 мл 30%-го раствора соли В (плотность раствора 1,13 г/мл), чтобы приготовить 10%-й раствор (плотность 1,04 г/мл)?

$$\begin{aligned} V'_{(p)} &= \frac{m'_{(p)}}{\rho'_{(p)}} = \frac{m_B / w'_B}{\rho'_{(p)}} = \frac{w''_B m''_{(p)} / w'_B}{\rho'_{(p)}} = \\ &= \frac{w''_B V''_{(p)} \rho''_{(p)} / w'_B}{\rho'_{(p)}} = \frac{0,3 \cdot 0,2 \cdot 1,13 / 0,1}{1,04} = 6,52 \text{ л.} \end{aligned}$$

2. Какой объем (в литрах) воды необходим для разбавления 200 мл 96%-го этанола (плотность 0,8 г/мл) до 10%-го спирта (обозначение $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{B}$)?

$$\begin{aligned} V(\text{доб. H}_2\text{O}) &= \frac{m(\text{доб. H}_2\text{O})}{1000 \text{ (г/л)}} = \frac{m'_{(p)} - m''_{(p)}}{1000} = \\ &= \frac{(w''_B m''_{(p)} / w'_{(p)}) - m''_{(p)}}{1000} = \frac{m''_{(p)} (w''_B - w'_B) / w'_B}{1000} = \\ &= \frac{V''_{(p)} \rho''_{(p)} (w''_B - w'_B) / w'_B}{1000} = \frac{0,2 \cdot 0,8 (0,96 - 0,1) / 0,1}{1000} = 1,38 \text{ л.} \end{aligned}$$

Концентрирование растворов. Для приготовления концентрированного раствора вещества В из разбавленного раствора того же вещества применяют два способа:

а) **выпаривание** некоторой порции воды из начального раствора. При этом масса растворенного вещества не изменяется:

$$m_B = w'_B m'_{(p)} = w''_B m''_{(p)} = \text{const},$$

а масса воды, которую удаляют из раствора, определяется соотношением:

$$m(\text{вып. H}_2\text{O}) = m'_{(p)} - m''_{(p)}$$

б) добавление некоторой порции вещества в начальный раствор. При этом масса воды не изменяется:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m'_{(\text{p})} - m'_\text{B} = m''_{(\text{p})} - m''_\text{B} = \text{const}$$

а масса добавленного вещества — соотношением:

$$m(\text{доб. В}) = m''_\text{B} - m'_\text{B} = m''_{(\text{p})} - m'_{(\text{p})}$$

П р и м е р ы решения задач.

1. Какой станет массовая доля (в %) вещества В в растворе, если 800 г 5%-го раствора упарили до 500 г?

$$w'_\text{B} = w'_\text{B} m'_{(\text{p})} / m'_{(\text{p})} = 0,05 \cdot 800 / 500 = 0,08, \text{ или } 8\%.$$

2. Установите массу (в граммах) выпаренной воды из 300 мл 4%-го раствора вещества В (плотность раствора 1,033 г/мл), если приготовлен 10%-й раствор.

$$\begin{aligned} m(\text{вып. H}_2\text{O}) &= m'_{(\text{p})} - m''_{(\text{p})} = m'_{(\text{p})} - \frac{w'_\text{B} m'_{(\text{p})}}{w''_\text{B}} = \\ &= \frac{m'_{(\text{p})} (w''_\text{B} - w'_\text{B})}{w''_\text{B}} = \frac{V'_{(\text{p})} \rho'_{(\text{p})} (w''_\text{B} - w'_\text{B})}{w''_\text{B}} = \\ &= \frac{300 \cdot 1,033 (0,1 - 0,04)}{0,1} = 186 \text{ г.} \end{aligned}$$

3. Вычислите массу (в граммах) порции вещества В, которую добавили 400 г 5%-го раствора этого вещества и довели массовую долю до 40%.

$$\begin{aligned} m(\text{доб. В}) &= m''_\text{B} - m'_\text{B} = w''_\text{B} m''_{(\text{p})} - w'_\text{B} m'_{(\text{p})} = \\ &= w''_\text{B} [m'_{(\text{p})} + m(\text{доб. В})] - w'_\text{B} m'_{(\text{p})}, \text{ откуда} \\ m(\text{доб. В}) &= w''_\text{B} m'_{(\text{p})} + w''_\text{B} m(\text{доб. В}) - w'_\text{B} m'_{(\text{p})}, \\ m(\text{доб. В}) &= \frac{m'_{(\text{p})} (w''_\text{B} - w'_\text{B})}{1 - w''_\text{B}} = \frac{400 (0,4 - 0,05)}{1 - 0,4} = 233,3 \text{ г.} \end{aligned}$$

Смешивание растворов. Для приготовления раствора с промежуточным составом (величины без индексов) проводят смешивание концентрированного и разбавленного растворов вещества В. При этом все величины связаны соотношениями:

$$m_\text{B} = n'_\text{B} + n''_\text{B},$$

$$m_\text{B} = m'_\text{B} + m''_\text{B},$$

$$m_{(p)} = m'_{(p)} + m''_{(p)}$$

$$w_B m_{(p)} = w'_B m'_{(p)} + w''_B m''_{(p)}$$

П р и м е р ы решения задач.

1. Определите массовую долю (в %) вещества В в конечном растворе, приготовленном смешиванием 90 г 5%-го и 120 г 40%-го растворов этого вещества.

$$\begin{aligned} w_B &= \frac{m_B}{m_{(p)}} = \frac{m'_B + m''_B}{m'_{(p)} + m''_{(p)}} = \frac{w'_B m'_{(p)} + w''_B m''_{(p)}}{m'_{(p)} + m''_{(p)}} = \\ &= \frac{0,05 \cdot 90 + 0,4 \cdot 120}{90 + 120} = 0,25, \text{ или } 25\%. \end{aligned}$$

2. В каком массовом отношении надо смешать 5%-ю и 65%-ю азотную кислоту, чтобы приготовить 20%-ю кислоту?

$$w_B m_{(p)} = w'_B m'_{(p)} + w''_B m''_{(p)}, \quad w_B (m'_{(p)} + m''_{(p)}) = w'_B m'_{(p)} + w''_B m''_{(p)},$$

$$\text{откуда } w_B m'_{(p)} - w'_B m'_{(p)} = w''_B m''_{(p)} - w_B m''_{(p)},$$

$$\frac{m'_{(p)}}{m''_{(p)}} = \frac{w''_B - w_B}{w_B - w'_B} = \frac{0,65 - 0,2}{0,2 - 0,05} = \frac{0,45}{0,15} = \frac{3}{1}, \text{ или } 3 : 1.$$

Задачи

1. Определите массу (в граммах) 4%-го раствора нитрата калия, приготовленного (путем разбавления водой) из 20 г 15%-го раствора того же вещества.
2. Установите, до какого объема (в литрах) надо разбавить водой 700 г 50,5%-го раствора ацетата калия, чтобы приготовить 7,7%-й раствор с плотностью 1038 г/л.
3. Вычислите объем (в литрах) воды, добавленной к 0,5 л 40%-го раствора едкого натра (плотность раствора 1430 г/л), если приготовлен 10%-й раствор.
4. Какое количество воды (моль) надо добавить к 500 мл 20%-й азотной кислоты (плотность 1,12 г/мл), чтобы приготовить 8%-й раствор?
5. Из 500 г 15%-го раствора хлорида натрия выпарили 100 мл воды. Какой стала массовая доля (в %) соли в растворе?

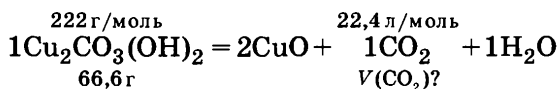
6. К 100 г 35%-го водного раствора метанола добавили 50 г того же спирта. Найдите массовую долю (в %) спирта в конечном растворе.
7. Смешали 45 г 38%-й и 320 г 5%-й бромоводородной кислоты. Установите массовую долю (в %) вещества в конечном растворе.
8. Бромоводород объемом 5,4 л (н.у.) затрачен на приготовление 8%-го раствора (плотность 1056,8 г/л). Найдите объем (в литрах) этого раствора.
9. Приготовили раствор 10 г сахарозы в 200 г воды. Затем раствор упарили вдвое (по объему). Определите массовую долю (в %) углеводы в конечном растворе.
10. В 1 л воды растворили 224 л (н.у.) хлороводорода и приготовили соляную кислоту с плотностью 1,115 г/мл. Вычислите массовую долю (в %) растворенного вещества.

4.3.4. Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ

Теоретические положения см. в разд. 4.3.1.

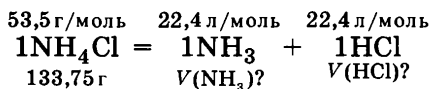
П р и м е р ы решения задач.

1. Прокалили 66,6 г минерала *малахит* $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$. Установите объем (в литрах, н.у.) собранного углекислого газа.



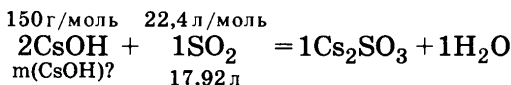
$$V(\text{CO}_2) = \frac{66,6 \cdot 1 \cdot 22,4}{1 \cdot 222} = 6,72 \text{ л.}$$

2. Определите суммарный объем (в литрах, н.у.) газов, полученных при термическом разложении 133,75 г хлорида аммония.



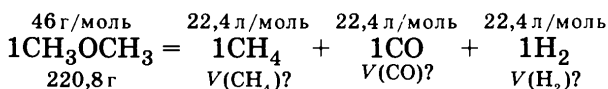
$$V(\text{NH}_3) + V(\text{HCl}) = 2V(\text{NH}_3) = 2V(\text{HCl}) = \\ = \frac{2 \cdot 22,4 \cdot 133,75}{1 \cdot 53,5} = 112 \text{ л.}$$

3. Раствор, содержащий гидроксид цезия, поглотил 17,92 л (н.у.) диоксида серы с полным образованием средней соли. Вычислите массу (в граммах) щелочи в исходном растворе.



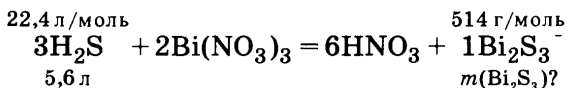
$$m(\text{CsOH}) = \frac{2 \cdot 150 \cdot 17,92}{1 \cdot 22,4} = 240 \text{ г.}$$

4. Диметиловый эфир массой 220,8 г при нагревании распадается на метан, монооксид углерода и водород. Рассчитайте суммарный объем (в литрах, н.у.) трех продуктов-газов.



$$V(\text{CH}_4) + V(\text{CO}) + V(\text{H}_2) = 3V(\text{CH}_4) = 3V(\text{CO}) = \\ = 3V(\text{H}_2) = \frac{3 \cdot 22,4 \cdot 220,8}{1 \cdot 46} = 322,56 \text{ л.}$$

5. Поглощение 5,6 л (н.у.) сероводорода раствором нитрата висмута(III) приводит к выполнению осадка бескислородной средней соли. Найдите массу (в граммах) этого осадка.



$$m(\text{Bi}_2\text{S}_3) = \frac{1 \cdot 514 \cdot 5,6}{3 \cdot 22,4} = 42,83 \text{ г.}$$

Задачи

1. Объем (в литрах, н.у.) газа, выделившегося при обработке водой смеси 0,2 моль натрия и 1,4 г лития, равен...
2. После обработки равномолярной смеси $\text{Mg} + \text{Zn}$ избытком едкого натра (конц.) образовалось 4,48 л (н.у.) газа. Взятая масса (в граммах) исходной смеси была равна...

3. Расход (в литрах, н.у.) аммиака на его сгорание в кислороде с получением 0,5 моль азота равен...
4. Прокаливанием 192 г карбоната аммония получена смесь двух газов (H_2O не учитывать) с общим объемом (в литрах, н.у.), равным...
5. При сплавлении диоксида кремния с гидроксидом натрия получено 3 моль метасиликата, следовательно израсходованная масса (в граммах) щелочи равна...
6. Объем (мл, н.у.) ацетилена, обесцвечивающий бромную воду с образованием 3,46 г конечного продукта, равен...
7. При полном каталитическом гидрировании 9,36 г ацетилена получают алкан объемом (в литрах, н.у.), равным...
8. При сгорании 0,2 моль бензола в кислороде (без копоти) расход (в литрах, н.у.) равен...
9. На восстановление 10 кмоль этанала в соответствующий спирт затрачен объем (м^3 , н.у.) водорода, равный...
10. При химическом анализе методом сжигания в кислороде 0,002 моль глюкозы можно собрать углекислый газ объемом (мл., н.у.), равный...

4.3.5–4.3.8. Расчеты: массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси) или в виде раствора с определенной массовой долей вещества; практического выхода продукта, массовой доли (массы) вещества в смеси

Избыток и недостаток реагентов. Количества, массы и объемы (для газов) реагентов не всегда берутся стехиометрическими, т.е. в соответствии с уравнением реакции. Чаще один из реагентов берется *в избытке*, а следовательно, другой реагент окажется *в недостатке*. Избыток реагента вступать в реакцию не будет.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ определение реагентов, взятых в избытке и в недостатке, проводят по неравенству (реагент А — в недостатке, реагент В — в избытке):

$$\frac{n_A}{a} < \frac{n(\text{общ. В})}{b} = \frac{nB + n(\text{изб. В})}{b},$$

где $n(\text{общ. В})$ — общее (взятое с избытком) количество реагента В, n_B — стехиометрическое (необходимое для реакции) количество реагента В, $n(\text{изб. В})$ — избыточное количество реагента В, откуда:

$$n(\text{изб. В}) = n(\text{общ. В}) - n_B$$

В н и м а н и е! Расчет получаемых количеств, масс и объемов (для газов) продуктов проводят всегда по реагенту в недостатке!

Степень чистоты вещества. Химические вещества никогда не бывают идеально чистыми, они обязательно содержат то или иное количество *примесей*.

Массовая доля вещества В в смеси веществ (например, $A + B + C$) — это отношение массы вещества В к массе смеси. В нашем примере:

$$w_B = m_B / m(\text{см.}) = m_B / (m_A + m_B + m_C)$$

Сумма массовых долей всех веществ в смеси равна 1 (100%).

Если в смеси примесь присутствует в следовом (неопределяемом) количестве, то говорят о *практически чистом* веществе. Когда же в веществе имеется примесь в заметном (определяемом) количестве, то само вещество называют основным (его количество преобладает), а другое вещество — это и есть примесь.

Степень чистоты основного вещества В — это массовая доля этого вещества к массе смеси вещества В с примесью:

$$w_B = m_B / m(\text{см.}) = m_B / [m_B + m(\text{прим.})]$$

Природные вещества (минералы, руды) всегда содержат большое количество примеси (примесей).

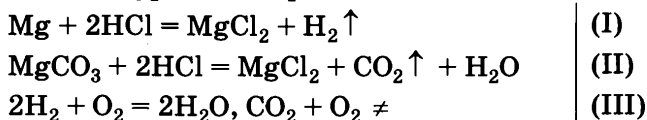
Остальные теоретические положения см. в разд. 4.3.1–4.3.3.

П р и м е р ы решения задач.

1. Смесь $\text{Mg} + \text{MgCO}_3$ обработана соляной кислотой. Получено 22,4 л (н.у.) смеси газов, после сжигания которой на воздухе и последующей осушки оставшийся объем газа стал 8,96 л (н.у.). Найдите массовую долю (в %) металла в исходной смеси.

Элементы ответа.

1) Составлены уравнения реакций:



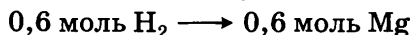
2) Найдено количество углекислого газа по отсутствию реакции $\text{CO}_2 + \text{O}_2 \neq$ (III):

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2)/V_M = 8,96/22,4 = 0,4 \text{ (моль),}$$

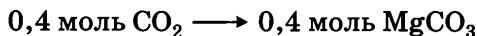
и количество водорода (весь H_2 сгорел на воздухе):

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2) &= n(\text{см.}) - n(\text{CO}_2) = [V(\text{см.})/V_M] - n(\text{CO}_2) = \\ &= 22,4/22,4 - 0,4 = 0,6 \text{ (моль).} \end{aligned}$$

3) Найдены массы Mg и MgCO_3 по уравнениям (I) и (II):



$$m(\text{Mg}) = n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}) = 0,6 \cdot 24 = 14,4 \text{ г Mg,}$$



$$m(\text{MgCO}_3) = n(\text{MgCO}_3) \cdot M(\text{MgCO}_3) = 0,4 \cdot 84 = 33,6 \text{ г MgCO}_3.$$

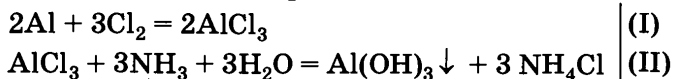
4) Найдена массовая доля Mg в смеси:

$$\begin{aligned} w(\text{Mg}) &= m(\text{Mg})/[m(\text{Mg}) + m(\text{MgCO}_3)] = \\ &= 14,4/(14,4 + 33,6) = 0,3, \text{ или } 30\%. \end{aligned}$$

2. Навеску алюминия массой 13,7 г полностью сожгли в хлоре, из образовавшейся соли приготовили 250 мл раствора. Пробу в 50 мл этого раствора слили с 68,4 мл 10,4%-го раствора аммиака (плотность раствора 0,956 г/мл). Определите массу (в граммах) выпавшего осадка.

Элементы ответа.

1) Составлены уравнения реакций:



2) Определены количества AlCl_3 в реакциях (I) и (II):
в реакции (I)

$$n(\text{Al}) = m(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 13,7/27 = 0,507 \text{ (моль)}$$

0,507 моль $\text{Al} \longrightarrow 0,507$ моль AlCl_3 ,

в реакции (II) взята $1/5$ часть AlCl_3 , так как

50 мл р-ра/250 мл р-ра = $1/5$, откуда

$n(\text{AlCl}_3) = 0,507/5 = 0,1014$ моль AlCl_3 .

3) Определено количество NH_3 в растворе:

$m(\text{NH}_3) = V(\text{р-р}) \cdot \rho(\text{р-р}) \cdot w(\text{NH}_3) =$

$= 68,4 \cdot 0,956 \cdot 0,104 = 6,8$ г NH_3

$n(\text{NH}_3) = m(\text{NH}_3)/M(\text{NH}_3) = 6,8/17 = 0,4$ моль NH_3 ,

таким образом NH_3 — в избытке для реакции (II), т.е. расчет далее ведется по AlCl_3 .

4) Определена масса $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакции (II):

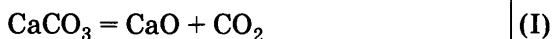
$0,1014$ моль $\text{AlCl}_3 \longrightarrow 0,1014$ моль $\text{Al}(\text{OH})_3$

$m[\text{Al}(\text{OH})_3] = n[\text{Al}(\text{OH})_3] \cdot M[\text{Al}(\text{OH})_3] = 0,1014 \cdot 78 = 7,91$ г.

3. Углекислый газ поглощается 10%-м раствором аммиака (плотность раствора 957 г/л) с образованием кислой соли. Предварительно CO_2 получают термическим разложением 5 кг известняка CaCO_3 (степень чистоты 60%). Установите взятый объем (в литрах) аммиака.

Элементы ответа.

1) Составлены уравнения реакций:



2) Установлено количество основного вещества в известняке:

$m(\text{CaCO}_3) = m(\text{изв.}) \cdot w(\text{CaCO}_3) = 5000 \cdot 0,6 = 3000$ г

$n(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / M(\text{CaCO}_3) = 3000/100 = 30$ моль CaCO_3 ,

и количество CO_2 по уравнению (I):

30 моль $\text{CaCO}_3 \longrightarrow 30$ моль CO_2 .

3) Установлена масса затраченного аммиака по уравнению (II):

30 моль $\text{CO}_2 \longrightarrow 30$ моль NH_3

$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 30 \cdot 17 = 510$ г NH_3 .

4) Установлен объем взятого раствора NH_3 :

$m(\text{р-р NH}_3) = m(\text{NH}_3) / w(\text{NH}_3) = 510/0,1 = 5100$ г NH_3 ,

$V(\text{р-р NH}_3) = m(\text{р-р NH}_3) / \rho(\text{р-р NH}_3) = 5100/957 =$
 $= 5,33$ л р-ра NH_3 .

Задачи

1. Черный сульфид свинца(II) массой 95,6 г обрабатывают 300 мл 30%-го раствора пероксида водорода (плотность раствора 1122,2 г/л). Рассчитайте массу (в граммах) продукта — сульфата свинца(II).
2. Приготовили раствор 134,4 л (н.у.) диоксида серы и добавили 1,5 л 25%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,28 г/мл). Определите массу (в граммах) образовавшейся соли.
3. К 285 г NaNO_3 (содержит примесь MgCl_2) добавили раствор избытка нитрата серебра(I). Выпал осадок массой 86,1 г. Вычислите степень чистоты (в %) нитрата натрия.
4. Какое количество газа (моль) можно получить при обжиге на воздухе 5,61 кг сульфида железа(II) со степенью чистоты 80%?
5. Прокалили 32,1 г хлорида аммония с 55,5 г гидроксида кальция (содержит 20% примесей). Установите объем (в литрах, н.у.) собранного газа.
6. Железная пластинка массой 5 г опущена на некоторое время в 50 мл 15%-го раствора сульфата меди(II) с плотностью 1,12 г/мл. Масса пластинки увеличилась на 0,16 г. Какова массовая доля (в %) соли меди в оставшемся растворе?

4.3.9. Расчеты на нахождение молекулярной формулы вещества

При выведении формул веществ, особенно в органической химии, часто используют плотность неизвестного газа по другому (известному) газу, т.е. относительную плотность неизвестного газа.

Относительная плотность газа X — это отношение абсолютной плотности этого газа к абсолютной плотности другого газа В при одинаковых физических условиях:

$$D(X, \text{ по газу } B) = \rho(\text{газ } X) / \rho(\text{газ } B).$$

С учетом определения абсолютной плотности газа

$$\rho(\text{газ}) = m(\text{газ})/V(\text{газ}) = M(\text{газ})/V_M$$

имеем:

$$D(X, \text{ по газу } B) = [M(\text{газ } X)/V_M] : [M(\text{газ } B)/V_M] = \\ = M(\text{газ } X)/M(\text{газ } B)$$

Если газ В задан, то:

— плотность газа Х по водороду H_2 ($M = 2$ г/моль)

$$D(X, \text{ по } H_2) = M(X)/2,$$

— плотность газа Х по воздуху ($M = 29$ г/моль)

$$D(X, \text{ по воздуху}) = M(X)/29$$

и аналогично для любого другого известного газа В.

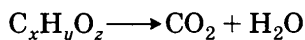
Остальные теоретические положения см. в разделах 4.3.1, 4.3.3.

П р и м е р ы решения задач.

1. При сжигании 6,5 г газообразного органического соединения получено 11,2 л (н.у.) углекислого газа и 4,5 г воды. Относительная плотность этого соединения по водороду равна 13. Выведите его химическую формулу.

Элементы ответа.

1) Составлена схема реакции (для кислородсодержащего соединения):



2) Определены массы С, Н и О в этом соединении:

$$m(C) = n(C) \cdot M(C) = n(CO_2) \cdot M(C) = \\ = [V(CO_2)/V_M] \cdot M(C) = (11,2/22,4) \cdot 12 = 6 \text{ г С},$$

$$m(H) = n(H) \cdot M(H) = 2n(H_2O) \cdot M(H) = \\ = [2m(H_2O)/M(H_2O)] \cdot M(H) = (2 \cdot 4,5/18) \cdot 1 = 0,5 \text{ г Н}$$

(цифра 2 появилась в уравнении из-за наличия двух атомов Н в молекуле H_2O),

$$m(O) = m(C_xH_yO_z) - m(C) - m(H) = 6,5 - 6 - 0,5 = 0 \text{ г},$$

кислорода в соединении нет.

3) Определена химическая формула соединения C_xH_y :

$$x : y = \frac{m_C}{M_C} : \frac{m_H}{M_H} = \frac{6}{12} : \frac{0,5}{1} = 1 : 1,$$

формула соединения C_nH_n ,

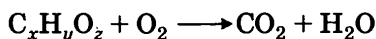
$$n = \frac{M(C_nH_n)}{M(CH)} = \frac{D(C_nH_n, \text{ по } H_2) \cdot 2}{M(CH)} = \frac{13 \cdot 2}{13} = 2,$$

химическая формула соединения C_2H_2 .

2. В результате сгорания кислородсодержащего органического соединения в избытке воздуха собрано 1,584 г CO_2 и 0,972 мл H_2O . Плотность пара этого соединения по воздуху равна 1,5865. Выведите химическую формулу соединения, если она содержит два одноименных радикала.

Элементы ответа.

1) Составлена схема реакции:



2) Определена масса С и Н в этом соединении:

$$m(C) = n(C) \cdot M(C) = n(CO_2) \cdot M(C) = [m(CO_2)/M(CO_2)] \cdot M(C) = \\ = (1,584/44) \cdot 12 = 0,432 \text{ г С,}$$

$$m(H) = n(H) \cdot M(H) = 2n(H_2O) \cdot M(H) = \\ = [2m(H_2O)/M(H_2O)] \cdot M(H) = \frac{2V(H_2O) \cdot M(H)}{1(\text{г/мл}) \cdot M(H_2O)} = \\ = \frac{2 \cdot 0,972 \cdot 1(\text{г/моль})}{1 \cdot 18} = 0,108 \text{ г Н.}$$

3) Определена химическая формула соединения:

$$x : y = \frac{m(C)}{M(C)} : \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{0,432}{12} : \frac{0,108}{1} = 0,036 : 0,108 = 1 : 3,$$

$$M(C_xH_yO_z) = D(C_xH_yO_z, \text{ по воздуху}) \cdot 29 = \\ = 1,5865 \cdot 29 = 46 \text{ г/моль } C_xH_yO_z,$$

$x=1$ и $y=3$ не подходят:

$$M(CH_3) = 15, 46 - 15 = 31 \text{ г/моль на О,}$$

$x=2$ и $y=6$ подходят:

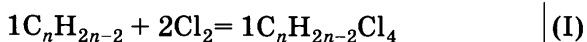
$$2M(CH_3) + M(O) = 2 \cdot 15 + 16 = 46 \text{ г/моль,}$$

искомая формула C_2H_6O , т.е. с учетом условия $(CH_3)_2O$.

3. Некоторая масса неизвестного алкина с избытком хлора дает 21 г тетрахлорпроизводного. Такая же масса этого алкина с избытком брома образует 38,8 г тетрабромпроизводного. Выведите химическую формулу взятого алкина.

Элементы ответа.

1) Составлены уравнения реакций:



2) Составлены выражения для молярных масс производных:

$$M(C_nH_{2n-2}Cl_4) = 12n + 2n - 2 + 4 \cdot 35,5 = 14n + 140,$$

$$M(C_nH_{2n-2}Br_4) = 12n + 2n - 2 + 4 \cdot 80 = 14n + 318$$

и для молярной массы алкина по уравнениям (I) и (II):

$$M(C_nH_{2n-2}) = m(C_nH_{2n-2}) \cdot M(C_nH_{2n-2}Cl_4) / m(C_nH_{2n-2}Cl_4)$$

$$M(C_nH_{2n-2}) = m(C_nH_{2n-2}) \cdot M(C_nH_{2n-2}Br_4) / m(C_nH_{2n-2}Br_4)$$

3) Выведена химическая формула алкина:

по условию $m(C_nH_{2n-2})$ одинакова в реакциях (I) и (II), следовательно

$$\frac{M(C_nH_{2n-2}Cl_4)}{m(C_nH_{2n-2}Cl_4)} = \frac{M(C_nH_{2n-2}Br_4)}{m(C_nH_{2n-2}Br_4)}$$

$$\frac{(14n + 140)}{21} = \frac{(14n + 318)}{38,8},$$

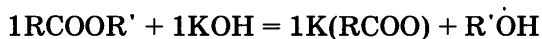
$$(14n + 140) \cdot 38,8 = (14n + 318) \cdot 21,$$

откуда $n = 5$ и химическая формула алкина C_5H_8 .

4. Выведите формулу предельного сложного эфира, если для омыления 60 г этого соединения необходимо взять 280 г 20% -го раствора гидроксида калия.

Элементы ответа.

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определено затраченное количество щелочи:

$$n(KOH) = m(KOH) / M(KOH) =$$

$$= w(KOH) \cdot m(p-p) / M(KOH) = 0,2 \cdot 280 / 56 = 1 \text{ моль } KOH.$$

3) Определена формула сложного эфира:

$$M(\text{эфир}) = \frac{m(\text{эфир})}{n(\text{эфир})} = \frac{m(\text{эфир})}{n(\text{KOH})[\text{по уравнению}]}$$

$$= 60/1 = 60 \text{ г/моль (эфир),}$$

следовательно

$$M(R + R') = M(\text{эфир}) - M(\text{COO}) =$$

$$= 60 - 44 = 16 \text{ г/моль (R + R'),}$$

откуда $R = 1$ и $R' = 15$, т.е. $R = \text{H}$ и $R' = \text{CH}_3$,

формула сложного эфира HCOOCH_3 .

Задачи

1. Неизвестный алкин полностью обесцвечивает 300 г 3,2%-го раствора брома в хлороформе и образует 10,8 г тетрабромалкана. Выведите формулу этого углеводорода.
2. При полном сгорании на воздухе 7,4 г кислородсодержащего органического соединения образовалось 6,72 л (н.у.) углекислого газа и 5,4 мл воды. Выведите формулу этого соединения.
3. Выведите формулу двухатомного спирта, при взаимодействии 9,3 г которого с кальцием получено 3,36 л (н.у.) газа.
4. Одноосновная карбоновая кислота полностью прореагировала с 3,2 мл метанола (плотность 0,8 г/мл) и дала 8,16 г органического продукта. Выведите формулу этого продукта.
5. При полном сгорании 22,5 г некоторой α -аминокислоты в кислороде собрано 13,44 л (н.у.) углекислого газа и 3,36 л (н.у.) азота. Выведите формулу этой кислоты.
6. Выведите формулу предельного сложного эфира, если для омыления 24 г этого вещества необходимо взять 160 г 10%-го раствора гидроксида натрия.

Типовой вариант экзаменационной работы

Инструкция по выполнению работы*

На выполнение экзаменационной работы по химии отводится 3 часа (180 минут). Работа состоит из 3 частей и включает 43 задания.

Часть 1 включает 28 заданий (A1–A28). К каждому заданию дается 4 варианта ответа, из которых только один правильный. Внимательно прочитайте каждое задание и проанализируйте все варианты предложенных ответов.

Часть 2 состоит из 10 заданий (B1–B10), на которые надо дать краткий ответ в виде числа или последовательности цифр.

Часть 3 содержит 5 наиболее сложных заданий по общей, неорганической и органической химии. Задания C1–C5 требуют полного (развернутого) ответа.

Постарайтесь выполнять задания в том порядке, в котором они даны. Для экономии времени пропускайте задание, которое не удастся выполнить сразу, и переходите к следующему. К пропущенному заданию вы сможете вернуться после выполнения всей работы, если останется время.

При выполнении работы вы можете пользоваться Периодической системой химических элементов Д.И. Менделеева, таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде, электрохимическим рядом напряжений металлов (они прилагаются к тексту работы), а также непрограммируемым калькулятором, который выдается на экзамене.

Задание с выбором одного ответа считается выполненным верно, если учащийся указал код правильного ответа, и оценивается 1 баллом. Во всех остальных случаях (выбран другой ответ; выбрано два или больше ответов, среди которых может быть и правильный; ответ на вопрос отсутствует) задание считается невыполненным. Задание с кратким свободным ответом считается выполненным верно, если правильно указана последовательность цифр (число). За полный правильный ответ на задания B1–B8 ставится 2 балла, за правильный непол-

* Использованы материалы сайта www.ege.edu.ru.

ный — 1 балл, за неверный ответ (или при его отсутствии) — 0 баллов. За правильный ответ на задания В9 и В10 ставится 1 балл, за неверный ответ — 0 баллов.

За выполнение заданий С1 ставится от 0 до 3 баллов; за задания С2, С4 — от 0 до 4 баллов; за задание С3 — от 0 до 5 баллов, С5 — от 0 до 2 баллов. Балл дается за одно действие. Так, задание С1 оценивается 3 баллами:

- 1) составлен электронный баланс;
- 2) составлено уравнение и расставлены коэффициенты;
- 3) указаны окислитель и восстановитель.

Баллы, полученные вами за выполненные задания, суммируются. Постарайтесь выполнить как можно больше заданий и набрать наибольшее количество баллов.

А1. Электронная формула $[\text{Ar}]3d^9 4s^0$ отвечает катиону

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1) Ti^{2+} | 3) Cr^{2+} |
| 2) Cu^{2+} | 4) Zn^{2+} |

А2. В ряду элементов $\text{Sr}—\text{Ca}—\text{Mg}—\text{Be}$ размеры (радиусы) атомов

- | | |
|------------------|------------------|
| 1) уменьшаются | 3) не изменяются |
| 2) увеличиваются | 4) не знаю |

А3. Металлические свойства элементов понижаются по ряду

- | | |
|------------------------------------|------------------------------------|
| 1) $\text{Be}—\text{Mg}—\text{Na}$ | 3) $\text{Mg}—\text{Al}—\text{Ga}$ |
| 2) $\text{In}—\text{Sn}—\text{Pb}$ | 4) $\text{Cs}—\text{Rb}—\text{Sr}$ |

А4. Число двойных связей одинаково в молекулах веществ наборов

- 1) C_2H_2 , SO_3 , HNO_2
- 2) H_2SO_4 , CO_2 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 3) N_2O_5 , HClO , H_2O
- 4) HNO_3 , C_2H_4 , HCOOH

А5. Высшая степень окисления хлора проявляется в наборе соединений

- 1) Cl_2O_7 , HClO_4 , NaClO_4
- 2) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, ClO_2 , PcCl_3
- 3) PCl_5 , CaCl_2 , KClO_3
- 4) NaClO , HClO_3 , CCl_4

A6. Молекулярную кристаллическую решетку имеет вещество

- | | |
|----------------|-----------|
| 1) иодид калия | 3) графит |
| 2) иод | 4) железо |

A7. Средняя соль бария с названием *перманганат* содержит в формульной единице общее число атомов элементов, равное

- | | |
|------|-------|
| 1) 6 | 3) 8 |
| 2) 7 | 4) 11 |

A8. При выдерживании в растворе медного купороса железной и серебряной пластин красный налет появится

- | | |
|---------------|-----------------------|
| 1) на серебре | 3) на обеих пластинах |
| 2) на железе | 4) не знаю |

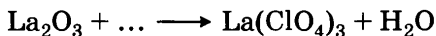
A9. Оксид кальция может реагировать (по отдельности) со всеми веществами

- 1) SiO_2 , H_2O , N_2O_5 , HCl
- 2) MgCO_3 , HNO_3 , Na_2S , KOH
- 3) O_2 , BaO , H_2SO_4 , NaOH
- 4) HBr , SO_3 , CuO , CsOH

A10. Гидроксид алюминия взаимодействует (по отдельности) с каждым веществом набора

- 1) Li_2O , HClO_3 , CsOH , SO_3
- 2) Zn(OH)_2 , H_2SO_4 , Na , K_2O
- 3) NaOH , H_2CO_3 , HNO_3 , Cr(OH)_3
- 4) FeO(OH) , H_3PO_4 , Ca , N_2O_5

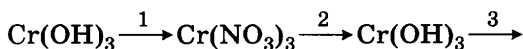
A11. В схеме реакции



возможный реагент — это

- | | |
|----------------------------|--------------------|
| 1) KClO_3 | 3) HClO_4 |
| 2) Cl_2O_7 | 4) HClO_3 |

A12. В схеме превращений



$\xrightarrow{3} \text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6] \xrightarrow{4} \text{CrCl}_3$ требуется добавление избытка
кислоты на этапах

- | | |
|----------|----------|
| 1) 1 и 2 | 3) 3 и 4 |
| 2) 2 и 3 | 4) 1 и 4 |

A13. В наборе углеводородов

C_5H_8 , C_6H_{12} , C_7H_8 , C_4H_{10} ,

$C_{10}H_{18}$, $C_{10}H_{22}$, CH_4 , C_6H_6 , C_3H_4

число рядов гомологов равно

- | | |
|------|------|
| 1) 5 | 3) 3 |
| 2) 4 | 4) 2 |

A14. Углеводород C_4H_6 , который после бромирования образует

1,4-дибромбутен-2, относится к ряду

- | | |
|------------|---------------|
| 1) алкенов | 3) алкадиенов |
| 2) алкинов | 4) аренов |

A15. С гидроксидом натрия реагирует

- | | |
|-----------|-----------|
| 1) пропан | 3) фенол |
| 2) бензол | 4) этилен |

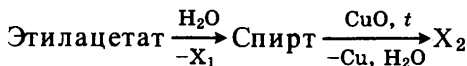
A16. Двухфункциональными будут оба вещества набора

- 1) этилен, этановая кислота
- 2) этанол, глицерин
- 3) фруктоза, этиленгликоль
- 4) глюкоза, метановая кислота

A17. При обработке 2-метилпропена бромной водой образуется продукт, в молекуле которого общее число атомов всех элементов равно

- | | |
|-------|-------|
| 1) 14 | 3) 12 |
| 2) 13 | 4) 11 |

A18. В схеме превращений



вещества X_1 и X_2 — это соответственно

- | | |
|-----------------------------|---------------------------|
| 1) C_2H_6 , CH_3COOH | 3) $CH_3C(H)O$, C_2H_4 |
| 2) CH_3COOH , $CH_3C(H)O$ | 4) C_2H_6 , C_2H_4 |

A19. Обменная реакция — это

- 1) $HNO_2 + H_2O_2 = HNO_3 + H_2O$
- 2) $3PCl_3 + KClO_3 = 3PCl_3O + KCl$
- 3) $NO_2 + H_2O + SO_2 = H_2SO_4 + NO \uparrow$
- 4) $Mg_2Si + 4H_2O = 2Mg(OH)_2 \downarrow + SiH_4 \uparrow$

A20. Скорость реакции $C(тв.) + 2Cl_2 \longrightarrow CCl_4$ при $V = const$ и увеличении количества реагентов в 4 раза изменится таким образом:

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| 1) возрастет в 4 раза | 3) возрастет в 16 раз |
| 2) уменьшится в 8 раз | 4) уменьшится в 32 раза |

A21. Реакции, в которых одновременное охлаждение и повышение давления приводят к увеличению выхода продукта (продуктов), — это

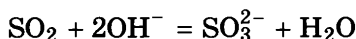
- | |
|---|
| 1) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2SO_{3(г)} + Q$ |
| 2) $CaCO_{3(т)} \rightleftharpoons CaO_{(т)} + CO_{2(г)} - Q$ |
| 3) $H_2S_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + S_{(г)} - Q$ |
| 4) $PCl_{5(г)} \rightleftharpoons PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)} - Q$ |

A22. В растворе, приготовленном из 0,3 моль сульфата хрома(III) количество катиона (моль) равно

- | | | | |
|--------|--------|--------|---------|
| 1) 0,3 | 2) 0,6 | 3) 0,9 | 4) 0,12 |
|--------|--------|--------|---------|

Тест решить устно.

A23. В ионном уравнении реакции



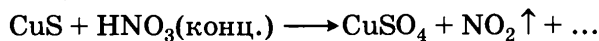
ион OH^- может отвечать реагенту

- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $Cu(OH)_2$ | 3) $LiOH$ |
| 2) H_2O | 4) C_6H_5OH |

A24. В растворах солей AgF , SrS и $Ca(NO_2)_2$ химическая среда будет

- | | |
|----------------|--------------|
| 1) щелочной | 3) кислотной |
| 2) нейтральный | 4) любой |

A25. В уравнении реакции



коэффициент у формулы окислителя равен

- | | |
|------|-------|
| 1) 1 | 3) 8 |
| 2) 4 | 4) 11 |

A26. В малиновый цвет окрасятся фенолфталеином бесцветные растворы солей

- | | |
|---------------------|------------------|
| 1) нитрат магния | 3) хлорид цезия |
| 2) карбонат рубидия | 4) сульфат калия |

A27. Смешали $200 \text{ м}^3 \text{ CO}$ с $200 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ и получили парообразный метанол. После полного расходования одного из исходных газов объем (м^3) смеси составит

- 1) 100
- 2) 200
- 3) 300
- 4) 400

Тест решить устно.

A28. После сжигания нитробензола в избытке кислорода получена смесь продуктов (азот, углекислый газ, вода), в которой содержится 4 л (н.у.) N_2 , а объемное отношение $\text{N}_2:\text{O}_2$ (избыточный) равно 4:1; следовательно исходный объем кислорода составлял (в литрах, н.у.)

- 1) 11,2
- 2) 22,4
- 3) 25,5
- 4) 51

B1. Установите соответствие между формулой органического соединения и его названием.

ФОРМУЛА	НАЗВАНИЕ
A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$	1) бутин-1
Б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	2) бутин-2
В) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3$	3) метилэтилэтан
Г) $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$	4) 1,2,4-триметилбензол
	5) 1-пропилбензол
	6) 2-метилбутан

B2. Установите соответствие между веществом (формула подчеркнута) и его функций в реакции.

РЕАКЦИЯ	ФУНКЦИЯ
A) $\underline{\text{FeS}} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$	1) восстановитель
Б) $\underline{\text{KClO}_3} + \text{P} \longrightarrow \text{KCl} + \text{P}_2\text{O}_5$	2) окислитель и восстановитель
В) $\underline{(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	3) окислитель 4) среда
Г) $\text{NH}_3 + \underline{\text{H}_2\text{O}_2} \longrightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	5) окислитель и среда

В3. Установите соответствие между исходным веществом и продуктами, образующимися на катоде и аноде при электролизе раствора.

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО	ПРОДУКТЫ
А) KCl (на Hg-катоде)	1) Co, O ₂
Б) Mn(NO ₃) ₂	2) H ₂ , O ₂
В) CoSO ₄	3) H ₂ , MnO ₂
Г) V ₂ O ₅ (в соляной кислоте)	4) VCl ₃ , Cl ₂
	5) H ₂ , KClO ₃
	6) K, Cl ₂

В4. Установите соответствие между набором солей и средой их растворов.

НАБОР СОЛЕЙ	СРЕДА
А) Ca(ClO) ₂ , SrS	1) нейтральная
Б) Al ₂ (SO ₄) ₃ , Mn(NO ₃) ₂	2) щелочная
В) LiBr, RbClO ₄	3) кислотная
Г) Cs ₂ SO ₃ , NaCN	4) может быть любой

В5. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ РЕАКЦИЙ
А) Na ₂ O + Cr ₂ O ₃ →	1) KCl + KClO + H ₂ O
Б) Cl ₂ + KOH →	2) Na ₂ CrO ₄
В) Cu(OH) ₂ + H ₃ PO ₄ →	3) BaCl ₂ + CO ₂ + H ₂ O
Г) BaCO ₃ + HCl →	4) H ₂ O + Cu ₃ (PO ₄) ₂
	5) NaCrO ₂

В6. Протекают реакции между

- 1) ацетиленом и водой
- 2) хлорэтаном и водой
- 3) 1,5-дихлорпентаном и натрием
- 4) пропенем и азотной кислотой
- 5) 1-хлорбутаном и KOH в спирте
- 6) толуолом и соляной кислотой

В7. Возможно протекание реакций между

- 1) твердым жиром и водородом
- 2) муравьиной и уксусной кислотами
- 3) метанолом и оксидом меди(II)
- 4) сахарозой и водой из H_2SO_4 (конц.)
- 5) метаналем и Ag_2O в аммиачном растворе
- 6) этиленгликолем и NaOH в растворе

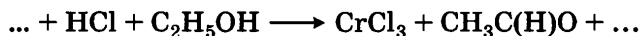
В8. Глицин вступает в реакции

- 1) окисления оксидом меди(II)
- 2) синтеза дипептида с фенилаланином
- 3) нейтрализации гидроксидом натрия
- 4) окисления гидроксидом меди(II)
- 5) этерификации со спиртами
- 6) присоединения метиламина

В9. Какой объем (в литрах, н.у.) аммиака надо растворить в 1 л 10% -го раствора (плотность 0,96 г/мл) того же вещества для приготовления 15% -го раствора?

В10. Каталитическая реакция дегидрирования 49 г метилциклогексана приводит к получению соответствующего гомолога бензола, при этом одновременно образуется газ объемом (в литрах, н.у.), равным...

С1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции



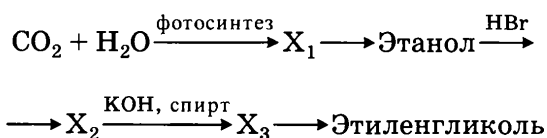
Определите окислитель и восстановитель.

С2. Даны вещества:

гидрокарбонат кальция (раствор)
гидроксид кальция (насыщ.)
иодоводород (раствор)
хлор

Напишите уравнения **четырёх** возможных реакций между предложенными веществами, не повторяя пары реагентов.

С3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



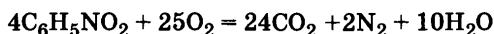
С4. Найдите объем (в литрах, н.у.) газа, собранный после внесения 0,3 моль алюминия в 160 мл 20% -го раствора гидроксида калия (плотность раствора 1,19 г/мл).

С5. При сжигании на воздухе 3,84 г соли одноосновной карбоновой кислоты получено 2,24 л (н.у.) углекислого газа, 1,8 мл воды и 2,12 г карбоната натрия. Выведите формулу взятой соли.

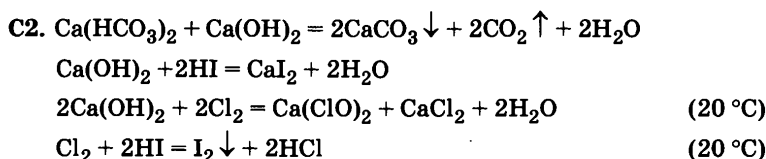
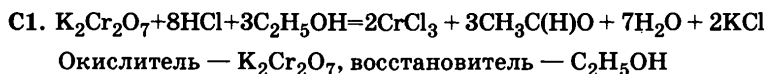
Ответы к типовому варианту экзаменационной работы

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
A1	2	A11	3	A21	1
A2	1	A12	4	A22	2
A3	4	A13	2	A23	3
A4	2	A14	3	A24	1
A5	1	A15	3	A25	3
A6	2	A16	4	A26	2
A7	4	A17	4	A27	2
A8	2	A18	2	A28	4
A9	1	A19	4		
A10	1	A20	3		

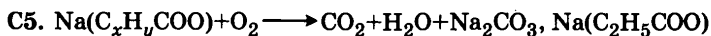
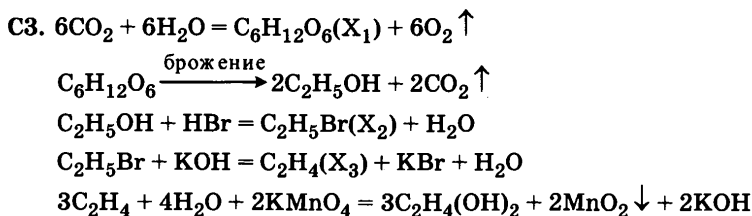
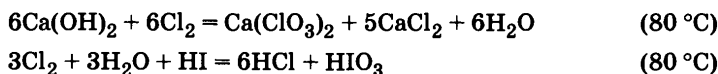
A28. Уравнение реакции:



B1	A6; B5; B1; Г2	B6	135
B2	A1; B3; B2; Г3	B7	345
B3	A6; B3; B1; Г4	B8	235
B4	A2; B3; B1; Г2	B9	74,41
B5	A5; B1; B4; Г3	B10	33,6



или



Ответы к заданиям для самостоятельной работы

Раздел 1.1

1. а) Нет, б) да, в) нет.
 2. а) С, 6, главная подгруппа IV группы, 2-й период.
б) Al, 13, главная подгруппа III группы, 3-й период.
в) Ca, 20, главная подгруппа II группы, 4-й период.
 3. а) $\text{Li}^+ 1s^2$, Mg^{2+} и $\text{Al}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6$,
б) $\text{N}^{3-} 1s^2 2s^2 2p^6$, Si^{4-} и $\text{S}^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 4. а) Нет; б) да; в) да; г) нет.
- | | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|-------|
| 5. 2 | 7. 2 | 9. 1 | 11. 3 | 13. 3 | 15. 2 |
| 6. 4 | 8. 1 | 10. 3 | 12. 4 | 14. 4 | |

Раздел 1.2.1

1. Металлы Na, Mg, K и Ca, неметаллы Si, P, S, Cl, As, Se и Br.
 2. Уменьшаются неметаллические свойства.
 3. Слева направо уменьшаются.
 4. Уменьшаются.
 5. LiH, BN, BeO, BeS, LiF, LiCl.
- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 6. 3 | 8. 2 | 10. 2 | 12. 2 | 14 1. |
| 7. 2 | 9. 3 | 11. 1 | 13. 2 | 15 2. |

Разделы 1.2.2–1.2.3

1. Rb(1e-)—Sr(2)—Ga(3)—Sn и Ti(4)—V(5)—Cr(6)—Mn(7).
 2. а) Na, б) Au, в) Pb, г) W, д) Hg, е) Cu, ж) Ag.
 3. а) В главных подгруппах I и II групп.
б) Li — да, Au — нет, Mg — да, Pt — нет.
в) Уменьшается.
 4. а) — в) Нет.
 5. См. текст данных разделов; да, являются.
 6. а) Li^+ , O^{2-} ; б) Na^+ , O_2^{2-} ; в) K^+ , H^- .
 7. См. текст данных разделов.
 8. Например Au, Ag, Cu и Hg.
 9. 4.
 10. 1.
 11. 2 (металл — марганец Mn).
- | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|
| 12. 4 | 15. 3 | 18. 3 | 21. 2 | 24. 1 |
| 13. 4 | 16. 2 | 19. 3 | 22. 2 | 25. 3 |
| 14. 3 | 17. 1 | 20. 1 | 23. 1 | 26. 2 |
- 334

Раздел 1.2.4

1. SnH_4 , NaN , B_2H_6 , AlH_3 , TiH_2 .
2. Размеры атомов Н меньше, связь Н—Н короче.
3. а) Да, б) нет, в) да. 4. Вниз.
5. Продукты реакции нейтрализуются, равновесие сдвигается почти полностью вправо, весь Cl_2 вступает в реакцию, запах исчезает; при подкислении равновесие сдвигается влево, запах появляется вновь.
6. Причина — прочные связи Н—Н и Cl—Cl , водород сгорает (окисляется) в хлоре.
7. Получение соляной кислоты из H_2SO_4 (конц.) и твердого NaCl .
8. Прочные связи Н—Н и O=O разрываются при высокой температуре.
9. Формулы см. в тексте раздела 1.3.1, устойчивее молекула O_2 (меньшие размеры атомов О).
10. 3 г CuS .
11. См. текст раздела 1.2.4.
12. См. текст раздела 1.1 и раздела 1.3.2.
13. Формулу см. в разделе 1.3.1, связь $\text{N}\equiv\text{N}$ весьма прочная, разрыв связи протекает легче на катализаторе.
14. Атмосферный азот содержит благородные газы (в основном аргон и неон).
15. Прочность тройной связи. Использовать температуру и катализатор.
16. Да, соответствуют.
17. Формулы см. в разделе 1.3.1, аналоги N_2 и NH_3 .
18. Аллотропия; активность и опасность — см. текст раздела 1.2.4.
19. $n = 4$.
20. Строением кристаллической решетки (см. текст раздела 1.3.3).
21. 2,4 24. 1,4 27. 1 30. 4 33. 1 36. 1 39. 1
22. 4 25. 4 28. 3 31. 3 34. 2,4 37. 3 40. 4
23. 2,3 26. 2 29. 2 32. 2 35. 4 38. 4 41. 2

Раздел 1.3.1

1. а, г.
2. а) Нет; б) да.
3. См. текст данного раздела.
4. а) См. текст данного раздела;
б) I^+ — акцептор, I^- — донор;
в) H^+ — акцептор, атом О в молекуле H_2O — донор.
5. См. текст данного раздела.
6. Атом B^{III} имеет меньшие размеры, атом Al^{III} — большие.

7. См. текст данного раздела, неполярные связи в Cl_2 , Li_2 и P_2 , полярные — в HF , H_2O , PH_3 и CH_4 , в H_2O_2 — полярные связи $\text{H}-\text{O}$, неполярная связь $\text{O}-\text{O}$.

8. а) HI , HBr , HCl , HF ,

б) H_2Te , H_2Se , H_2S , H_2O ,

в) CH_4 — неполярное соединение; NH_3 , H_2O , HF .

9. Меньшей длиной связи в H_2 по сравнению с F_2 .

10. В H_2O водородные связи есть, а в H_2S и H_2Se они отсутствуют.

11. 2 13. 3 15. 3 17. 1 19. 3 21. 3 23. 4 25. 1

12. 2 14. 4 16. 2 18. 4 20. 1 22. 3 24. 2

Раздел 1.3.2

1. См. текст данного раздела; D^{+1} , O^{-II} , N^{-III} .

2. $\text{C}^{II}\text{O}^{-II}$, $\text{C}^{IV}\text{O}_2^{-II}$, $\text{O}^{II}\text{F}_2^{-I}$, $\text{Si}^{IV}\text{O}_2^{-II}$, $\text{P}_2^V\text{O}_5^{-II}$, $\text{I}_2^V\text{O}_5^{-II}$, $\text{I}^{VII}\text{F}_7^{-I}$, $\text{N}^{III}\text{F}_3^{-I}$, $\text{Cl}_3^I\text{N}^{-III}$, $\text{C}^{IV}\text{S}_2^{-II}$, $\text{C}^{IV}(\text{S}^{-II})\text{O}^{-II}$, $\text{C}^{IV}\text{Cl}_4^{-I}$, $\text{P}^{III}\text{Cl}_3^{-I}$, $\text{P}^V\text{Br}_5^{-I}$, $\text{C}^{-IV}\text{H}_4^I$, $\text{C}_2^{III}\text{H}_6^I$, $\text{C}_2^{-II}\text{H}_4^I$, $\text{C}_2^{-I}\text{H}_2^I$, $\text{Ca}_2^II\text{Si}^{-IV}$, $\text{Sb}_2^V\text{S}_5^{-II}$, $\text{Tl}_2^{III}\text{O}_3^{-II}$, $\text{Hg}^{II}\text{Cl}_2^{-I}$, $\text{Hg}_2^I\text{Cl}_2^{-I}$, $\text{H}_3^I\text{P}^V\text{O}_4^{-II}$, $\text{H}^I\text{Cl}^V\text{O}_3^{-II}$, $\text{H}^I\text{Cl}^{VII}\text{O}_4^{-II}$, $\text{Al}^{III}(\text{O}^{-II}\text{H}^I)_3$, $\text{Al}^{III}\text{O}^{-II}(\text{O}^{-II}\text{H}^I)$, $\text{K}_2^I\text{Cr}_2^VI\text{O}_7^{-II}$, $\text{Cu}^{II}(\text{N}^V\text{O}_3^{-II})_2$, $\text{Na}^I\text{H}^I\text{C}^{IV}\text{O}_3^{-II}$, $\text{Co}_2^{II}\text{S}^VI\text{O}_4^{-II}(\text{O}^{-II}\text{H}^I)_2$, $\text{N}^{-III}\text{H}_4^I\text{N}^V\text{O}_3^{-II}$, $\text{N}^{-III}\text{H}_4^I\text{N}^{III}\text{O}_2^{-II}$.

3. $(\text{N}^{-III}\text{H}_4^I)^+$, $(\text{N}^V\text{F}_4^{-I})^-$, $(\text{N}^{-III}\text{H}_2^I)^-$, $(\text{V}^{IV}\text{O}^{-II})^{2+}$, $(\text{V}^{III}\text{O}_2^{-II})^-$, $(\text{C}^{II}\text{N}^{-III})^-$, $(\text{O}^{-II}\text{H}^I)^-$, $(\text{H}^I\text{S}^{-II})^-$, $(\text{Cl}^I\text{O}^{-II})^-$, $(\text{Cl}^{III}\text{O}_2^{-II})^-$, $(\text{Cl}^V\text{O}_3^{-II})^-$, $(\text{Cl}^{VII}\text{O}_4^{-II})^-$, $(\text{H}^I\text{C}^{IV}\text{O}_3^{-II})^-$, $(\text{H}_2^I\text{P}^V\text{O}_4^{-II})^-$, $(\text{H}_2^I\text{P}_2^V\text{O}_7^{-II})^{2-}$, $(\text{Mn}^{VI}\text{O}_4^{-II})^-$, $(\text{Cr}^VI\text{O}_4^{-II})^{2-}$.

4. Простые вещества: Cl_2^0 , I_2^0 , Li_2^0 и P_2^0 , валентности нет по определению (см. текст данного раздела);

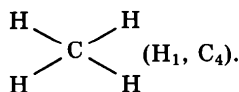
сложные вещества: H^IF^{-I} , $\text{H}_2^IO^{-II}$, $(\text{H}_3^IO^{-II})^+$, $\text{P}^{-III}\text{H}_3^I$,

$\text{C}^{-IV}\text{H}_4^I$ и $\text{H}_2^IO_2^{-I}$,

валентности $\text{H}-\text{F}$ (H_1 , F_1), $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ (H_1 , O_2),

$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ (H_1 , O_2),

$(\text{H}-\text{O}-\text{H})^+$ (H_1 , O_3), $\text{H}-\text{P}-\text{H}$ (H_1 , P_3),



5. 2 8. 3,4 11. 3,4 14. 4 17. 2 20. 2 23. 4563

6. 3 9. 4 12. 1,3 15. 3 18. 3 21. 1 24. 2463

7. 2 10. 2 13. 1 16. 3 19. 2 22. 3

Раздел 1.3.3

1. а) S_8 , Ar, P_4 , I_2 , F_2 ;
 б) C(алмаз), B, Si;
 в) Fe, Sn, Li, Ca;
 г) H_2SO_4 , HCl, HNO_3 , NH_3 , CO, CO_2 , CCl_4 , CH_4 , C_6H_5OH ;
 д) $BaCl_2$, KOH, CaC_2 , $SrCO_3$, $Mg_3(PO_4)_2$, Li_2O .
 2. I_2 — молекулярная решетка, C(алмаз) — атомная решетка.
 3. H_2O (лед) — молекулярная решетка, NaCl — ионная решетка.
 4. NaCl — ионная решетка, CCl_4 — жидкость.
- | | | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 5. 3 | 7. 1 | 9. 2 | 11. 4 | 13. 3 | 15. 2 | 17. 2 |
| 6. 2 | 8. 4 | 10. 4 | 12. 2 | 14. 3 | 16. 3 | 18. 4 |

Разделы 1.4.1–1.4.2

1. Реакции: разложения (б, г, д, е); соединения (ж, з); замещения (в); ионного обмена (а).
 2. Экзотермические (а, в); эндотермические (б, г).
 3. Нет. 4. а) 0,8; (б—в) 0,6.
 5. 3 г. 6. а) 11,2 л; б) 22,4 л.
 7. а) 8,96 л; б) 5,6 л.
- | | | | | | | |
|-------|---------|---------|---------|---------|-------|-------|
| 8. 3 | 12. 2,3 | 16. 1 | 20. 3 | 24. 1,3 | 28. 2 | 32. 3 |
| 9. 4 | 13. 1,3 | 17. 2,3 | 21. 2,3 | 25. 2,4 | 29. 2 | |
| 10. 1 | 14. 1,4 | 18. 2,4 | 22. 1,4 | 26. 2,3 | 30. 4 | |
| 11. 2 | 15. 2,4 | 19. 2 | 23. 2 | 27. 2 | 31. 1 | |

Раздел 1.4.3

1. Выше в опыте (а).
 2. Выше в опыте (б).
 - 3–4. См. текст данного раздела.
 5. Да. 6. Нет.
 7. Увеличится в 5(а), 25(б), 5(в) раз.
 8. В 5 раз меньше.
 9. Взрыв.
 10. Пиროлюзит — катализатор.
 11. Уменьшится (из-за «разбавления» водорода азотом).
- | | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|---------|-------|
| 12. 4 | 14. 3 | 16. 4 | 18. 3 | 20. 1 | 22. 1 | 24. 3 |
| 13. 1 | 15. 1 | 17. 2 | 19. 4 | 21. 2 | 23. 1,3 | 25. 2 |

Раздел 1.4.4

- 1–2. См. текст данного раздела.
3. а) Реагенты; б) равновероятное состояние; в) продукты.
4. Эндо-эффектом.

5. а) Смещение влево, б) смещение вправо.
 6. а) Влево, б) не сместится, (в-г) вправо.
 7-9. См. текст данного раздела.
 10. (а-в) Влево, г) не сместится.
 11. (а-в) Вправо, г) не сместится.
 12. а) Нагревание, б) изменение давления не влияет, в) увеличение, г) уменьшение.
 13. Нет.

14. 1	17. 1	20. 3	23. 2	26. 1	29. 1
15. 2	18. 2	21. 3	24. 2	27. 1,3	
16. 2	19. 1	22. 1	25. 1,4	28. 1,4	

Раздел 1.4.5

1. См. текст данного раздела.
 2. Обратите внимание на вторую стадию диссоциации H_2CO_3 .
 3. Избыток H^+ (из сильной кислоты HCl) сдвигает равновесие диссоциации H_2S налево (подавление диссоциации).
 4. В 4,25% -м растворе.

5. 1	12. 1	19. 3	26. 2	33. 2	40. 4
6. 2	13. 3	20. 4	27. 3	34. 1	
7. 1	14. 4	21. 2	28. 4	35. 3	
8. 3	15. 3	22. 3	29. 1	36. 1	
9. 4	16. 2	23. 2	30. 3	37. 2	
10. 3	17. 4	24. 4	31. 4	38. 1	
11. 2	18. 1	25. 1	32. 2	39. 3	

Раздел 1.4.6

1. б, в, д.
 2-3. См. текст данного раздела.
 4. а) 8, б) 7, в) 5, г) 8, е) 7, ж) 4, з) 8.
 5. Да: б; нет: а, в-е.

6. 2	8. 1	10. 3	12. 4	14. 1
7. 3	9. 4	11. 1	13. 4	15. 2

Раздел 1.4.7

1. Нет.
 2. NaF , KNO_2 , Na_2SO_3 , Na_3PO_4 , K_2S , NaClO , K_2CO_3 .
 3. FeBr_3 , CuSO_4 , AlCl_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NH_4Cl , ZnSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
 4-5. См. текст. данного раздела.
 6. а) 8, б) 12, в) 20, г-д) 8, е) 15, ж) $n+8$, з) $n+4$.

7. 3,4	15. 1	23. 2	31. 2,3	39. 1	47. 3132
8. 1,4	16. 3	24. 3	32. 1	40. 3	48. 4341
9. 2,3	17. 1	25. 4	33. 2,4	41. 1	49. 1213
10. 1,4	18. 4	26. 2	34. 2	42. 2,4	
11. 4	19. 3	27. 4	35. 3	43. 1,4	
12. 3	20. 2,3	28. 2	36. 1	44. 3241	
13. 2	21. 1	29. 1	37. 3	45. 4312	
14. 2,4	22. 4	30. 4	38. 2	46. 1213	

Раздел 1.4.8

1. Обменные: а, г, е, з, и; окислительно-восстановительные: б, в, д, ж, к.

2. См. текст данного раздела.

3. а) 7, б) 5, в) 9, г) 19, д) 15, е) 19, ж) 13, з) 7.

4. а) 25, б) 31, в) 12, г) 9, д) 10, е) 17, ж) 11;

окислители: а) CrO_3 , б) KNO_3 , в) H_2SO_4 , г) $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$, д) H_2O_2 , е) KClO_3 , ж) $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$;

восстановители: а) HCl , б) Fe , в) H_2S , г) $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$, д) PbS , е) MnO_2 , ж) $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$.

5. б) 14, в) 8, д) 29, ж) 5, к) 67.

6. а) 44, б) 42, в) 15, г) 31, д) 8, е) 44.

7. а) 35, б) 29, в) 7, г) 26, д) 29, е) 17, ж) 14, з) 20, и) 13.

8. Ag, Cd, Cu, Fe, Ni.

9. Нет — CuSO_4 , да — FeSO_4 .

10. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} = \text{Hg} \downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

11. Алюминий.

12. Цинк.

13. Хром.

14. Сохранится только медь (марганец корродирует).

15. Корродирует: а) хром, б) железо, в) магний, г) бериллий.

16. 1,3,4 24. 1 32. 2 40. 3 48. 4112

17. 3 25. 3 33. 3 41. 4 49. 1352

18. 3 26. 2 34. 4 42. 1,3 50. 6425

19. 3 27. 4 35. 3 43. 2,4 51. 3742

20. 1 28. 1 36. 1 44. 2

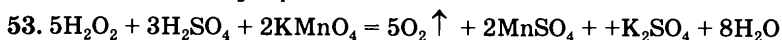
21. 2 29. 1 37. 2 45. 1

22. 1 30. 2 38. 4 46. 2

23. 2 31. 2 39. 1 47. 1

52. $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

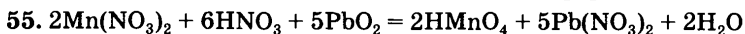
Окислитель — H_2SO_4 , восстановитель — Zn .



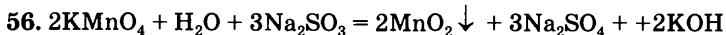
Окислитель — KMnO_4 , восстановитель — H_2O_2 .



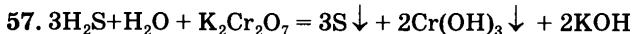
Окислитель — $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, восстановитель — H_2O_2 .



Окислитель — PbO_2 , восстановитель — $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.



Окислитель — KMnO_4 , восстановитель — Na_2SO_3 .



Окислитель — $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, восстановитель — H_2S .

Раздел 1.4.9

1–6. См. текст. данного раздела.

7. 3513 10. 6634

8. 5153 11. 3212

9. 4626 12. 2313

Раздел 2.1

1. Основные: BaO , Li_2O , MgO , CuO , Ag_2O ; кислотные: Mn_2O_7 , SO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , CO_2 ; амфотерные: BeO , Al_2O_3 , ZnO , Ga_2O_3 ; названия — см. текст данного раздела.

2. I_2O_5 , CrO_3 , Cr_2O_3 , SiO_2 , La_2O_3 , Cr_2O_3 , CuO , Cl_2O , ThO_2 , Cl_2O_7 , Fe_2O_3 , SeO_3 , N_2O_5 , Li_2O .

3. HAsO_2 , H_3AsO_4 , H_2SeO_3 , RbOH , HMnO_4 , $\text{FeO}(\text{OH})$, HClO , HIO_3 , $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$.

4. Основные: LiOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$; кислотные $\text{MnO}_3(\text{OH})$ [HMnO_4], $\text{ClO}_2(\text{OH})$ [HClO_3], $\text{NO}(\text{OH})$ [HNO_2], $\text{Si}(\text{OH})_4$ [H_4SiO_4], $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$ [H_2CrO_4]; амфотерные: $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$.

5. а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HNO_3 ; б) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 ; в) NaOH , H_2CO_3 ; г) KOH , H_3PO_4 .

6. Пербромат лития, дихромат калия, иодат свинца(II), дифосфат натрия, перманганат калия, дисульфат бария, ортосиликат натрия, сульфит бария, нитрит магния, манганат калия, метафосфат цинка(II), хромат калия, метасиликат кальция.

7. Средние: $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ — ортофосфат железа(II), $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат марганца(II), FePO_4 — ортофосфат железа(III);

кислые: NaHSO_4 — гидросульфат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат бария;

основные: $\text{FeSO}_4(\text{OH})$ — гидроксид-сульфат железа(II), $\text{Al}(\text{NO}_3)_2\text{OH}$ — гидроксид-динитрат алюминия, $\text{Cd}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ — дигидроксид-карбонат кадмия(II);

двойные: $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат хрома(III)-калия, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ — сульфат диаммония-железа(II).

8. SiBr_4 , As_2S_3 , OF_2 , BI_3 , PF_3 , SiI_4 , As_2S_5 , PF_5 .

9. а) Иодоводород, сульфид калия, циановодород, трикарбид тетралюминия;

б) фторид хрома(VI), бромоводород, трихлорид бора, хлорид железа(II);

в) монокарбид кремния, иодид хрома(III), нитрид кальция, оксид-дихлорид углерода;

г) сульфид германия(IV), тетрафторид кремния, хлорид железа(III), гидросульфид калия.

10. 4	18. 3	26. 2	34. 2	42. 4	50. 3
11. 3	19. 1,4	27. 4	35. 3	43. 1	51. 1235
12. 2	20. 3,4	28. 2	36. 1	44. 4	52. 3652
13. 1	21. 4	29. 3,4	37. 3	45. 1	53. 4652
14. 4	22. 2	30. 3	38. 2,3	46. 4	
15. 4	23. 4	31. 3	39. 4	47. 2	
16. 2	24. 1,3	32. 4	40. 1,4	48. 3	
17. 2	25. 1,2	33. 3	41. 1	49. 4	

Разделы 2.2–2.3

1. а) NaH , KCl , Na_2S ;

в) Al_2S_3 , AlI_3 , Al_4C_3 ;

б) CaO , Ca_3N_2 , CaBr_2 ;

г) FeCl_3 , FeS или $\text{Fe}(\text{S}_2)$.

2. Pt и Ag не изменяются, Fe и Cu образуют оксиды.

3. а) Al, б) Ca.

4. а) $3(\text{NaOH})$, $5[\text{Ca}(\text{OH})_2]$, $4(\text{AlCl}_3)$; б) $3(\text{FeCl}_2)$, $6(\text{FeSO}_4)$, $13[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3]$.

5. Mg, Cr, Mn, Cd, Sn, Fe, Ni.

6. а) Да, б) — в) нет, г) — е) да, ж) — з) нет.

7. а) $\text{H}^0 \longrightarrow \text{H}^{+1}$, б) $\text{H}^0 \longrightarrow \text{H}^{-1}$.

8. а) $2(\text{HF})$, $3(\text{H}_2\text{S})$, $4(\text{NH}_3)$;

в) $6(\text{PF}_5)$, $7(\text{P}_2\text{O}_5)$;

б) $3(\text{SO}_2)$, $5(\text{CF}_4)$, $3(\text{CS}_2)$;

г) $3(\text{SiO}_2)$, $5(\text{SiCl}_4)$, $3(\text{Mg}_2\text{Si})$.

9. 2,4	14. 2	19. 2,3	24. 1	29. 1	34. 4
10. 4	15. 3	20. 3	25. 3	30. 2	35. 1
11. 2	16. 1,3	21. 2	26. 2	31. 4	36. 1
12. 3	17. 2,4	22. 4	27. 2	32. 4	37. 4
13. 2	18. 3	23. 3	28. 3	33. 1,3	

Раздел 2.4

1. а) K_2SiO_3 , $NaCrO_2$, $CoSO_4$; б) Li_3PO_4 , $CaSO_3$, K_2BeO_2 ;
 в) $Ca(MnO_4)_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, Na_2CrO_4 ; г) $Zn(NO_3)_2$, $Ba(NO_2)_2$, $NiSO_3$.
 2. а) $3(RbOH)$, $7(Li_2SO_4)$, $6(Na_2CO_3)$;
 б) $6(Na_2SO_3)$, $11[Ca(ClO_4)_2]$, $5(K_2ZnO_2)$;
 в) $4(HNO_2)$, $7(H_2SeO_4)$, $6(HMnO_4)$;
 г) $13[La(NO_3)_3]$, $6(FePO_4)$, $11[Mg(MnO_4)_2]$.
 3. 4 7. 3 11. 1 15. 3 19. 4
 4. 4 8. 3 12. 3 16. 2 20. 3
 5. 3 9. 4 13. 1 17. 4 21. 1
 6. 3 10. 2 14. 4 18. 2

Разделы 2.5–2.6

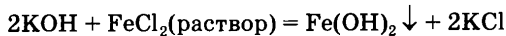
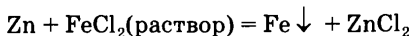
1. а) $Al(ClO_4)_3$, $KAlO_2$; б) K_2ZnO_2 , $Zn(NO_3)_2$;
 в) $Sr_3(PO_4)_2$, $Ba(NO_2)_2$; г) $CaCO_3$, Na_2CrO_4 .
 2. $Zn(OH)_2$, CO_2 , H_2CrO_4 , Mn_2O_7 , HNO_3 , Al .
 3. $CrO(OH)$, $Cu(OH)_2$, $LiOH$, $Be(OH)_2$, MgO , La_2O_3 .
 4. а) $2(MgO)$, $3(CO_2)$, $3(Li_2O)$, $4(SeO_3)$;
 б) $2(CuO)$, $7(As_2O_5)$, $2(BaO)$, $3(SiO_2)$.
 5. 3 8. 2 11. 4 14. 4 17. 2 20. 3
 6. 1 9. 1 12. 2 15. 2 18. 4 21. 3
 7. 2 10. 2 13. 1,4 16. 2 19. 3 22. 2

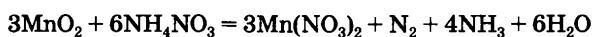
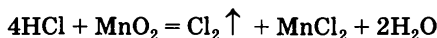
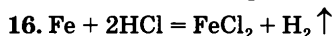
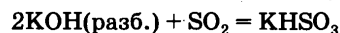
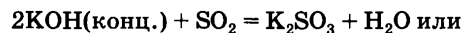
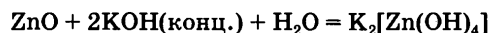
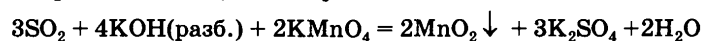
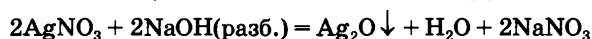
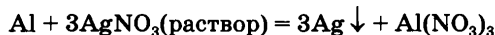
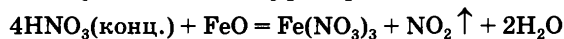
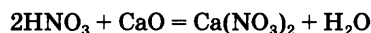
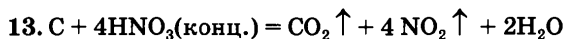
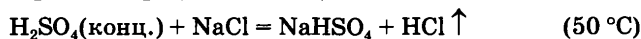
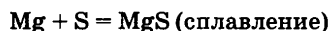
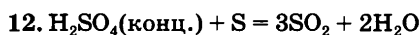
Раздел 2.7

1. а) Нет, б) да, в) нет, г) нет, д) да, е) да.
 2. а) $Al_2(SO_4)_3$, $Al(HSO_4)_3$; б) $BaCO_3$, $Ba(HCO_3)_2$;
 в) $Cr_2(SO_4)_3$; г) $Ca(MnO_4)_2$.
 3. а) $6(CrPO_4)$, $20[Cr_2(HPO_4)_3]$, $22[Cr(H_2PO_4)_3]$;
 б) $5(SrCO_3)$, $11[Sr(HCO_3)_2]$.
 4. 2 6. 3 8. 3 10. 1 12. 3 14. 1
 5. 4 7. 2 9. 4 11. 1,2 13. 1

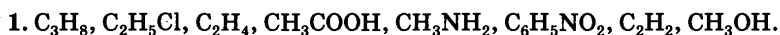
Раздел 2.8

1. 4 3. 1 5. 2 7. 4 9. 2
 2. 2 4. 3 6. 1 8. 3 10. 3
 11. $Zn + 2KOH = K_2ZnO_2 + H_2$ (сплавнение)





Разделы 3.1–3.2



2–6. См. текст данных разделов.

7. 2 12. 2 17. 1,3

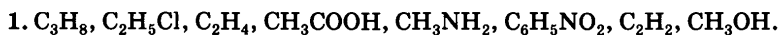
8. 3 13. 4 18. 1

9. 4 14. 3 19. 3

10. 4 15. 2

11. 2, 3 16. 2

Раздел 3.3



2. CH_3NH_2 — амин, CH_3COOH — карбоновая кислота, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$ — нитро-соединение, $\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{OC}_2\text{H}_5$ — сложный эфир, $\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{C}_2\text{H}_5$ — кетон, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OCH}_3$ — простой эфир, $\text{C}_2\text{H}_5\text{C}(\text{H})\text{O}$ — альдегид, C_2H_6 — углеводород, $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ — галогенпроизводное, C_3H_6 — углеводород, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ — фенол, C_6H_{12} — углеводород.

3. Алканы — C_5H_{12} , C_7H_{16} , циклоалканы — C_5H_{10} , C_6H_{12} , алкены — C_2H_4 , C_5H_{10} , C_6H_{12} , алкадиены — C_4H_6 , C_5H_8 , алкины — C_4H_6 , C_2H_2 , C_5H_8 , арены — C_6H_6 , $C_6H_5CH_3$, $C_6H_4(CH_3)_2$.

4. 1	11. 3	18. 4	25. 2	32. 2
5. 4	12. 4	19. 3	26. 3	33. 3
6. 2	13. 3	20. 4	27. 2	34. 4
7. 1	14. 1	21. 4	28. 1	35. 4261
8. 3	15. 2	22. 3	29. 4	36. 5461
9. 4	16. 4	23. 2	30. 3	37. 4621
10. 2	17. 3	24. 1	31. 2	

Раздел 3.4

1. Гомологи CH_4 : C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} , C_6H_{14} ; гомологи C_2H_4 : C_6H_{12} , C_4H_8 , C_5H_{10} , C_3H_6 ; гомологи C_2H_2 : C_4H_6 , C_5H_8 , C_3H_4 .

2. См. текст разд. 1.3.1, 3.1–3.2 и 3.4

3. В 3 раза.

4. 2-хлор-3-метилпентан.

5–6. См. текст данного раздела.

7. б, в.

8. 3	17. 3	26. 2,4	35. 3	44. 3
9. 2	18. 1,3	27. 2	36. 1,2,4	45. 135
10. 2	19. 1,3,4	28. 1,2	37. 3,4	46. 156
11. 4	20. 4	29. 1,3,4	38. 1	47. 145
12. 4	21. 1,3	30. 1,4	39. 1,4	48. 234
13. 1	22. 1	31. 1	40. 2	49. 346
14. 2,4	23. 3	32. 2	41. 2,3	50. 345
15. 1	24. 4	33. 1,2	42. 4	
16. 1,2	25. 3,4	34. 2,4	43. 1,4	

Раздел 3.5

1. Гидроксил, $C_nH_{2n+1}OH$.

2. а) Да, б) нет, в) да, г) нет.

3. Простые эфиры: $(C_3H_7)_2O$, $(C_4H_9)_2O$, $C_3H_7OC_4H_9$;
углеводороды: C_3H_6 , C_4H_8 .

4. См. текст данного раздела.

5. а) $Ca(C_6H_5O)_2$, H_2O ; б) $Li(C_3H_7O)$, H_2 ;

в) $K_2(C_2H_4O_2)$, H_2 ; г) C_4H_9Br , H_2O ; д) $C_6H_5(NO_2)_3OH$, H_2O .

6. Для поглощения воды.

7. 3	10. 2	13. 4	16. 1	19. 1	22. 126
8. 1	11. 3	14. 2	17. 1	20. 234	23. 235
9. 4	12. 4	15. 2	18. 4	21. 246	24. 245

Раздел 3.6

1. Да: метаналь, муравьиная кислота, глюкоза.

2. а) $\text{CH}_3\text{COO}(\text{CH}_2)_3(\text{CH}_3)_2$,

б) $\text{HCOOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$;

в) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$;

г) $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_5\text{COO})_2$, H_2O .

3. Этилметаноат.

4. 2	7. 1	10. 3	13. 2	16. 4
5. 3	8. 1	11. 2,4	14. 3	17. 256
6. 4	9. 4	12. 2	15. 2	18. 236

Раздел 3.7

1–4. См. текст данного раздела.

5. 12 8. 23

6. 13 9. 24

7. 14 10. 34

Раздел 3.8

1. Трехатомные спирты (глицерин), карбоновые кислоты.

2. Углекислый газ CO_2 .

3. Образуется один продукт — молочная кислота $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$.

4. Глюкоза.

5. Крахмал.

6. 3	10. 3	14. 1	18. 3	22. 2	26. 2
7. 2	11. 4	15. 2	19. 1	23. 1	27. 3
8. 2	12. 2	16. 3	20. 2	24. 2	28. 345
9. 1,3	13. 3	17. 3	21. 3	25. 1,4	

Раздел 3.9

1. 1,4 4. 3,2 7. 4 10. 2,3 13. 3,2

2. 4,2 5. 1 8. 3,4 11. 1 14. 4,2

3. 2 6. 2,4 9. 4 12. 4,1

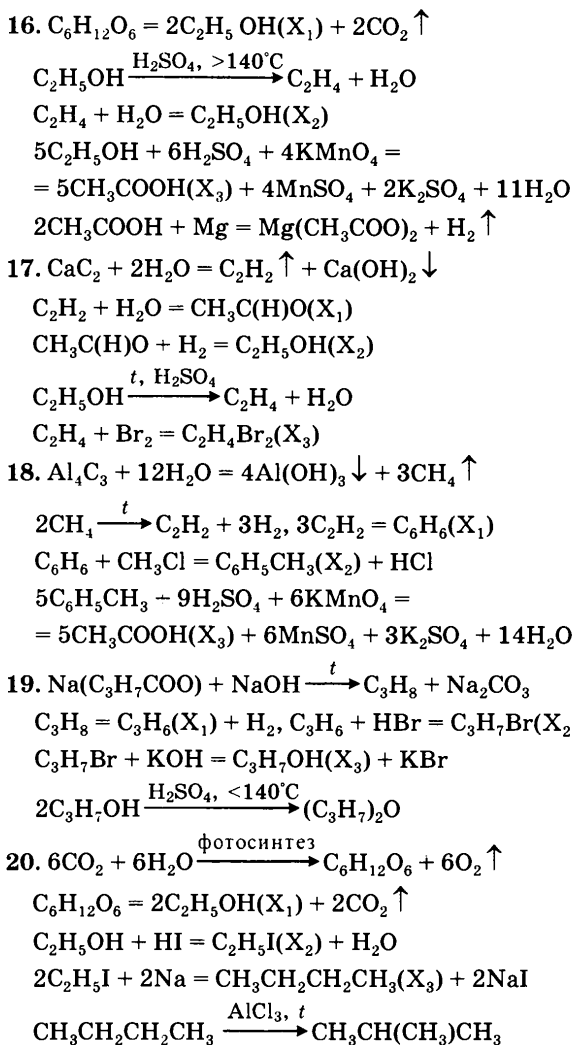
15. $2\text{CH}_4 \xrightarrow{t} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$, $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4(\text{X}_1)$

$\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{X}_2)$

$5\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{KMnO}_4 =$

$= 5\text{CH}_3\text{COOH} + 4\text{MnSO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{OCH}_3(\text{X}_3) + \text{H}_2\text{O}$



Разделы 4.1.1–4.1.2, 4.1.3–4.1.5

1. а) Да, б) нет. 2. Ортофосфат.
3. За счет реакции между N_2 и O_2 (продукты NO , NO_2) и NO_2 и H_2O (HNO_3).
4. CO_2 из воздуха перейдет в раствор и даст осадок $CaCO_3$.
5. CH_3COOH (разб., $\approx 5-7\%$ -ная).
6. CO (из-за неполного сгорания дров в печке или камине) вызывает отравление («угар»).
7. В растворе — угольная кислота, кислотная среда предотвращает брожение и убивает вредные микробы.

8. Инертность (не горит и не поддерживает горение).
9. Щелочную, вследствие гидролиза иона CO_3^{2-} .
10. В горячем растворе среда становится сильнощелочной (часть осадка переходит в раствор).
11. В растворе хлора фиолетовый лакмус станет красным (из-за HCl); уголь поглотит лакмус, раствор обесцветится.
12. Твердый NH_4Cl .
13. Да, можно (после кипячения выпадет CaCO_3).
14. К твердому CaO добавить соляную кислоту, выделится CO_2 (из CaCO_3); песок останется на дне сосуда.
15. Внести в соляную кислоту (пойдет CO_2).
16. Добавить соляную кислоту: CaCO_3 перейдет в раствор и выделит CO_2 , силикат инертен к кислоте.
17. а) В молоке, б) в сливочном масле, в) в муравьях, г) в вине.
18. а) Этанол — подвижный, глицерин — вязкий;
б) только глицерин реагирует с $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
19. Желтое, ксантопротеиновая реакция.
20. а) Лед легче воды, б) из-за большого различия полярности связей и молекул, в) из-за близких значений дипольного момента молекул, г) высокая диэлектрическая проницаемость водной среды, д) лучше растворяются полярные молекулы, е) сульфид-ион подвергается гидролизу (запах H_2S).

21. 2	27. 1,4	33. 2	39. 1	45. 2	51. 4
22. 3	28. 3	34. 2	40. 3	46. 1,4	52. 1
23. 2	29. 4	35. 4	41. 3	47. 2	53. 3,4
24. 3	30. 3	36. 1	42. 4	48. 4	54. 1,4
25. 1	31. 3	37. 2	43. 4	49. 2,3	55. 2,4
26. 2,3	32. 4	38. 4	44. 1	50. 3	56. 3,4

Раздел 4.1.6

1. 3542	2. 5412	3. 4352	4. 5312	5. 4523	6. 4251
---------	---------	---------	---------	---------	---------

Раздел 4.1.7

1. $\text{Na}(\text{A})$, $\text{Cl}_2(\text{B})$.
2. $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)\text{ClCH}_3$, $\text{CH}_2\text{ClCH}(\text{CH}_3)_2$.
3. См. текст разд. 3.4 и 4.1.7.

4. 3	7. 4	10. 2,3	13. 2,4	15. 3
5. 1,3	8. 4,2	11. 4,1,4	14. 2	16. 4
6. 4,3,1	9. 3,1	12. 2,3		

Раздел 4.1.8

1–6. См. текст разделов 3.5, 3.6, 3.8 и 4.1.8.

7.3. 10.2. 13.3,4. 16.2. 19.4,1. 22.3,1. 25.2,1,4.

8.2. 11.4. 14.1. 17.3. 20.3,2. 23.1.

9.3. 12.3. 15.4. 18.1. 21.4.2. 24.4.

Разделы 4.2.1–4.2.4

1–2. См. текст раздела 4.2.1.

3. 1,3,5-триметилбензол.

$$4. \quad \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{C}(\text{CH}_3)\text{COOCH}_3 \text{---}_n$$

5.1 12.2 19.1 26.3 33.4 40.3

6.3 13.2 20.4 27.3 34.2 41.2

7.2 14.3 21.2 28.3 35.1 42.1

8.4 15.3 22.4 29.3 36.1 43.2

9.4 16.1 23.4 30.4 37.1,3,4 44.3

10.3 17.4 24.3 31.3 38.1 45.3

11.3 18.1 25.4 32.1 39.1

Разделы 4.3.1–4.3.2

1.4 3.3 5.2 7.4 9.3

2.2 4.3 6.3 8.1 10.2

Уравнения реакций:

$$1. \text{Cl}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 \downarrow + 2\text{KCl}, \text{O}_2 + \text{KI} \neq$$
$$2. 2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$$
$$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$$
$$3. 2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2, 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$$
$$4. 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3, \text{O}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

5. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

$$6. 4\text{Al} + 3\text{C}(\text{графит}) = \text{Al}_4\text{C}_3 + Q$$
$$7. (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + Q$$
$$8. 2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3 + Q$$
$$9. 2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$$
$$10. 2\text{C}_4\text{H}_6 + 11\text{O}_2 = 8\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + Q$$

Раздел 4.3.3

1.75 3.2,145 5.18,75 7.9 9.9,09

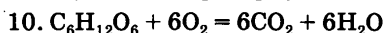
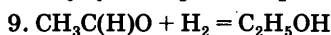
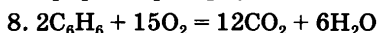
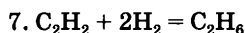
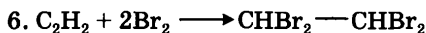
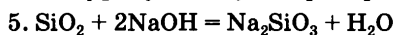
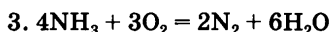
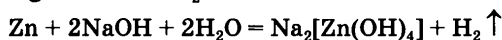
2. 4,42 4. 46,67 6. 56,7 8. 0,231 10. 31,6

Раздел 4.3.4

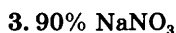
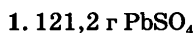
1. 4,48 3. 22,4 5. 240 7. 8,064 9. 224

2. 17,8 4. 134,4 6. 224 8. 33,6 10. 270

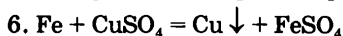
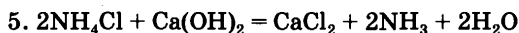
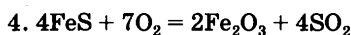
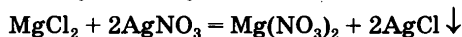
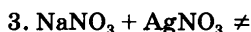
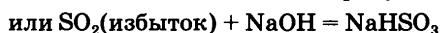
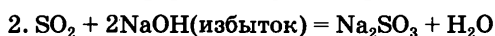
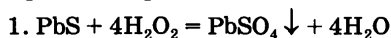
Уравнения реакций:



Разделы 4.3.5–4.3.8

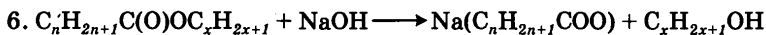
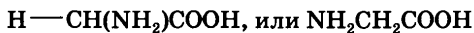
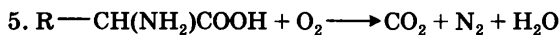
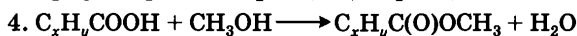
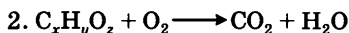
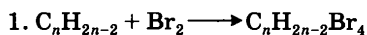


Уравнения реакций:



Раздел 4.3.9

Уравнения реакций и ответы:



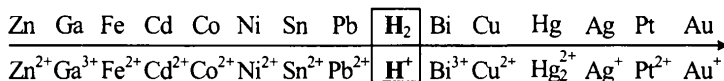
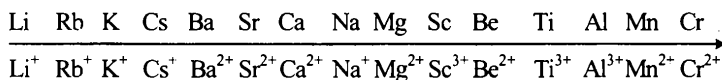
ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Электроотрицательность элементов

I	II	III	IV	V	VI	VII
H 2,10						
Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
Na 0,93	Mg 1,23	Al 1,47	Si 2,25	P 2,32	S 2,60	Cl 2,83
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,11	Se 2,48	Br 2,74
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,02	I 2,21
Cs 0,86	Ba 0,97	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90

2. Электрохимический ряд напряжений металлов

Стрелка отвечает уменьшению восстановительной способности атомов металлов или увеличению окислительной способности их катионов в водном растворе (кислотная среда).



3. Растворимость в воде, осаждение и гидролиз веществ при комнатной температуре

Условные обозначения:

∞ — неограниченно растворимое в воде вещество

P — хорошо растворимое вещество ($> 0,1$ моль/л)

M — малорастворимое вещество ($0,1—0,001$ моль/л)

H — практически нерастворимое вещество ($< 0,001$ моль/л)

[H] — практически нерастворимое вещество, не осаждается из водного раствора

+ — разлагается водой

— — вещество не получено (не существует)

*P — гидролизуеться по катиону

P* — гидролизуеться по аниону

Ио- ны	Br ⁻	Аце- тат	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	H	M	H	H	P*	H	P	—	H	H	M
Al ³⁺	*P	+	—	*P	M	*P	*P	H	H	+	*P
Ba ²⁺	P	P*	H	P	M	P	P	P	H	P*	H
Be ²⁺	*P	+	[H]	*P	*P*	*P	*P	H	H	+	*P
Ca ²⁺	P	P*	H	P	H	P	P	M	H	M	M
Cd ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	*P*	*P	*P	H	H	H	*P
Co ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	*P*	*P	*P	H	H	H	*P
Cr ³⁺	*P	+	—	*P	M	H	*P	H	H	[H]	*P
Cu ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	*P*	—	*P	H	H	H	*P
Fe ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	M	*P	*P	H	H	H	*P
Fe ³⁺	*P	—	—	*P	M	—	*P	H	H	—	*P
H ⁺	P	∞	M	P	P	P	∞	∞	P	M	∞
Hg ²⁺	M	*P*	—	*P	+	H	+	—	H	H	+
K ⁺	P	P*	P*	P	P*	P	P	P	P*	P*	P
Li ⁺	P	P*	P*	P	H	P	P	P	M	P*	P
Mg ²⁺	P	P*	M	P	M	P	P	H	H	H	P
Mn ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	*P*	*P	*P	H	H	H	*P
NH ₄ ⁺	*P	*P*	*P*	*P	*P*	*P	*P	P	—	+	*P
Na ⁺	P	P*	P*	P	P*	P	P	P	P*	P*	P
Ni ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	*P*	*P	*P	H	H	H	*P
Pb ²⁺	M	*P*	[H]	M	M	M	*P	H	H	H	H
Sr ²⁺	P	P*	H	P	H	P	P	M	H	P*	H
Zn ²⁺	*P	*P*	[H]	*P	M	*P	*P	H	H	H	*P

Справочное издание
Лидин Ростислав Александрович

ЕГЭ ХИМИЯ

Пособие для подготовки к ЕГЭ САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ ПОДГОТОВКА К ЕГЭ

Издательство **«ЭКЗАМЕН»**

Гигиенический сертификат
№ РОСС RU. АЕ51. Н 16054 от 28.02.2012 г.

Главный редактор *Л.Д. Лаппо*
Редактор *Н.В. Стрелецкая*
Технический редактор *Т.В. Фатюхина*
Корректор *Н.С. Садовникова*
Дизайн обложки *И.Р. Захаркина*
Компьютерная верстка *Н.М. Судакова*

107045, Москва, Луков пер., д. 8.
www.examen.biz

E-mail: по общим вопросам: info@examen.biz;
по вопросам реализации: sale@examen.biz
тел./факс 641-00-30 (многоканальный)

Общероссийский классификатор продукции
ОК 005-93, том 2; 953005 — книги, брошюры,
литература учебная

Отпечатано по технологии СТР
в ИПК ООО «Ленинградское издательство»
194044, Санкт-Петербург, ул. Менделеевская, д. 9
Тел./факс: (812) 495-56-10

Качество печати соответствует
качеству предоставленных диапозитивов

**По вопросам реализации обращаться по тел.:
641-00-30 (многоканальный).**