

Домашняя работа по химии за 9 класс

**решение задач из учебника «Химия. 9 класс»
Л.С. Гузей, В.В. Сорокин, Р.П. Суровцева,
М.: «Дрофа», 2000 г.**

учебно-практическое
пособие

СОДЕРЖАНИЕ

ГЛАВА 15	7
ГЛАВА 16	11
Задачи к § 16.1.....	11
Задачи к § 16.2.....	11
Задачи к § 16.3.....	12
Задачи к § 16.4.....	14
Задачи к § 16.5.....	15
ГЛАВА 17	17
Задачи к § 17.1.....	17
Задачи к § 17.2.....	18
Задачи к § 17.3.....	19
Задачи к § 17.4.....	20
Задачи к § 17.5.....	21
Задачи к § 17.6.....	23
Задачи к § 17.7.....	24
Задачи к § 17.8.....	25
ГЛАВА 18	26
Задачи к § 18.1.....	26
Задачи к § 18.2.....	27
Задачи к § 18.3.....	29
Задачи к § 18.4.....	30
ГЛАВА 19	32
Задачи к § 19.1.....	32
Задачи к § 19.2.....	33
Задачи к § 19.3.....	34
Задачи к § 19.4.....	35
Задачи к § 19.5.....	37
Задачи к § 19.6.....	38
Задачи к § 19.7.....	40
Задачи к § 19.8.....	40
Задачи к § 19.9.....	42
Задачи к § 19.10.....	43
Задачи к § 19.11.....	46
Задачи к § 19.12.....	46

ГЛАВА 20	48
Задачи к § 20.1.....	48
Задачи к § 20.2.....	49
Задачи к § 20.3.....	51
Задачи к § 20.4.....	52
Задачи к § 20.5.....	53
Задачи к § 20.6.....	54
Задачи к § 20.7.....	55
Задачи к § 20.8.....	56
Задачи к § 20.9.....	57
Задачи к § 20.10.....	58
Задачи к § 20.11.....	59
ГЛАВА 21	61
Задачи к § 21.1.....	61
Задачи к § 21.2.....	61
Задачи к § 21.3.....	62
Задачи к § 21.4.....	63
Задачи к § 21.5.....	64
Задачи к § 21.6.....	65
Задачи к § 21.7.....	65
Задачи к § 21.8.....	66
ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ.....	67
<u>Практическое занятие № 1. Решение экспериментальных задач по теме «Реакции в растворах электролитов».....</u>	67
<u>Практическое занятие № 2. Изучение влияния условий на скорость химических реакций</u>	69
<u>Практическое занятие № 3.</u>	
Получение аммиака и изучение его свойств.	
Ознакомление со свойствами водного раствора аммиака.....	70
<u>Практическое занятие № 4.</u>	
Распознавание минеральных удобрений	72
<u>Практическое занятие № 5. Получение CO₂ и изучение его свойств. Распознавание карбонатов</u>	73
<u>Практическое занятие № 6. Решение экспериментальных задач по теме «Азот и фосфор»</u>	75
<u>Практическое занятие № 7. Качественное определение углерода и водорода в органических веществах</u>	76
<u>Практическое занятие № 8.</u>	
Получение этилена и изучение его свойств	77

<u>Практическое занятие № 9.</u>	
Изучение свойств Fe и его соединений.....	78
<u>Практическое занятие № 10.</u>	
Решение экспериментальных задач по разделу «Металлы».....	79

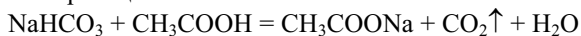
ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ83

<u>Опыт № 1.</u> Исследование веществ на электрическую проводимость.....	83
<u>Опыт № 2.</u> Изучение движения ионов в электрическом поле.....	83
<u>Опыт № 3.</u> Проведение реакции обмена в растворах электролитов.....	84
<u>Опыт № 4.</u> Ознакомление с образцами серы и ее природными соединениями.....	85
<u>Опыт № 5.</u> Распознавание сульфатов.....	86
<u>Опыт № 6.</u> Взаимодействие солей аммония со щелочами.....	87
<u>Опыт № 7.</u> Ознакомление с азотными удобрениями.....	87
<u>Опыт № 8.</u> Ознакомление с фосфорными удобрениями.....	88
<u>Опыт № 9.</u> Ознакомление со свойствами карбонатов и гидрокарбонатов.....	89
<u>Опыт № 10.</u> Ознакомление с природными силикатами.....	90
<u>Опыт № 11.</u> Ознакомление с видами стекла.....	91
<u>Опыт № 12.</u> Изготовление моделей молекул органических соединений.....	92
<u>Опыт № 13.</u> Перегонка нефти.....	92
<u>Опыт № 14.</u> Нефть и продукты ее переработки.....	93
<u>Опыт № 15.</u> Ознакомление с металлами.....	93
<u>Опыт № 16.</u> Ознакомление со сплавами металлов.....	93
<u>Опыт № 17.</u> Изучение взаимодействия металлов с растворами солей.....	94
<u>Опыт № 18.</u> Изучение химических свойств алюминия.....	94
<u>Опыт № 19.</u> Изучение амфотерных свойств гидроксида алюминия.....	95
<u>Опыт № 20.</u> Ознакомление с алюминием и его сплавами.....	95
<u>Опыт № 21.</u> Ознакомление с природными соединениями кальция.....	96
<u>Опыт № 22.</u> Ознакомление с чугуном и сталью.....	96

ГЛАВА 15

1. Дома на кухне мы можем наблюдать так называемое гашение соды уксусной кислотой.

Уравнение реакции:



или горение природного газа.

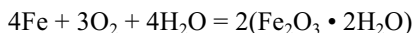
Уравнение реакции: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2. Все химические элементы систематизированы и представлены в периодической системе Д.И. Менделеева. На данный момент (если посмотреть фарзац учебника) открыто 110 химических элементов.

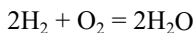
3. Число химических веществ исчисляется миллионами.

4. Число химических реакций очень велико, и их точное количество назвать трудно.

5. Примером очень медленной химической реакции может служить коррозия железа:



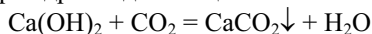
6. Примером очень быстрой химической реакции может служить реакция между водородом и кислородом, которая сопровождается силовым взрывом и выделением большого количества тепла:



7. Примером химической реакции, скорость которой можно было бы экспериментально измерить, является реакция соляной кислоты с карбонатом натрия:

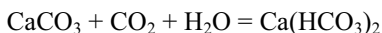


В ходе реакции выделяется углекислый газ, который мы пропускаем через раствор гидроксида кальция:



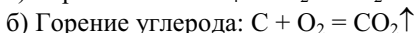
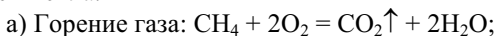
По количеству выпавшего осадка (CaCO_3) можно оценить скорость реакции.

Если же углекислого газа будет очень много, то реакция пойдет дальше:



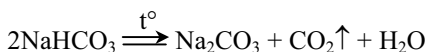
Мы будем наблюдать растворение (исчезновение) осадка карбоната кальция, что также можно будет описать математически и оценить скорость химической реакции.

8. Экзотермические реакции — реакции, которые идут с выделением тепла.

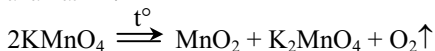


9. Эндотермические реакции — реакции, которые идут с поглощением тепла.

Ярким примером эндотермической реакции может служить разложение какой-нибудь соли. Например, разложение гидрокарбоната натрия:



или перманганата калия:



С поглощением тепла (эндотермически) могут растворяться некоторые соли в воде, например, нитрат калия — KNO_3 . (Это можно легко обнаружить, т.к. при растворении данной соли в воде пробирка становится холодной).

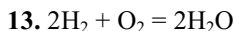
10. Заголовки таблицы взять в учебнике (стр. 8, табл. 15.3)

№	Химические формулы смешиваемых веществ	Образуется смесь	Образуется раствор	Происходит химическая реакция по уравнению
1	Na, H ₂ O		+	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
2	SiO ₂ , H ₂ O	+		
3	NaCl, H ₂ O		+	$\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
4	C ₂ H ₅ OH, I ₂		+	
5	C ₂ H ₅ OH, H ₂ O		+	
6	CaCO ₃ , H ₂ O	+		
7	CaCO ₃ , HCl		+	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
8	HCl, H ₂ O		+	
9	Zn, Cu	+		
10	Zn, H ₂ SO ₄		+	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$

11. H₂O: Валентность водорода в воде — I, валентность кислорода в воде — II.

$$12. \omega_{\text{в H}_2\text{O}}(\text{H}) = \frac{\text{Mr}(\text{H}) \cdot 2}{\text{Mr}(\text{H}) \cdot 2 + \text{Mr}(\text{O})} = \frac{1 \cdot 2}{1 \cdot 2 + 16} = \frac{2}{18} = \frac{1}{9} \approx 0,11 = 11\%$$

$$\omega_{\text{в H}_2\text{O}}(\text{O}) = \frac{\text{Mr}(\text{O})}{\text{Mr}(\text{H}) \cdot 2 + \text{Mr}(\text{O})} = \frac{16}{1 \cdot 2 + 16} = \frac{16}{18} = \frac{8}{9} \approx 0,89 = 89\%$$



$$v(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{\text{Mr}(\text{H}_2)} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{\text{Mr}(\text{O}_2)} = \frac{1}{32} = 0,03125 \text{ моль}$$

По уравнению реакции видно, что для реакции x моль O_2 требуется $2x$ моль H_2 .

Т.к. кислород находится в недостатке, то будем считать по кислороду.

Тогда $v(\text{H}_2) = 2 \cdot v(\text{O}_2) = 0,03125 \cdot 2 = 0,0625$ моль водорода участвовало в реакции.

Получилось: $D(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2) = 0,0625$ моль воды.

Тогда в реакционном сосуде осталось:

$v(\text{H}_2\text{O}) = 0,0625$ моль,

$m(\text{H}_2\text{O}) = \text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) \cdot v(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 0,0625 = 1,125$ г.

$v(\text{O}_2) = 0, m(\text{O}_2) = 0$

$v(\text{H}_2) = 0,5 - 0,0625 = 0,4375$ моль:

$m(\text{H}_2) = \text{Mr}(\text{H}_2) v(\text{H}_2) = 0,4375 \cdot 2 = 0,875$ г

Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 1,125$ г; $m(\text{H}_2) = 0,875$ г.

14. Ответ смотрите в учебнике.

15. Ответ смотрите в учебнике.

16.

атом	число электронов	число валентных электронов
H	1	1
He	2	2
Li	3	1
C	6	4
N	7	5
O	8	6
F	9	7
Ne	10	8

атом	число электронов	число валентных электронов
Na	11	1
Al	13	3
S	16	6
Cl	17	7
K	19	1
Ca	20	2
Rb	37	1
Br	35	7
Cs	55	1
I	53	7

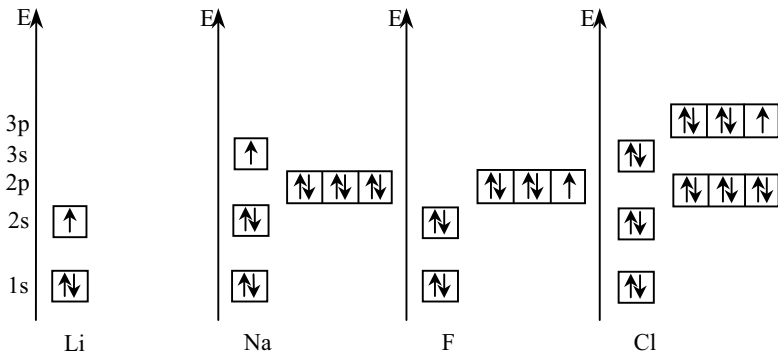
17. Ответ смотрите в учебнике.

18. Ответ смотрите в учебнике.

19. В атоме калия имеется 19 электронов, которые занимают 10 орбиталей.

20. В атоме хлора имеется 17 электронов, которые занимают 9 орбиталей.

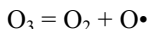
21.



ГЛАВА 16

Задачи к § 16.1.

1. Ответ смотрите в учебнике.
2. Ответ смотрите в учебнике.
3. Кристаллическая решетка — это периодически повторяющаяся в пространстве структура.
4. Ответ смотрите в учебнике.
5. Ответ смотрите в учебнике.
6. Более активным веществом является озон, так как при диссоциации он дает частицу $O\cdot$, которая является очень сильным окислителем.

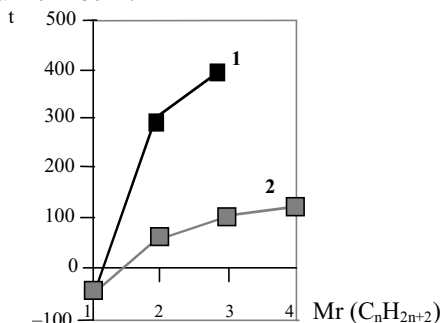


7. Кристаллические вещества: Cu, CsCl.
8. CO_2 , N_2 — вещества с молекулярной кристаллической решеткой.
9. Fe, SiO_2 — вещества с атомной кристаллической решеткой.
10. NaCl, LiH — вещества с ионной кристаллической решеткой.

Задачи к § 16.2.

1. Температура плавления молекулярных веществ повышается с ростом молекулярной массы.
2. Ответ смотрите в учебнике.
3. $M_r(HCl) = 36,5$
 $M_r(HBr) = 81$
 $M_r(HI) = 128$
Т.к. $M_r(HCl) < M_r(HBr) < M_r(HI)$, следовательно, температура плавления $T_{пл}(HCl) < T_{пл}(HBr) < T_{пл}(HI)$.

4. Графики зависимости температур кипения и плавления углеводородов от молекулярной массы можно построить более точно. Используя данные таблицы 16.1 учебника, мы предлагаем примерный график зависимости.



1. зависимость температуры кипения от молекулярной массы

2. зависимость температуры плавления от молекулярной массы

При комнатной температуре:

Газы $n = 1, 2, 3, 4$

Жидкости $5 \leq n \leq 18$

Твердые тела $19 \leq n$

5. Состав парафина колеблется от $C_{19}H_{40}$ до $C_{35}H_{72}$, следовательно, температура плавления определяется:

$$T_{\text{пл}}(C_{19}H_{40}) \leq T_{\text{пл}}(\text{парафин}) \leq T_{\text{пл}}(C_{35}H_{72})$$

$$32^\circ\text{C} \leq T_{\text{пл}}(\text{парафин}) \leq 74^\circ\text{C}$$

6. а) $M_r(\text{CO}) = 12 + 16 = 28$

$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 32 = 44$

Т.к. $M_r(\text{CO}_2) > M_r(\text{CO})$, следовательно, CO будет кипеть при более низкой температуре.

б) $M_r(\text{SO}_2) = 32 + 32 = 64$

$M_r(\text{SO}_3) = 32 + 48 = 80$

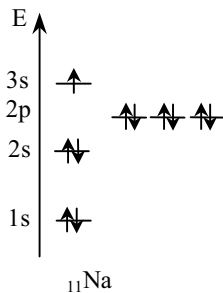
Т.к. $M_r(\text{SO}_3) > M_r(\text{SO}_2)$, следовательно, SO_2 будет кипеть при более низкой температуре.

Задачи к § 16.3.

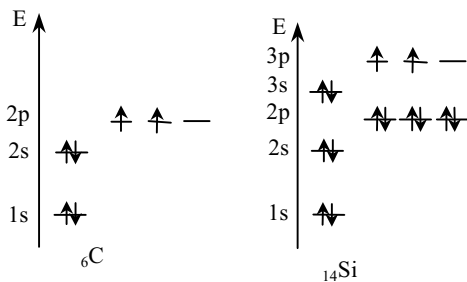
1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3.



4.



5. Ответ смотрите в учебнике.

6. В атоме натрия 6 заполненных атомных орбиталей, одна из которых валентная (3s – валентная).

7. В молекуле Na_2 11 заполненных молекулярных орбиталей (МО).

8. $m(\text{Na}) = 23 \text{ мг} = 0,023 \text{ г}$

$$\nu(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M_r(\text{Na})} = \frac{0,023}{23} = 10^{-3} \text{ моль}$$

$$N(\text{Na}) = N_A \cdot \nu(\text{Na}) = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 10^{-3} = 6,022 \cdot 10^{20} \text{ атомов}$$

т.к. два атома Na образуют 11 МО, то

$$N(\text{МО}) = \frac{N(\text{Na}) \cdot 11}{2} = \frac{6,022 \cdot 10^{20} \cdot 11}{2} = 3,31 \cdot 10^{21}$$

Ответ: $N(\text{МО}) = 3,31 \cdot 10^{21}$ орбиталей.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Ответ смотрите в учебнике.

11. Ответ смотрите в учебнике.

12. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 16.4.

1. Данный ион может «притянуть к себе» сколько угодно ионов противоположного знака, главное, чтобы такое пространственное положение было энергетически и геометрически выгодным.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3. Ответ смотрите в учебнике.

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. В узлах кристаллической решетки Cu находятся атомы Cu.

В узлах кристаллической решетки оксида углерода находятся молекулы CO_2 .

В узлах кристаллической решетки гидрида лития находятся ионы Li^+ и H^- .

6. Основания — это вещества, диссоциирующие на ионы металла и OH^- .

7. Соли — это вещества, образованные металлом и кислотным остатком.

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Соли являются ионными соединениями, т.к. они состоят из положительно заряженных ионов металлов и отрицательно заряженных кислотных остатков.

10. Cl^- является кислотным остатком соляной кислоты HCl .

F^- является кислотным остатком фтороводородной (плавиковой) кислоты HF .

SO_4^{2-} является кислотным остатком серной кислоты H_2SO_4 .

11.

Соединение	ионы
NaH	Na^+, H^-
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}^{2+}, \text{OH}^-$
Li_3N	$\text{Li}^+, \text{N}^{3-}$
KOH	K^+, OH^-
MgO	$\text{Mg}^{2+}, \text{O}^{2-}$
FeO	$\text{Fe}^{2+}, \text{O}^{2-}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}^{2+}, \text{OH}^-$
Na_2SO_4	$\text{Na}^+, \text{SO}_4^{2-}$
CaSO_4	$\text{Ca}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$
AlF_3	$\text{Al}^{3+}, \text{F}^-$
Ca_3PO_4	$\text{Ca}^{2+}, \text{PO}_4^{3-}$
MgCO_3	$\text{Mg}^{2+}, \text{CO}_3^{2-}$

12. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 16.5.

1. Дальний порядок — упорядоченность структуры ионного кристалла по всему кристаллу.

Ближний порядок — упорядоченность структуры ионного кристалла на близких расстояниях и неупорядоченность на дальних.

2. $T_{\text{пл}}(\text{H}_2\text{O}) = 0^\circ\text{C};$
 $T_{\text{пл}}(\text{H}_2) = -259,2^\circ\text{C};$
 $T_{\text{пл}}(\text{W}) = 3420^\circ\text{C}.$

3. $\text{Mf}(\text{H}_2) = 2;$
 $\text{Mf}(\text{He}) = 4.$

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Конденсированное состояние вещества — жидкое и твердое состояние вещества.

6. Скорость химической реакции — величина, характеризующая быстроту протекания химической реакции.

7. Чем больше концентрация реагентов, тем больше скорость химической реакции.

8. Для того, чтобы увеличить скорость реакции с участием твердых веществ, нужно увеличить площади поверхностей реагирующих веществ, например, размельчить их.

9. Химическое применение: KMnO_4 — марганцовка; I_2 — иод.

10. Ответ смотрите в учебнике.

11. Ответ смотрите в учебнике.

ГЛАВА 17

Задачи к § 17.1.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3. Кислотный остаток — то, что остается от кислоты после того, как она протиссоциирует.

$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, Cl^- — кислотный остаток.

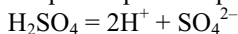
4. Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ количество электронов равно 18, поэтому такое же электронное строение имеет элемент с порядковым номером 18 — Ar (аргон).

5. Основность кислоты — это количество протонов (H^+), которое может дать кислота при диссоциации: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ количество $\text{H}^+ = 1$, следовательно, кислота является одноосновной.



2 протона — кислота двухосновная и так далее.

6. Лампочка загорится в растворе электролита, то есть в случае:



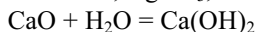
7. Лампочка не загорится, если вещество либо нерастворимо в воде, либо не является электролитом.

В данном случае CaCO_3 и CuO не растворяются в воде, и лампочка не загорится.

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Лампочка загорится, если образуется раствор электролита. Это произойдет в случае с NaOH , AgNO_3 , CaO .



Вещества $\text{Fe}(\text{OH})_3$, AgCl , FeO нерастворимы в воде, поэтому лампочка не загорится.

11. К ионным соединениям относятся: CaCl_2 , Na_2SO_4 , KOH .

12. Неэлектролиты: CO_2 , CH_4 , H_2 .

13. Ответ смотрите в учебнике.

14. Ответ смотрите в учебнике.

15. Ответ смотрите в учебнике.

16. а) Ba^{2+} и Cl^- — вещество BaCl_2

б) Fe^{3+} и NO_3^- — вещество $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

в) Na^+ и CO_3^{2-} — вещество Na_2CO_3

17.

ионы	вещество
$\text{Ca}^{2+}, \text{NO}_3^-$	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
$\text{Al}^{3+}, \text{Cl}^-$	AlCl_3
$\text{H}_3\text{O}^+, \text{H}_2\text{PO}_4^-$	H_3PO_4
$\text{Cr}^{3+}, \text{NO}_3^-$	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
$\text{Al}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
$\text{K}^+, \text{MnO}_4^-$	KMnO_4

18. Ответ смотрите в учебнике.

19. CaCl_2 — ионы: Ca^{2+} , Cl^-

FeCl_3 — ионы: Fe^{3+} , Cl^-

KCl — ионы: K^+ , Cl^-

20. Ответ смотрите в учебнике.

21. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 17.2.

1. Кислота при взаимодействии с водой образует ион гидроксония H_3O^+ .

2. Изменение окраски индикаторов вызывают оба иона.

3. Ответ смотрите в учебнике.

4. Ответ смотрите в учебнике.

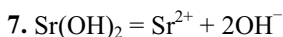
5. Основание в воде дает OH^- , поэтому схема основания содержит OH^- , то есть та, что слева.

6. а) Посчитаем количество ионов Sr^{2+} в левой схеме —
 $N(\text{Sr}^{2+}) = 6$, $N(\text{OH}^-) = 12$, $N(\text{OH}^-)/N(\text{Sr}^{2+}) = 2$,
формула — $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

б) Посчитаем количество ионов Sr^{2+} в правой схеме —

$N(\text{Sr}^{2+}) = 10$, $N(\text{SO}_4^{2-}) = 10$, $\frac{N(\text{Sr}^{2+})}{N(\text{SO}_4^{2-})} = 1$,

формула — SrSO_4 .



8. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ растворим в воде, и его раствор вызывает изменение окраски индикатора. SrSO_4 нерастворим в воде.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 17.3.

1. Слабый электролит — вещество, которое слабо диссоциирует на ионы.

2. «Реакционная смесь» — смесь веществ, которые реагируют между собой.

3. Ответ смотрите в учебнике.

4. «Константа диссоциации» — это константа равновесия, записанная для реакции диссоциации.

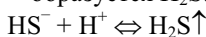
5. Ответ смотрите в учебнике.

6. В книге сказано, что $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, в 1 мл:
 $v(\text{OH}^-) = C \cdot V = 10^{-7} \text{ моль/л} \cdot 10^{-3} = 10^{-10} \text{ моль}$,

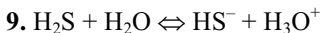
а всего ионов будет

$$N(\text{OH}^-) = N_A \cdot v(\text{OH}^-) = 6 \cdot 10^{23} \cdot 10^{-10} = 6 \cdot 10^{13}$$

7. Если к раствору NaHS ($\text{Na}^+ + \text{HS}^-$) добавить HCl , то почувствуется запах тухлых яиц — образуется H_2S :



8. Ответ смотрите в учебнике.

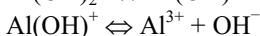
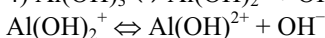
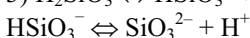
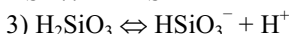
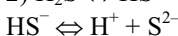
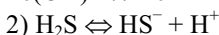
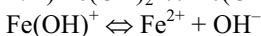
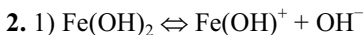
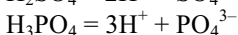
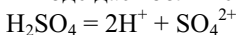


$K = \frac{[\text{HS}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$, поскольку воды очень много, то ее концентрация постоянна и:

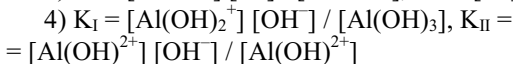
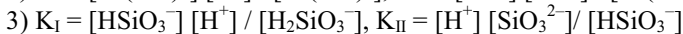
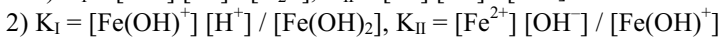
$$K = \frac{[\text{HS}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Задачи к § 17.4.

1. Многоосновная кислота — это кислота, которая при растворении в воде дает больше одного протона (1 молекула кислоты).



3. Ответ смотрите в учебнике.



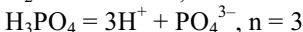
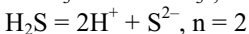
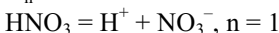
5. Силу электролита можно определить по константе диссоциации. Чем больше константа диссоциации, тем сильнее электролит.

6. Ответ смотрите в учебнике.

7.

электролит	ионы
Ca(OH) ₂	[Ca ²⁺] < [OH ⁻]
H ₂ SO ₄	[H ⁺] > [SO ₄ ²⁻]
KHSO ₄	[K ⁺] + [H ⁺] = [SO ₄ ²⁻]
Na ₂ SO ₄	[Na ⁺] > [SO ₄ ²⁻]
HCl	[H ⁺] = [Cl ⁻]

8. Для всех трех кислот подходит запись:



9. Ответ смотрите в учебнике.

10.

Катионы/анионы	Cl ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻
Na ⁺	NaCl	Na ₂ SO ₄	Na ₂ CO ₃

Задачи к § 17.5.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Малорастворимые вещества — вещества, плохо растворимые в воде. Например, CaCO₃, AgCl.

3. В уравнениях электролитической диссоциации NaOH, NaCl, CaCl₂, Ca(OH)₂, HCl используют знак «⇌», потому что эти вещества сильные электролиты и реакция диссоциации необратима.

4. Не следует принимать во внимание возможности взаимодействия одноименных ионов в растворах электролитов, потому что они отталкиваются ((+) от (+), (-) от (-)).

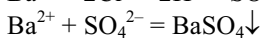
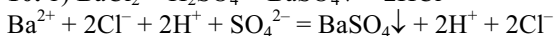
5. Полное ионное уравнение реакции — уравнение, в котором указаны все ионы, составляющие вещества, которые реагируют.

6. Сокращенное ионное уравнение реакции — уравнение, в котором не указаны ионы, не принимавшие участия в реакции.

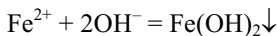
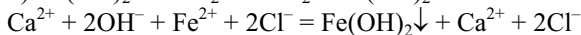
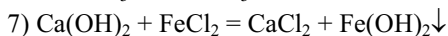
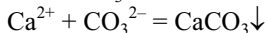
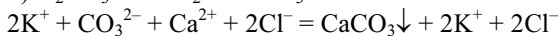
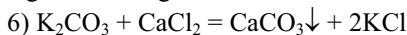
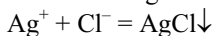
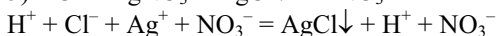
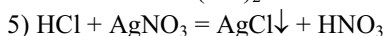
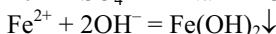
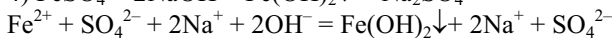
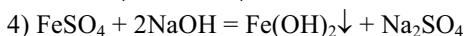
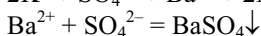
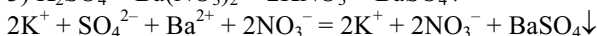
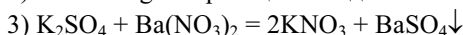
7. Вещества, содержащие карбонат ионы: Na_2CO_3 , MgCO_3 , CaCO_3 .

8. Ответ смотрите в учебнике.

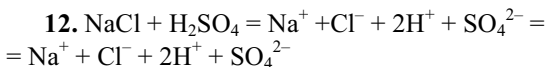
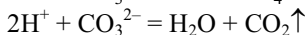
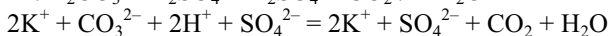
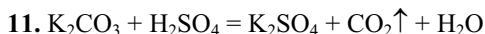
9. Сущность реакции нейтрализации состоит в том, что образуется слабодиссоциирующее вещество вода:



2) $\text{NaCl} + \text{AgCl} \neq$ реакция не идет



8) $\text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 \neq$ реакция не идет



Все ионы сокращаются, следовательно, реакция не идет.

13. В разбавленных растворах HCl не улетает, а в концентрированных вытесняется серной кислотой.

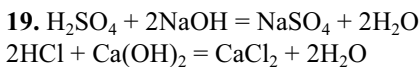
14. В реакции $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$: нерастворимое вещество — CaCO_3 , газ — CO_2 . Слабый электролит — H_2O . Реакция необратима, так как образуются газ и слабый электролит. Из сферы реакции удаляется газ CO_2 .

15Г. Реакция ионного обмена протекает до конца в результате образования газа при сливании растворов карбоната натрия и серной кислоты.

16Г. Реакция ионного обмена идет до конца между гидроксидом меди (II) и соляной кислотой.

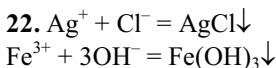
17Г. Ответ смотрите в учебнике.

18. Приведенные в этом параграфе реакции относятся к типу реакций обмена.



20Г. Сокращенное ионное уравнение реакции соответствует взаимодействию растворов нитрата серебра и хлорида натрия.

21Г. Ответ смотрите в учебнике.



23. Одновременно в водном растворе могут находиться ионы Ca^{2+} , Na^+ , NO_3^- , Cl^- .

24. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 17.6.

1. Кислота — соединение, диссоциирующее с образованием H^+ (H_3O^+).

2. Отрицательно заряженный ион, образующийся при диссоциации кислоты, называется кислотным остатком.

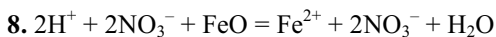
3. Если кислота диссоциирует необратимо — она сильная, если обратимо — слабая.

4. Ряд напряжений металлов — ряд, характеризующий силу, с которой металл вытесняет H^+ из воды. Построен по принципу: справа налево по мере убывания силы вытеснения H^+ (способности восстанавливать H^+).

5. 1) $CuO + 2H^+ + SO_4^{2-} = Cu^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O$
- 2) $Fe(OH)_2 + 2H^+ + 2Cl^- = Fe^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O$
- 3) $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2H^+ + 2Cl^-$
- 4) $Ca^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$
- 5) $Ca^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + 2K^+ + 2Cl^-$
- 6) $6H^+ + 3SO_4^{2-} + Ca_3(PO_4)_2 = 2H_3PO_4 + CaSO_4$
- 7) $2H^+ + 2Na^+ + 2Cl^- + SO_4^{2-} = 2HCl\uparrow + 2Na^+ + SO_4^{2-}$
- 8) $Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- = AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$

6. Качественная реакция, характерная для данного соединения (по ней можно определить, есть ли данное соединение в растворе или нет).

7. Сильная кислота вытесняет слабую из ее соли, потому что в результате образуется слабый электролит (слабая кислота).



9. Уравнение реакции: $H^+ + OH^- = H_2O$
Сумма коэффициентов равна 3 (б).

10. Кислота + основной оксид = вода + соль

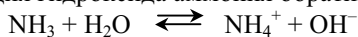
- 1) $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$
- 2) $Fe_2O_3 + 6HNO_3 = 2Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$
- 3) $3K_2O + 2H_3PO_4 = 2K_3PO_4 + 3H_2O$

Задачи к § 17.7.

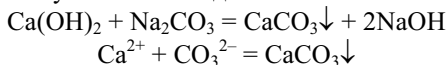
1. Основания — вещества, которые при растворении образуют ион OH^- и положительно заряженные ионы металла (или ионы аммония NH_4^+)

2. Щелочи — основания, растворимые в воде. Пример: KOH, RbOH, CsOH.

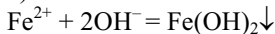
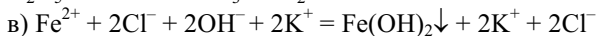
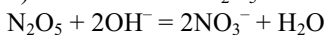
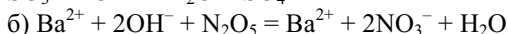
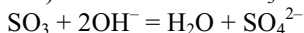
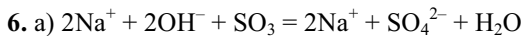
3. Диссоциация гидроксида аммония обратима:



4. Получение каустической соды:

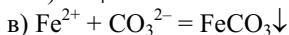
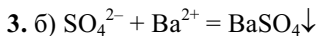
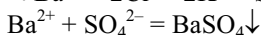
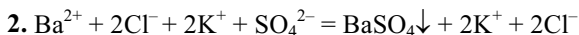


5Т. Щелочи не реагируют с основными оксидами (в)



Задачи к § 17.8.

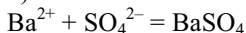
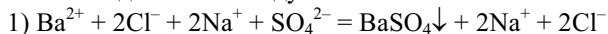
1. Соли — вещества, при растворении в воде дающие положительно заряженные ионы металла (или аммония NH_4^+) и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.



4Т.

Поваренная соль в водном растворе реагирует с AgNO_3 (в).

5. Взаимодействие между солями.



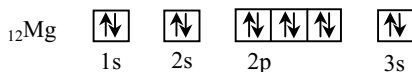
6Т. г) 0,1 моль.

7Т. Ответ см. в учебнике.

ГЛАВА 18

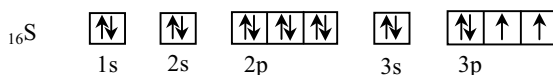
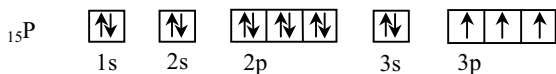
Задачи к § 18.1.

1. а)



На внешнем электронном слое атома Na находится один электрон, а у атома Mg — два, следовательно, от атома Na легче оторвать электрон, чем от атома Mg.

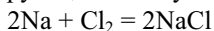
б)



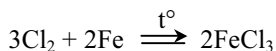
Как видно из рис. 18.2, от атома фосфора легче оторвать электрон, чем от атома серы.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3. Реакция, демонстрирующая высокую активность Na:



4. Реакция, демонстрирующая высокую неметаллическую активность хлора:



5. Ответ смотрите в учебнике.

6. Ответ смотрите в учебнике.

7. LiF — ионное соединение, образованное элементами второго периода.

8. $R(\text{Na}) > R(\text{Mg})$, т.к. у Mg больше заряд ядра и больше число электронов, поэтому сила взаимодействия электронной оболочки с ядром больше, следовательно, радиус меньше.

$R(\text{P}) > R(\text{Cl})$ — аналогично.

9. В группах радиус атомов увеличивается сверху вниз, поэтому:

$R(\text{Li}) < R(\text{Na}); R(\text{F}) < R(\text{Cl})$

Задачи к § 18.2.

1. Ответ смотрите в учебнике.

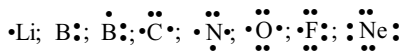
2.

Na	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^1$	1
Mg	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2$	2
Al	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2 3p^1$	3
Si	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2 3p^2$	4
P	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2 3p^3$	5
S	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2 3p^4$	6
Cl	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2 3p^5$	7
Ar	$[1s^2 2s^2 2p^6]$	$3s^2 3p^6$	8

3.

Li	$[1s^2]$	$2s^1$	1
Be	$[1s^2]$	$2s^2$	2
B	$[1s^2]$	$2s^2 2p^1$	3
C	$[1s^2]$	$2s^2 2p^2$	4
N	$[1s^2]$	$2s^2 2p^3$	5
O	$[1s^2]$	$2s^2 2p^4$	6
F	$[1s^2]$	$2s^2 2p^5$	7
Ne	$[1s^2]$	$2s^2 2p^6$	8

4.



5. Валентный электрон в атоме Na находится на 3s АО.

6. Валентные электроны в атоме Al находятся на 3s и 3p АО.

7. Электроны внешнего уровня в атомах Si, P, S, Cl, Ar находятся на 3p АО.

8. В своих соединениях элементы Li и K проявляют валентность I, а Ca и Ba — II.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Инертность элементов VIII группы заключается в завершенности электронной оболочки.

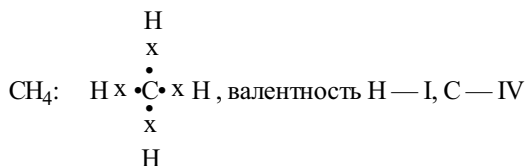
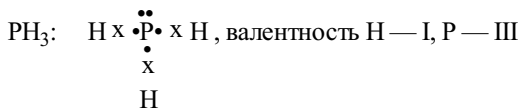
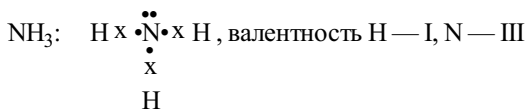
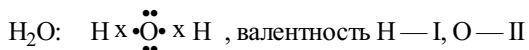
11.

элемент	высшая валентность	низшая валентность
S	6	2
P	5	3
Si	4	4
N	4	3
Cl	7	1

12.

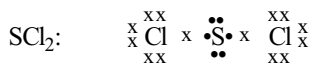


13.



14. Ответ смотрите в учебнике.

15.



Задачи к § 18.3.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Кооперация означает объединение чего-либо.

3. Ковалентная связь — связь, которая образуется между атомами неметаллов при не очень сильно смещенной электронной плотности между атомами.

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Ответ смотрите в учебнике.

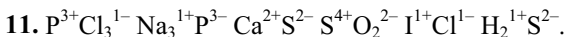
6. Ответ смотрите в учебнике.

7. Ответ смотрите в учебнике.

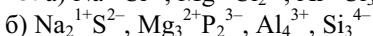
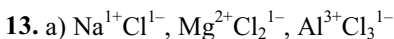
8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. PCl_3 — ковалентная; CaS — ионная; Na_3P — ионная; SO_2 — ковалентная; ICl — ковалентная; H_2S — ковалентная.



12. Ответ смотрите в учебнике.



14. Ответ смотрите в учебнике.

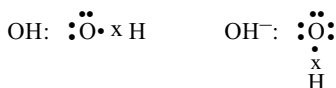
15. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 18.4.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3.



4. Щелочи — основания, растворимые в воде.

5. Снижение отрицательного заряда на кислороде в гидроксидах приводит к облегчению отщепления иона водорода, потому что чем меньше отрицательного заряда на кислороде, тем меньше притяжение между ним и протоном (H^+) — положительным зарядом.

6. Амфолитами называются электролиты, которые могут быть и кислотой и основанием.

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Серная кислота: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$;

Хлорная кислота: $\text{HClO}_4 = \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$

10. Диссоциация серной кислоты происходит в меньшей степени по второй ступени.

11. Ответ смотрите в учебнике.

12. Ответ смотрите в учебнике.

13. Ответ смотрите в учебнике.

14. Для аммиака: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$

Применяют формулы, отличающиеся на одну молекулу воды.

15. Реакции гидроксида алюминия с кислотами и щелочами необратимы, потому что образуются ионы, а молекулы отсутствуют (необратимая реакция).

16. Ответ смотрите в учебнике.

17.

Оксид	Фенолфталеин	Лакмус	Метилорант
Na_2O	Розовый	Синий	Красный
MgO	Розовый	Синий	Красный
Al_2O_3	Розовый	Синий	Красный
SiO_2	Бесцветный	Красный	Желтый
P_2O_5	Бесцветный	Красный	Желтый
SO_3	Бесцветный	Красный	Желтый
Cl_2O_7	Бесцветный	Красный	Желтый

18.

Гидроксид +	Фенолфталеин	Лакмус	Метиламин
H_2O			
NaOH	Розовый	Синий	Красный
Mg(OH)_2	Розовый	Синий	Красный
Al(OH)_3	Розовый	Синий	Красный
H_2SiO_3	Бесцветный	Красный	Желтый
H_3PO_4	Бесцветный	Красный	Желтый
H_2SO_4	Бесцветный	Красный	Желтый
HClO_4	Бесцветный	Красный	Желтый

19.

	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Валентность	1	2	3	4	5	6	7

20.

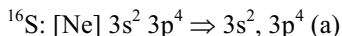
	NaOH	Mg(OH)_2	Al(OH)_3	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
Валентность	1	2	3	4	5	6	7

ГЛАВА 19

Задачи к § 19.1.

1. Ответ смотрите в учебнике.

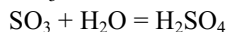
2Т. Электронное строение внешнего энергетического уровня атома S:



3. В соединениях с кислородом сера проявляет положительные степени окисления, так как у кислорода большая электроотрицательность.

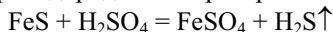
4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Оксид серы (VI) — SO_3



6. В быту используются лимонная, уксусная кислота. На вкус все пробовали аскорбиновую кислоту. Природные кислоты: муравьиная, соляная, уксусная и т.д.

7. Получение сероводорода в лаборатории:



8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10Т. Ответ смотрите в учебнике.

11Т. Ответ смотрите в учебнике.

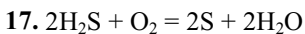
12Т. Ответ смотрите в учебнике.

13. Ответ смотрите в учебнике.

14Т. Ответ смотрите в учебнике.

15Т. Ответ смотрите в учебнике.

16. Ответ смотрите в учебнике.



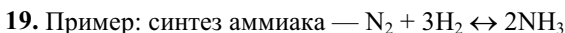
H_2S — восстановитель; O_2 — окислитель.



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

$$\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4}(\text{S}) = \frac{M_r(\text{S})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{32}{98} = 0,3265 = 32,65\%$$

Ответ: б) 32,65%.

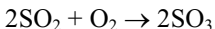


20. Ответ смотрите в учебнике.

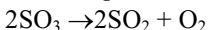
21. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 19.2.

1. Реакция соединения:

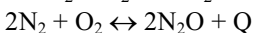
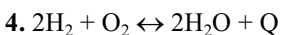


Реакция разложения:



2. Ответ смотрите в учебнике.

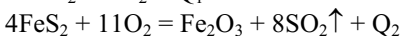
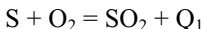
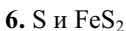
3. Ответ смотрите в учебнике.



а) для первой и второй реакций равновесия сместятся вправо, т.к. реакция сопровождается уменьшением объема;

б) для обеих реакций влево, т.к. это реакции экзотермические, и равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

5. Ответ смотрите в учебнике.



При сжигании 1 моль пирита образуются 2 моль SO_2 и 0,5 моль Fe_2O_3 , поэтому $Q_2 > Q_1$.

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Температура, при которой окисление SO_2 в SO_3 будет идти с выходом продукта 50%, по графику $t \approx 720^\circ\text{C}$

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Ответ смотрите в учебнике.

11. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 19.3.

1. Каталитический процесс — способ проведения реакции, облегчающий и ускоряющий ее протекание в результате образования промежуточных продуктов.

2. Катализ — изменение скорости или возбуждение химической реакции катализаторами, которые участвуют в промежуточных стадиях реакции, но не входят в состав конечных продуктов.

3. NO_2 и SO_2

Диоксиды — соединения, в которых на один атом элемента приходится два атома кислорода.

4. Углекислый газ — CO_2 . Да, это диоксид.

5. Ответ смотрите в учебнике.

6. Ванадий в V группе таблицы Менделеева, \Rightarrow высшая валентность — V. Поэтому оксид ванадия (V) есть высший оксид ванадия.

7. Степень превращения SO_2 в SO_3 на оксидно-ванадиевом катализаторе равна:

$t = 1000^\circ\text{C}$ Выход $\text{SO}_3 = 0\%$ (по графику)

$t = 700^\circ\text{C}$ Выход $\text{SO}_3 = 55$ (по графику)

$t = 400^\circ\text{C}$ Выход $\text{SO}_3 = 95\%$ (по графику)

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. В реакции: $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 = \text{NO} + \text{SO}_3 \uparrow$

NO_2 — окислитель, восстанавливается;

SO_2 — восстановитель, окисляется.

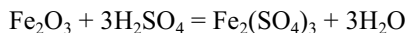
Задачи к § 19.4.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3. Ответ смотрите в учебнике.

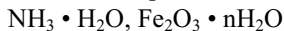
4. Уравнение реакции, по которой можно удалить окалину с поверхности металла:



5. При приготовлении раствора фосфорной кислоты необходимо лить кислоту в воду, т.к. плотность кислоты больше плотности воды, при обратном приливании может произойти разбрызгивание кислоты, что в свою очередь приведет к химическому ожогу.

6. При приготовлении раствора гидроксида натрия необходимо лить щелочь в воду, т.к. плотность щелочи больше плотности воды, при обратном приливании может произойти разбрызгивание щелочи, что приведет к химическому ожогу.

7. Гидраты — соединения, содержащие воду:



8. Кристаллогидраты — кристаллические гидраты определенного состава, например: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Концентрированная серная кислота лучше поглощает воду, поэтому именно ее используют для осушки газов.

11. Ответ смотрите в учебнике.

12. Ответ смотрите в учебнике.

13. Железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Цинковый купорос — $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

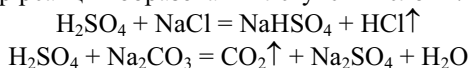
14. 1) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$

Серная кислота проявляет общие свойства кислот в первой реакции. Вторая реакция может служить качественной на серную кислоту.

15. Пример реакции образования летучей кислоты:



16. Серная кислота реагирует с солями других кислот, если происходит удаление какого-либо вещества. В нашем случае это соль. Поэтому это могут быть соли Ba, Ca, Pb, Ag (мало и плохо растворимые соли H_2SO_4).

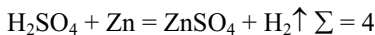
17Г.

Разбавленная серная кислота не реагирует с серебром, т.к. оно — малоактивный металл \Rightarrow ответ а).

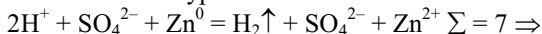
18Г.

С разбавленной серной кислотой могут реагировать оба вещества: железо и $\text{Fe}(\text{OH})_3 \Rightarrow$ ответ (б).

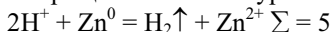
19Г.



Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:

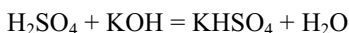


Ответ (г).

20Г.

Концентрированная серная кислота не реагирует с железом (в).

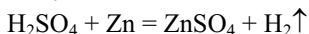
21Г.



0,5 моль 0,5 моль 0,5 моль

г) 0,5 моль KHSO_4

22Г.



$$v(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M_r(\text{Zn})} = \frac{13 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

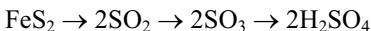
По уравнению реакции из 1 моль Zn получается 1 моль H_2 .

Следовательно,

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}); V(\text{H}_2) = 0,2 \cdot 22,4 = 4,48 \text{ л.}$$

Ответ: б) 4,48 л.

23Г.



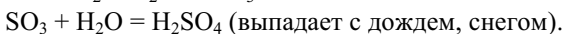
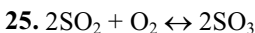
$$1) v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{(245 \cdot 10^9) \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 2,5 \cdot 10^9 \text{ моль}$$

$$2) v(\text{FeS}_2) = \frac{1}{2} v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,25 \cdot 10^9 \text{ моль}$$

$$3) m(\text{FeS}_2) = v(\text{FeS}_2) \cdot M_r(\text{FeS}_2) = 1,25 \cdot 10^9 \cdot 120 = 150000 \text{ тонн}$$

Ответ: г) 150000 т

24Г. Ответ смотрите в учебнике.



Задачи к § 19.5.

1. Речь идет как о простом веществе, так и о химическом элементе. Газообразный азот содержится в крови людей, животных. Химический элемент азот входит в состав молекул белков, нуклеотидов и т.д., которые составляют живой организм.

2Г. Электронная формула азота ${}^7\text{N}$: а) $1s^2 2s^2 2p^3$

3Г. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома азота:

а) $2s^2 2p^3$

4. В состав воздуха входит:

азот (N_2) — 78%;

кислород (O_2) — 21%;

углекислый газ (CO_2) — 0,3%;

инертные газы (Ar, Kr) — 0,1%;
пары воды (H_2O) и др. } 0,7%

Зелеными растениями используется O_2 для дыхания, пары воды, CO_2 для процесса фотосинтеза.

5. $M_{N_2} = 28$, $M_{\text{возд}} = 29 \Rightarrow$ плотность азота немного меньше плотности воздуха $\rho \sim M \Rightarrow \rho_{\text{возд}} / \rho_{N_2} = 29/28$.

6. Азот не имеет ни запаха, ни цвета.

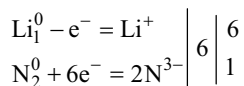
7. Азот плохо растворяется в воде.

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$

Li — восстановитель, N — окислитель.



11. Аммиак: NH_3 :

степень окисления N — (-3), H — (+1);

валентность азота — 3.

12Г. Ответ смотрите в учебнике.

13. Ответ смотрите в учебнике.

14. Ответ смотрите в учебнике.

15. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 19.6.

1. Синтез — общее название процессов получения более сложных по составу и строению соединений из нескольких более простых.

2. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

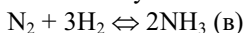
$$\frac{v(\text{исходных в-в})}{v(\text{продукта})} = \frac{v(\text{N}_2) + v(\text{H}_2)}{v(\text{NH}_3)} = \frac{1+3}{2} = 2$$

Т.к. $V = v \cdot V_v$, то объем в ходе реакции уменьшается в два раза.

3. Установки высокого давления должны быть прочными во избежание разрушения \Rightarrow они дорогие.

4Т. Аммиак при нормальных условиях — бесцветный остро пахнущий газ. Ответ (г).

5Т. Промышленный способ получения аммиака:



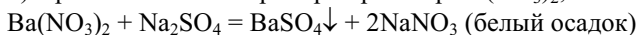
6. Ответ смотрите в учебнике.

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Ответ смотрите в учебнике.

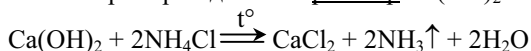
9. NaCl, Na₂SO₄, NaNO₃ и NH₄Cl

1) Приливаем во все пробирки раствор Ba(NO₃)₂;



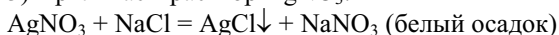
В остальных пробирках никаких изменений не произойдет.

2) В оставшиеся пробирки добавим раствор Ca(OH)₂ и нагреем:



(будет чувствоваться резкий запах аммиака в одной из пробирок)

3) Приливаем раствор AgNO₃:



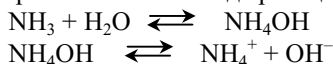
В оставшейся пробирке будет NaNO₃.

10. Ответ смотрите в учебнике.

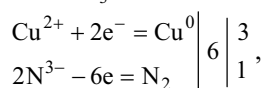
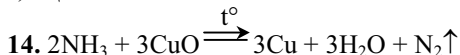
11. Нагревание смеси соли аммония и гашеной извести в реакции получения аммиака необходимо, чтобы удалять растворившийся в воде аммиак, т.к. растворимость аммиака в воде при увеличении температуры уменьшается.

12. Ответ смотрите в учебнике.

13Т. При растворении аммиак в воде реакция слабощелочная,



г) Щелочная.



следовательно, CuO — окислитель, NH₃ — восстановитель.

Задачи к § 19.7.

1Т. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ сумма коэффициентов реакции = 15.

Ответ: а) 15.

2. $\text{Ar}(\text{Pt}) = 195$; $\text{Ar}(\text{Rh}) = 103$.

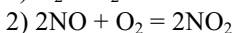
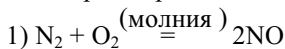
3Т. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ сумма коэффициентов реакции = 19.

Ответ: б) 19.

4. O_2 — 2 электрона на высшем уровне.

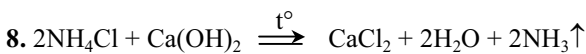
5. Ответ смотрите в учебнике.

6. Во время грозы

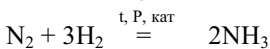
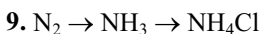
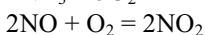
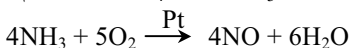


3) $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$ — выпадают с дождем.

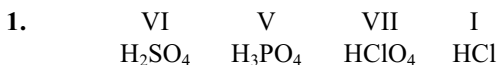
7. Ответ смотрите в учебнике.



Цепочка: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$

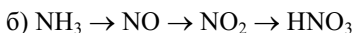


Задачи к § 19.8.



2. Все соли азотной кислоты хорошо растворимы.

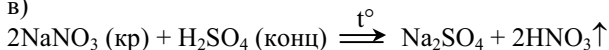
3Т. В основе производства азотной кислоты лежит цепь превращений.



4Т. В промышленности азотную кислоту получают по реакции
в) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$

5Т. В лаборатории азотную кислоту получают по реакции

в)

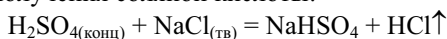


6. а, б, в, г. Чувствуем.

7. Способ получения азотной кислоты в лаборатории.

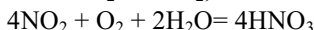
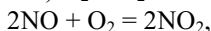
В колбу насыпать NaNO_3 (кристаллический), прилить конц. H_2SO_4 , и отгонять HNO_3 в колбу, обложенную льдом.

8. Способ получения соляной кислоты:



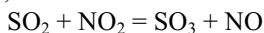
Проводится в колбе, кислота добавляется по каплям.

9. а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (условия — молния)



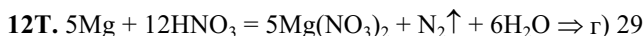
б) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ (условия — температура)

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (условия — наличие NO_2 в атмосфере), т.к.



10. Насыщенный раствор азотной кислоты приготовить нельзя, т.к. HNO_3 смешивается с водой в любых соотношениях.

11. Раствор конц. азотной кислоты имеет желтую окраску, т.к. HNO_3 конц. распадается с образованием NO_2 (NO_2 — бурый газ, в воде дает желтую окраску).



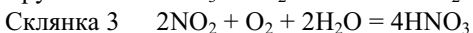
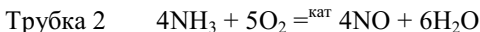
13Т. $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3, \text{ разб} \rightarrow 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$
сумма коэффициентов в уравнении:

в) 22.

14Т. $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3, \text{ разб} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ сумма
коэффициентов в уравнении: б) 20.

15. Ответ смотрите в учебнике.

16.



Склянка 1 Аммиак переносится с воздухом из аммиачного раствора

Задачи к § 19.9.

1. Ответ смотрите в учебнике.
2. Ответ смотрите в учебнике.
3. Ответ смотрите в учебнике.
4. С увеличением атомного номера галогена повышается молекулярная масса, что влечет повышение t — плавления и кипения.
5. Ответ смотрите в учебнике.
6. Ответ смотрите в учебнике.
7. а) Благодаря наличию свободных d -атомных орбиталей на внешнем энергетическом уровне, фосфор образует значительно более прочные соединения с кислородом, чем азот. Поэтому N_2O_5 более реакционноспособен, чем P_2O_5 .
б) Размер атома Sb больше, чем размер P , \Rightarrow прочность соединения уменьшается от P_2O_5 до Sb_2O_5 . Поэтому Sb_2O_5 более сильный окислитель, чем P_2O_5 .
8. С увеличением размера соединяющихся атомов прочность химической связи уменьшается $\Rightarrow \text{NH}_3$ устойчивее PH_3 , а PH_3 устойчивей, чем P_2O_5 .
9. Ответ смотрите в учебнике.
10. Ответ смотрите в учебнике.
11. Размер атома S больше размеров атома O , \Rightarrow прочность соединения уменьшается от H_2O до H_2S (H_2O более устойчива).
12. Ответ смотрите в учебнике.
13. Ответ смотрите в учебнике.

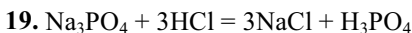
14. Аллотропия — явление существования химических элементов в виде нескольких простых веществ, находящихся в одном физическом состоянии, но отличающихся строением и физическими свойствами.

15. При окислении белого Р воздухом — валентность III (P_2O_3), при горении красного фосфора — валентность V (P_2O_5).

16. Ответ смотрите в учебнике.

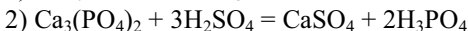
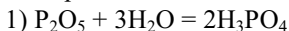
17. Диссоциация многоосновных кислот наибольшая на первой и наименьшая на последней ступенях. Этот эффект связан с распределением электронной плотности в молекуле кислоты. При потере очередного протона (H^+) все больше электростатических сил удерживают последующие протоны.

18. Ответ смотрите в учебнике.



Эта реакция идет потому, что соляная кислота намного сильнее, чем фосфорная.

20. Промышленный способ получения фосфорной кислоты:



21. Фосфорные удобрения:

1) [Дигидрофосфат кальция + сульфат кальция] — простой суперфосфат

2) Дигидрофосфат кальция — двойной суперфосфат

3) Фосфат кальция — фосфоритная мука

4) Гидрофосфат кальция — преципитат

5) Дигидрофосфат аммония — аммофос

6) Гидрофосфат аммония — аммофос

22. Речь идет об аммофосе, там содержится азот и фосфор.

23. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 19.10.

1. Ответ смотрите в учебнике.

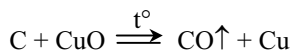
2. На поверхности железного изделия при его окислении на воздухе образуется ржавчина: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

3. При горении на воздухе идет реакция: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \uparrow$.
Продукт окисления — оксид углерода (VI)

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Коррозионная стойкость металла — это способность металла сопротивляться коррозии.

6. Идет реакция:



Порошок Cu имеет кирпично-красный цвет

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Оксид углерода (II) обладает восстановительными свойствами, потому что в CO углерод имеет не высшую валентность.

9Т. Реакция оксида углерода (II) с кислородом экзотермична, потому что из менее устойчивого CO получается более устойчивое соединения CO_2 . Ответ (б).

10Т. На рисунке изображена модель кристаллической решетки CO_2 .

Ответ: б)

11Т. Для получения CO_2 в лаборатории используют реакцию карбоната кальция с соляной кислотой.

Ответ: б)

12. Ответ смотрите в учебнике.

13. Содержание углекислого газа в воздухе составляет 0,05% по массе.

14Т. Ответ смотрите в учебнике.

15Т. Углекислый газ содержится в атмосфере.

Ответ: г)

16. CO_2 способствует процессу фотосинтеза.

17. Ответ смотрите в учебнике.

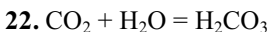
$$18. M_{(\text{CO}_2)} = 12 + 16 \times 2 = 44 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{возд})} = 29 \text{ г/моль} \Rightarrow \text{CO}_2 \text{ тяжелее воздуха}$$

19. Ответ смотрите в учебнике.

20. Сухой лед используется при охлаждении чего-либо, например, как хладагент при хранении мороженого.

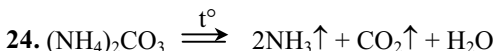
21. Ответ смотрите в учебнике.



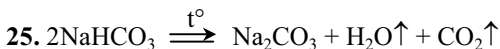
При растворении углекислого газа в воде среда слабокислая. Раствор H_2CO_3 используют в газированных лимонадах.

23. Карбонаты — соли с CO_3^{2-} .

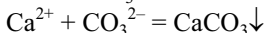
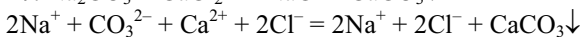
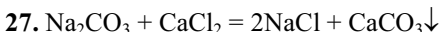
Гидрокарбонаты — соли с HCO_3^{2-}



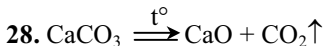
Пекарский порошок используют в роли разрыхлителя.



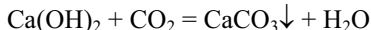
26. Ответ смотрите в учебнике.



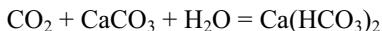
Эта реакция идет, т.к. CaCO_3 уходит из раствора (осаждается).



29. В том, что выдыхаемый человеком воздух содержит больше углекислого газа, чем атмосферный, можно убедиться с помощью следующего эксперимента. Можно взять трубочку и подуть в раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Образуется белая муть, а если продувать воздух через этот же раствор, то ничего не будет. При избытке CO_2 реакция пойдет дальше:



30. Ответ смотрите в учебнике.

31. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 19.11.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л

3. В кислых растворах гидроксид ион есть, но в очень малых количествах: ($[\text{OH}^-] < 10^{-7}$ моль/л).

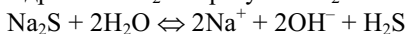
4. а) Na_3PO_4 — щелочная среда

б) NH_4Cl — кислая среда

в) Na_2SiO_3 — щелочная среда

г) CuSO_4 — слабокислая среда

5. Раствор сульфида натрия пахнет сероводородом, т.к. в процессе гидролиза Na_2S образуется H_2S :



H_2S плохо растворяется в воде и частично улетает из раствора.

6. При добавлении к раствору жидкого стекла капли фенолфталеина раствор становится малиновым, что доказывает щелочную среду раствора $\Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ — слабая кислота

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Соли $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$ и CuCO_3 разлагаются водой, поэтому о них нет данных в таблице растворимости.

Задачи к § 19.12.

1. В доказательство того, что кремниевая кислота является слабой, можно привести следующий факт: раствор Na_2SiO_3 имеет щелочную среду.

2. $m\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$



$$m = 1$$

$$n = 1$$



$$m = 1$$

$$n = 2$$

3. Выветривание — разрушение горных пород под действием воздуха и воды. Этот процесс как химический, так и физический.

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Ответ смотрите в учебнике.

6Т. Ответ смотрите в учебнике.

7. Изделия из стекла, которые используют разные его свойства: плафоны, люстры, посуда для реактивов, оконные стекла, солнечные очки, изоляторы.

ГЛАВА 20

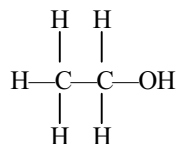
Задачи к § 20.1.

1. Структурная формула: атомы соединены герточками, 1 герточка — 1 пара электронов.

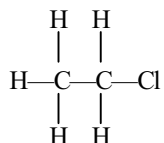
2. Угольная кислота не является углеводородом, т.к. помимо атомов С и Н она имеет атомы О.

3. Производные этана:

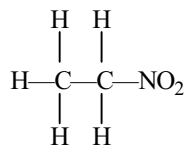
1)



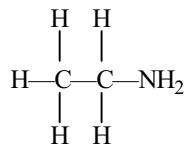
2)



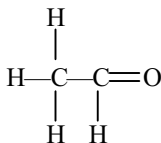
3)



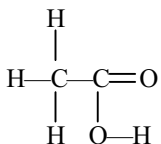
4)



5)



6)



4. Органические вещества:

HCOOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, C_2H_6 (этан), $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CH_4 (метан).

5. Органические вещества: HCCl_3 (хлороформ), CH_3OH (метанол), CCl_4 (тетрахлорметан), CH_3NH_2 (метиламин), $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (мочевина), CS_2 (сероуглерод).

6. Ответ смотрите в учебнике.

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 20.2.

1. Радиус атомов в группах увеличивается сверху вниз, поэтому $R(\text{Si}) > R(\text{C})$

2. Самый большой атом — К;
самый маленький атом — F.

3. Самым маленьким атомом обладает элемент водород, а самым большим Mt (мейтнерий)

4.

молекула	структурная формула	электронное строение
H ₂	H—H	H×•H
Na ₂	Na—Na	Na×•Na
O ₂	O=O	$\begin{array}{c} \times \times \\ \times \text{O} \times \\ \times \end{array} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$
N ₂	N≡N	$\begin{array}{c} \times \times \\ \times \text{N} \times \\ \times \end{array} \text{:}\ddot{\text{N}}\text{:}$

5. Ответ смотрите в учебнике.

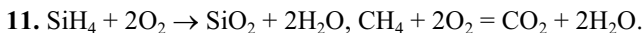
6. Ответ смотрите в учебнике.

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Ответ смотрите в учебнике.

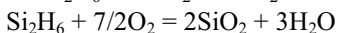
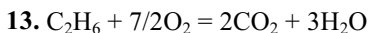
9. Атомы фосфора, кремния, бора могут образовывать цепочечную, сетчатую, каркасную молекулярные структуры, т.к. их валентные возможности больше двух.

10. Алмаз образует каркасную структуру, связь C—C самая прочная в такой структуре, более прочное вещество вряд ли можно получить.



Связь Si—H слабее в SiH₄, она зависит от межатомного расстояния, у Si—H оно больше по сравнению с C—H.

12. Ответ смотрите в учебнике.



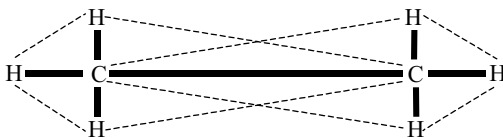
C₂H₆ более прочная, Si₂H₆ более реакционноспособная.

C₂H₆ более прочная молекула, чем Si₂H₆, т.е. связь Si—H слабее связи C—H, Si₂H₆ более реакционноспособная молекула, чем C₂H₆, т.к. связи Si—H слабее, чем связь C—H.

14. Ответ смотрите в учебнике.

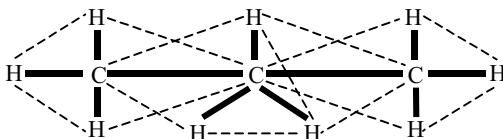
Задачи к § 20.3.

1.



2. $\angle \text{HCH} = 109,5^\circ = \angle \text{HCC}$ то же, что в метане

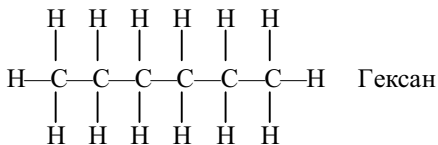
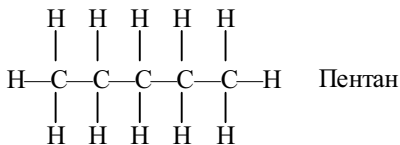
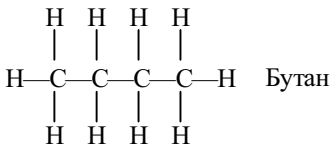
3.



4. $\angle \text{HCC} = \angle \text{HCH} = \angle \text{CCC}$ они равны

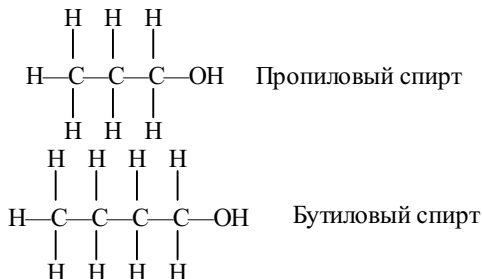
5. Ответ смотрите в учебнике.

6.



7. Ответ смотрите в учебнике.

8.



9. CH_3OH — метанол

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этанол

$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ — пропанол

$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ — бутанол

10. Спирты — органические соединения, имеющие функциональную группу OH .

Задачи к § 20.4.

1. Гомологический ряд — ряд соединений одного класса, отличающийся для данного и последующего члена на CH_2 -группу.

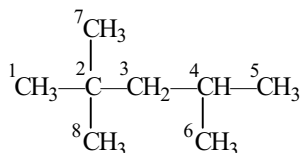
2. Алканами называют углеводороды состава $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

3. C_2H_5 — этил; C_3H_7 — пропил.

4. Углеводороды общей формулы $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ называются алканами.

5. C_6H_{14} — гексан; C_7H_{16} — гептан.

6. а)



1, 5, 6, 7, 8 — первичные атомы углерода

3 — вторичный атом углерода

4 — третичный атом углерода

2 — четвертичный атом углерода

Б) Наиболее реакционноспособен третичный атом водорода, наименее — первичные.

В) C_8H_{18} — диметилоткан

Г) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ — октан

7. Первичный — 3. Третичный — 1. Вторичный — 2. Четвертичный — 0

К первичному атому углерода присоединено три атома водорода, к вторичному — 2, к третичному — 1, к четвертичному — 0.

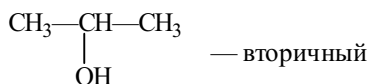
8.



Эти формулы пентана различны только на бумаге. 3 изомера

9. Пропан: $CH_3-CH_2-CH_3$

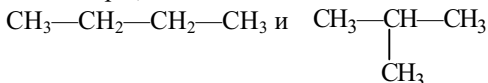
Пропанол: $CH_3-CH_2-CH_2OH$ — первичный



Задачи к § 20.5.

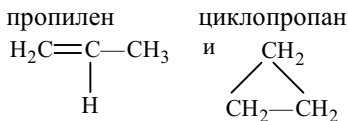
1. Изомеры C_3H_4 : $CH\equiv C-CH_3$ и $H_2C=C=CH_2$

2. Изомеры, гомологи:



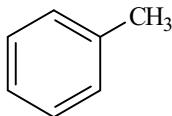
3. Ответ смотрите в учебнике.

4. Изомер пропилена — циклопропан:

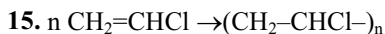
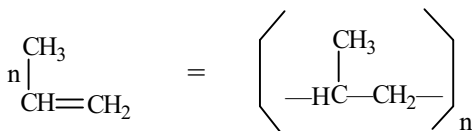


Не является

5. Алкенами называются углеводороды состава C_nH_{2n} .
6. Алкинами называются углеводороды состава C_nH_{2n-2} .
7. Аренами называются углеводороды состава C_nH_{2n-6} .
8. Толуол.



9. Цепь полиэтилена состоит из звеньев ($—CH_2—CH_2—$).
10. Молекулярную и молярную массу полиэтилена назвать нельзя. Они могут изменяться в широких пределах.
11. Реакция полимеризации — это соединение многих молекул в одну.
12. Предельными называются углеводороды, не содержащие кратных связей.
13. Полиэтилен является предельным углеводородом.
- 14.



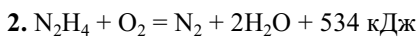
Задачи к § 20.6.

1. Углеводороды природного газа, имеющие изомеры: бутан, пентан.
2. Молекулярная масса бутана меньше молекулярной массы пентана, поэтому: $T_{\text{кип}}(C_4H_{10}) < T_{\text{кип}}(C_5H_{12})$.
3. В природном газе содержатся углеводороды ($T_{\text{кип}} < 10^\circ\text{C}$) состава C_nH_{2n+2} , где $n = 1-4$. В нефтяной жидкости ($T_{\text{пл}} < 10$; $T_{\text{кип}} > 20$) содержатся углеводороды состава C_nH_{2n+2} , где $n = 5-14$.

4. Летучесть — способность испаряться. Низкомолярные (т.к. имеют маленькую массу) лучше улетают, чем высокомолярные.

Задачи к § 20.7.

1. Теплотворная способность — оценка углеводородного топлива по количеству теплоты, выделяющейся при сгорании 1 кг топлива.



1 моль

$$1) v = m/M$$

$$M(\text{N}_2\text{H}_4) = 2 \cdot 14 + 4 = 32 \text{ г/моль}$$

$$v = 1000/32_{\text{г/моль}} = 31,25 \text{ моль}$$

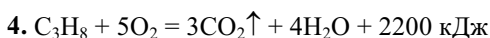
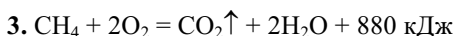
$$2) 1 \text{ моль} \rightarrow 534 \text{ кДж}$$

$$31,25 \text{ моль} \rightarrow X \text{ кДж}$$

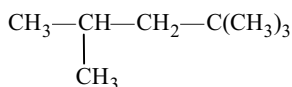
$$X = 31,25 \cdot 534/1 = 16687,5 \text{ кДж,}$$

$$\text{т.е. } Q = 16,7 \text{ МДж}$$

Ответ: $Q = 16,7 \text{ МДж}$.



5. Изомеров у октана много, предлог изо- подразумевает структуру, отличную от линейной, например:



У изооктана теплота образования отлична от теплоты образования н-октана \Rightarrow теплота сгорания разная.

6. Ответ смотрите в учебнике.

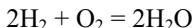
7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Жидкое топливо безопаснее газообразного, удобнее твердого.

9. В экологическом плане газообразное топливо лучше жидкого, в практическом — твердого.

10. Твердое топливо в плане безопасности лучше и жидкого, и газа.

11. Водород является чистым топливом:



Кроме воды не выделяется ничего, но реально опасен несгоревший водород (опасность взрыва).

12. Ответ смотрите в учебнике.

13. Ответ смотрите в учебнике.

14. Ответ смотрите в учебнике.

15. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 20.8.

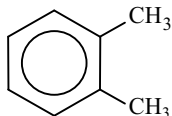
1. Нефть — это смесь углеводородов, преимущественно алканы и арены.

2. $\Pi = 3 \cdot 10^9 / 30 \cdot 60 = 10^6$ — миллион поездов

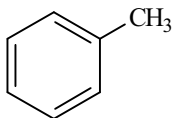
3. Нефть транспортируется с места добычи поездами или водным транспортом.

4. Ксилолы принадлежат к гомологическому ряду аренов.

Орто-ксилол.



Предшествует толуол.

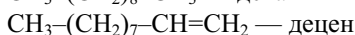
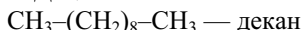


Толуол

6. Температура кипения — температура, при которой вещество начинает переход из жидкого состояния в газообразное. Чем выше давление, тем больше температура кипения.

7. Ответ смотрите в учебнике.

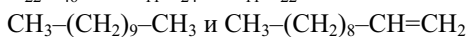
8. Децен относится к алкенам, а декан — алкан.



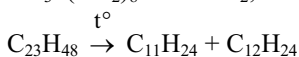
9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Декан входит в состав нефтяной фракции: лигроин.

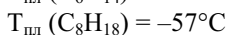
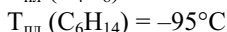
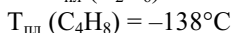
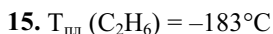
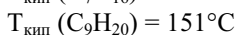
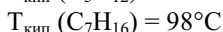
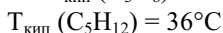
11. Уравнение крекинга докозана:



12. Уравнение крекинга трикозана:



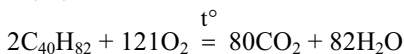
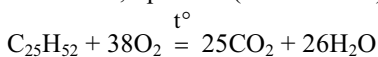
13. При крекинге нефти получается смесь предельных и непредельных углеводородов.



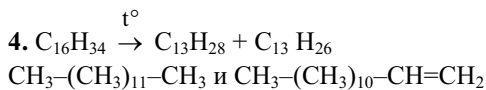
Задачи к § 20.9.

1. Парафин получают из фракции мазута.

2. Примеры реакций с участием предельных углеводородов: горение метана, пропана (в зажигалке), бензина.



3. Тепловой эффект реакций с углеводородом, содержащим большее количество углерода в молекуле, — больше.

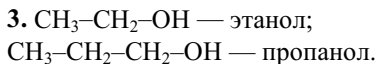


5. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 20.10.

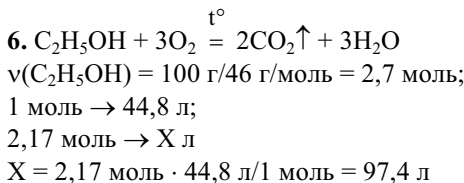
1. Функциональная группа — совокупность атомов, определяющая характерные химические свойства данного класса соединений.

2. Спирты — это производные углеводородов, имеющие гидроксильную группу.

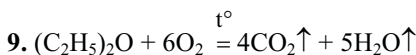
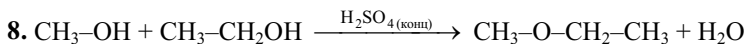
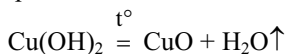


4. $-\text{OH}$ — гидроксильная группа.

5. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — углеводородный радикал с группой $-\text{OH}$; этиловый спирт.



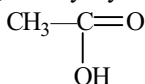
7. Дегидратация — реакция с отщеплением воды у вещества.



10. Простой эфир — продукт межмолекулярной дегидратации с участием двух одинаковых или различных спиртов.

11. Органические кислоты — производные углеводородов, содержащие ($-\text{COOH}$) карбоксильную группу.

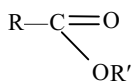
12. Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и уксусная кислота



13. $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CaCO}_3 = (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Уксусная кислота сильнее угольной, поэтому вытесняет ее из соли.

14. Сложный эфир — продукт дегидратации карбоновой кислоты и спирта:



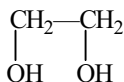
15. CH_3OH — метанол (спирт)

$(\text{CH}_3)_2\text{O}$ — диметиловый эфир (простой эфир)

Опечатка — такие вещества не существуют.

Задачи к § 20.11.

1. Этиленгликоль

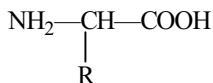


2. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ — стеариновая кислота

3. $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ — олеиновая кислота

4. Жир более калорийный.

5. Аминокислоты — органические кислоты общей формулы



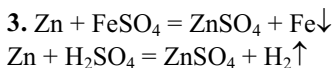
где R — это углеводородный радикал.

ГЛАВА 21

Задачи к § 21.1.

1. Реакция замещения — реакция, в которой один атом заменяется другим.

2. Ответ смотрите в учебнике.

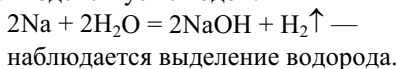


4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Ответ смотрите в учебнике.

6. Al, Zn, Fe, Sn, Pb, Cu — ряд активности.

7. Натрий нельзя использовать в реакции, потому что натрий взаимодействует с водой:



8Т. г) натрий (смотри задачу 7).

9. К, Mg, Na, Mg, Fe — данный ряд соответствует ряду активности металлов.

10. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 21.2.

1Т. Металлы при взаимодействии с неметаллами проявляют (б) восстановительные свойства.

2Т. Металлическая активность щелочных металлов сверху вниз (а) усиливается.

3. Ответ смотрите в учебнике.

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Основные способы защиты металлов от коррозии: смазка, покраска или легирующая добавка.

6. В качестве легирующих добавок к железным изделиям применяют хром, никель, олово и другие.

7. Проволока — гибкость и прочность.

Решетка — твердость, прочность.

Гвоздь — твердость, ковкость.

8. В первой группе, т.к. в ней находятся самые активные металлы.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 21.3.

1. На последнем (валентном) слое у Al находится 3 электрона.

2. Алюминий проявляет валентность — 3.

3. Его защищает оксидная пленка Al_2O_3 .

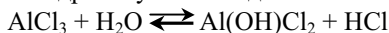
4. Алюминий используется как строительный материал из-за своей легкости. Например: посуда, самолеты, каркасы и др. (смотри рис. 21.3).

5. Ответ смотрите в учебнике.

6. Ответ смотрите в учебнике.

7. Ответ смотрите в учебнике.

8. $AlCl_3$ частично гидролизуется в воде:



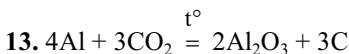
Среда кислая, поэтому метилоранж — красный.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Ответ смотрите в учебнике.

11. Ответ смотрите в учебнике.

12. Ответ смотрите в учебнике.

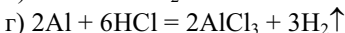
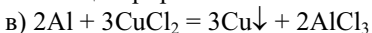


В этой реакции Al — восстановитель, а CO₂ — окислитель.

14. Ответ смотрите в учебнике.



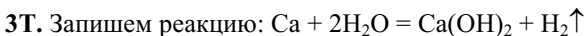
б) $Al + HNO_3$ (конц) — реакция не идет, т.к. алюминий пассивируется в концентрированных кислотах



Задачи к § 21.4.

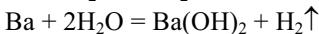
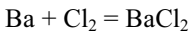
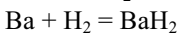
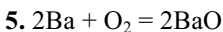
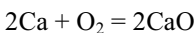
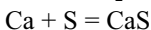
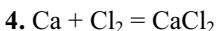
1. На последнем (валентном) слое у Ca находится 2 электрона.

2. Ca проявляет валентность — 2.

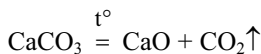


Сумма коэффициентов — 5.

Ответ (б).

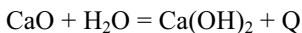


6. Реакция разложения CaCO₃ — эндотермична (т.к. на реакцию затрачивается тепло).



7. Ответ смотрите в учебнике.

8. Реакция «гашения извести» — экзотермична (т.к. тепло выделяется).



9. Фенолфталеин в растворе $\text{Ca}(\text{OH})_2$ примет малиновую окраску.

10. Ответ смотрите в учебнике.

11. Ответ смотрите в учебнике.

12. В результате поглощения CO_2 из воздуха.

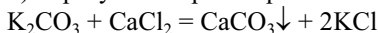
13. H_2CO_3 — угольная кислота. Она неустойчива и разлагается на H_2O и CO_2 .

14. Ответ смотрите в учебнике.

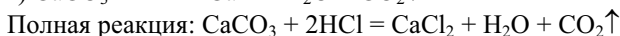
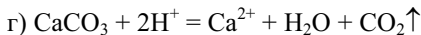
15. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{CaSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$

16Г.

б) образуется нерастворимое соединение:



17Г.



18Г.

а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — временная жесткость.

19Г.

б) CaSO_4 — постоянная жесткость.

20. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 21.5.

1. Ответ смотрите в учебнике.

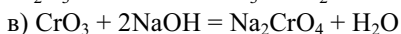
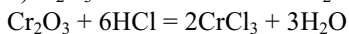
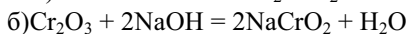
2. В 1-м периоде содержится 2 элемента, во 2-м и 3-м — по 8 элементов, в 4-м и 5-м — по 18. Число элементов определяется энергетическим уровнем.

3. Количество валентных электронов: у Cl и Mn — 7 электронов, у S и Cr — 6.

4. Ответ смотрите в учебнике.

Задачи к § 21.6.

1. Ответ смотрите в учебнике.



3.

Кислотный	Амфотерный	Основной
TiO_2	Fe_2O_3	TiO
V_2O_5	ZnO	VO
ReO_3		FeO
WO_3		CuO
Ta_2O_5		Cu_2O
OsO_4		

4. Ответ смотрите в учебнике.

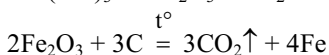
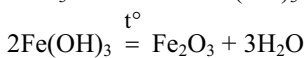
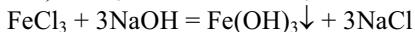
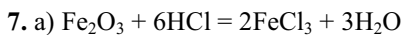
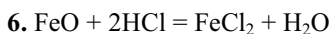
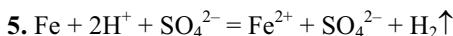
Задачи к § 21.7.

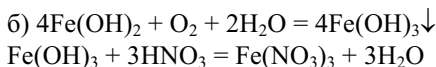
1. Ферромагнетизм — сильное проявление магнитных свойств (от «ферро» — железный).

2. Ответ смотрите в учебнике.

3. Ответ смотрите в учебнике.

4. Ответ смотрите в учебнике.





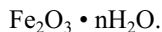
8. Происходит частичный гидролиз FeCl_3
$$\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)Cl}_2 + \text{HCl}$$

Реакция кислая, т.е. окраска — красная.

9. Ответ смотрите в учебнике.

10. Ответ смотрите в учебнике.

11. Общую формулу ржавчины можно представить так:



Ржавчина имеет бурый цвет.

12. Железные изделия можно защитить от коррозии с помощью смазки, краски и легирующих металлов.

Задачи к § 21.8.

1. Ответ смотрите в учебнике.

2. Ответ смотрите в учебнике.

3. Ответ смотрите в учебнике.

4. Ответ смотрите в учебнике.

5. Ответ смотрите в учебнике.

6. Шлак — CaSiO_3 .

7. $t_{\text{пл}}(\text{Fe}) = 1540^\circ\text{C}$.

8. Ответ смотрите в учебнике.

9. Ответ смотрите в учебнике.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Практическое занятие № 1.

Решение экспериментальных задач по теме «Реакции в растворах электролитов»

1.

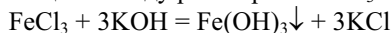
а) Проведем реакцию между растворами K_2CO_3 и HNO_3 . Для этого сольем данные растворы.



Сильная кислота HNO_3 вытесняет неустойчивую и слабую кислоту H_2CO_3 , которая затем разлагается с выделением углекислого газа (появляются пузырьки).

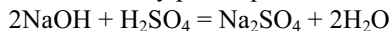


б) Проведем реакцию между растворами $FeCl_3$ и KOH .



После сливания растворов выпадает бурый студенистый осадок. В данной реакции сильное основание KOH вытесняет слабое и плохо растворимое — $Fe(OH)_3$.

в) Проведем реакцию между растворами $NaOH$ и H_2SO_4 .



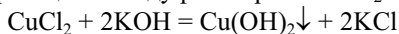
В этой реакции происходит взаимодействие между кислотой и основанием, т.е. идет процесс нейтрализации. Видимых изменений нет.

г) Проведем реакцию между раствором HCl и кусочком мела или мрамора ($CaCO_3$).



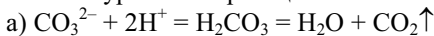
При попадании $CaCO_3$ в раствор HCl начинается выделение углекислого газа. Видны выделяющиеся пузырьки.

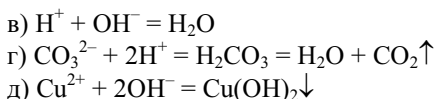
д) Проведем реакцию между растворами $CuCl_2$ и KOH .



При сливании растворов выпадает голубой студенистый осадок. Более сильное основание KOH вытесняет слабое и плохо растворимое $Cu(OH)_2$.

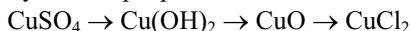
Ионные уравнения реакций:



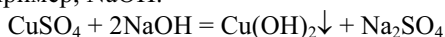


2.

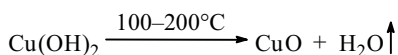
Проведем следующие превращения:



Для получения из раствора CuSO_4 нерастворимого $\text{Cu}(\text{OH})_2$ необходимо его вытеснить с помощью какого-нибудь растворимого основания, например, NaOH .

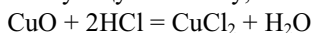


Для того, чтобы получить CuO , разложим гидроксид меди нагреванием.



Вода выделяется в виде пара.

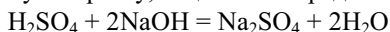
Для получения из основного оксида (CuO) соли (CuCl_2) необходимо добавить соответствующую кислоту, т.е. HCl .



3.

Реакция нейтрализации — это реакция между кислотой и основанием, например, растворы серной кислоты (H_2SO_4) и гидроксида натрия (NaOH).

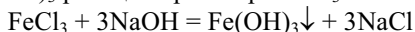
Добавим лакмус сначала к исходным растворам. В кислой среде лакмус имеет красную окраску, в щелочной среде — синюю окраску.



В нейтральной среде лакмус окраску не меняет.

4.

Получим $\text{Fe}(\text{OH})_3$ реакцией раствора FeCl_3 с NaOH .



Выпадает бурый студенистый осадок гидроксида железа. Для его отделения профильтруем смесь. Также в реакции можно использовать раствор KOH .

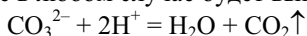
5.

Возможное газообразное вещество — это углекислый газ. Его можно получить из K_2CO_3 и CaCO_3 . Запишем уравнение реакции.



Вместо HCl можно взять любую из предложенных кислот.

Ионное уравнение в любом случае будет выглядеть так:

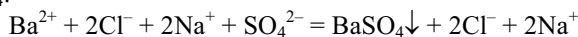


6.

Проведем несколько реакций:

а) Вещества должны содержать ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} . Возможные реагенты: H_2SO_4 ; Na_2SO_4 ; CuSO_4 ; BaCl_2 . Все три реакции аналогичны.

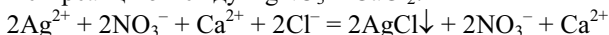
Запишем полное ионное уравнение реакции для растворов BaCl_2 и Na_2SO_4 :



В реакции образуется осадок сульфата бария.

б) Вещества содержат ионы Ag^+ и Cl^- : HCl ; BaCl_2 ; CuCl_2 ; CaCl_2 ; FeCl_2 ; FeCl_3 ; AgNO_3 .

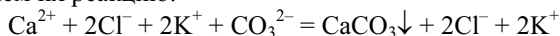
Запишем реакцию между AgNO_3 и CaCl_2 :



Образуется белый осадок AgCl .

в) Вещества содержат ионы Ca^{2+} и CO_3^{2-} : K_2CO_3 ; CaCl_2 .

Запишем их реакцию:



Выпадает белый осадок CaCO_3 .

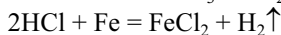
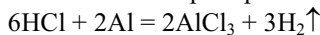
Практическое занятие № 2.

Изучение влияния условий

на скорость химических реакций

1.

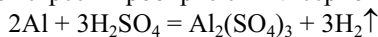
Водород выделяется активнее в пробирке с алюминием.



Вывод: чем активнее металл, тем быстрее идет реакция.

2.

Реакция идет быстрее в пробирке с 2 мл серной кислоты.



Вывод: чем больше концентрация, тем больше скорость реакции.

3.

Быстрее идет реакция в нагретой пробирке.

Вывод: с увеличением температуры реакция идет быстрее.

4.

С мраморной крошкой реакция идет быстрее, т.е. закончится раньше:



Вывод: чем больше поверхность соприкосновения реагирующих веществ, тем выше скорость реакции.

5.

В пробирке, в которую добавили CuSO_4 , реакция идет быстрее, т.к. образующаяся из медного купороса медь играет роль катализатора.

Вещества, увеличивающие скорость реакции, но сами в реакцию не вступающие, называются катализаторами.

6.

Условия, влияющие на скорость реакции:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагирующих веществ;
- температура, при которой протекает реакция;
- поверхность соприкосновения реагирующих веществ;
- вещества, ускоряющие реакцию, — катализаторы.

Практическое занятие № 3.

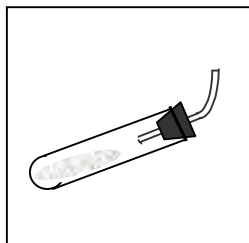
Получение аммиака и изучение его свойств.

Ознакомление со свойствами водного раствора аммиака

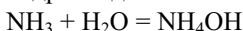
Получение аммиака:

Правильное положение пробирки под б).

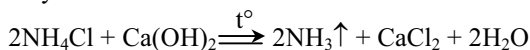
Во-первых, NH_3 легче, чем воздух, он будет подниматься вверх, поэтому газоотводная трубка должна также быть направлена вверх. Во-вторых, мы будем нагревать вещество в пробирке, поэтому оно не должно соприкасаться с пробиркой, которая от огня может расплавиться.



Пробирки должны быть сухими, т.к. аммиак реагирует с водой и в результате образуется гидроксид аммония.



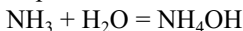
Реакция получения аммиака:



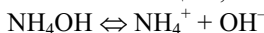
Изучение свойств аммиака:

1.

Аммиак хорошо растворяется в воде:

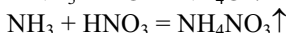
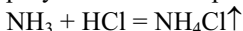


Из-за растворения аммиака в пробирке уменьшается давление, что приводит к всасыванию воды в пробирку. Полученный раствор с фенолфталеином дает малиновый цвет, поскольку NH_4OH^- основание:

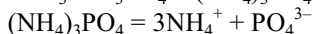
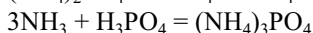
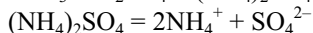
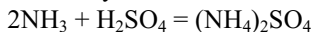


2.

В пробирке с NH_3 образуется белый пар:

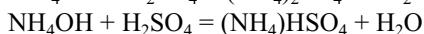
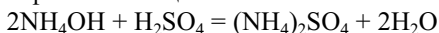


С серной и фосфорной кислотой опыт не получается потому, что $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ не летучи.



3.

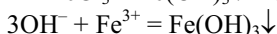
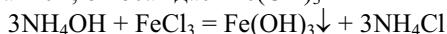
Раствор обесцвечивается, поскольку серная кислота нейтрализует аммиак, т.е. среда становится нейтральной. В нейтральной и кислой среде фенолфталеин бесцветный.



С избытком H_2SO_4 образуется кислая соль.

4.

Выпадает бурый студенистый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Раствор аммиака является основанием, он осаждает $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

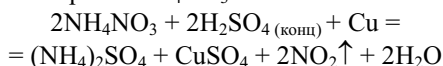


Практическое занятие № 4. Распознавание минеральных удобрений

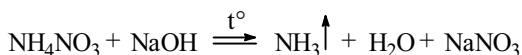
Выполняя работу, ориентируйтесь на таблицу, приведенную на стр. 233 в учебнике. Полученные результаты удобно записать в подобную таблицу. Приведем формулы наиболее распространенных удобрений и их реакции.

1.

Аммиачная селитра — NH_4NO_3



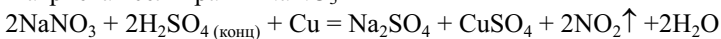
Выделяется бурый газ. Медь растворяется.



Ощущается запах аммиака.

2.

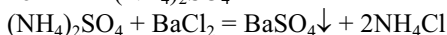
Натриевая селитра — NaNO_3



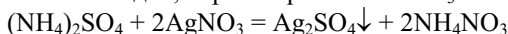
Медь растворяется. Выделяется бурый газ с резким запахом.

3.

Сульфат аммония — $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$



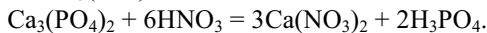
Выпадает белый осадок, нерастворимый в HNO_3 .



Небольшое помутнение раствора, т.к. Ag_2SO_4 — малорастворимое вещество.

4.

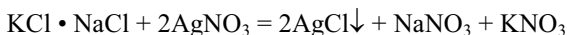
Фосфорит — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.



Фосфорит нерастворим в воде, но растворим в азотной кислоте.

5.

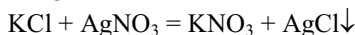
Сильвинит — $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$



Выпадает белый осадок.

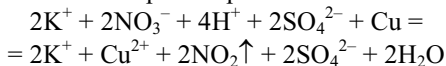
6.

Калиевая соль — KCl

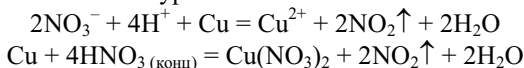


Выпадает белый осадок.

Реакция калийной селитры с серной кислотой и медью:



Сокращенное ионное уравнение:



Практическое занятие № 5.

Получение CO₂ и изучение его свойств.

Распознавание карбонатов

1.

Мрамор имеет упрощенную химическую формулу — CaCO₃.

Напишем его уравнение реакции с раствором HCl:



Картонным кружком стакан прикрывают для того, чтобы не улетучивался углекислый газ.

2.

При внесении в стакан с углекислым газом спичка тухнет, т.к. углекислый газ не поддерживает горения. Углекислый газ можно переливать из одного стакан в другой, т.к. он тяжелее воздуха и оседает на дне.

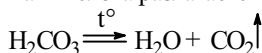
Физические свойства.

CO₂ — бесцветный газ, растворимый в воде, тяжелее воздуха, при температуре –78°С переходит в твердое состояние («сухой лед») минуя жидкую фазу. Является кислотным оксидом, при растворении в воде образует неустойчивую угольную кислоту.



Лакмус окрасился в красный цвет, т.к. в воде после пропускания CO₂ образуется угольная кислота.

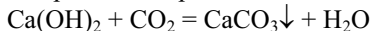
При нагревании угольная кислота разлагается обратно на CO₂ и H₂O.



CO₂ улетает, лакмус принимает первоначальный цвет.

3.

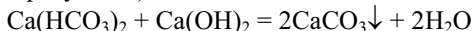
Наблюдается помутнение раствора, на практике это используется при побелке стен. Происходит реакция:



Избыток CO_2 растворяет карбонат кальция. Образуется кислая соль.



При добавлении известковой воды опять образуется карбонат кальция (раствор мутнеет):



При нагревании гидрокарбонат разлагается:



Выводы:

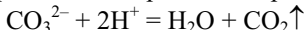
а) карбонаты можно перевести в гидрокарбонаты, пропуская через них углекислый газ;

б) гидрокарбонаты можно перевести в карбонаты нагреванием или добавлением известковой воды.

4.

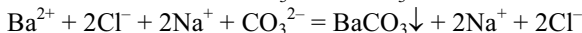
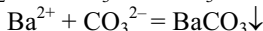
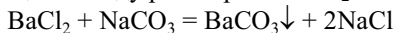
Упрощенная химическая формула известняка — CaCO_3 .

Известняк можно определить добавлением кислоты (HCl), будет выделяться газ, который не поддерживает горение.



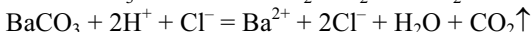
5.

Проведем реакцию между растворами BaCl_2 и NaCO_3



Образуется белый осадок.

Докажем, что осадок содержит анионы CO_3^{2-} . Для этого прильем кислоту, например, HCl .



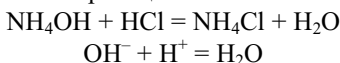
Выделяется газ, который не поддерживает горение.

Практическое занятие № 6.
Решение экспериментальных задач по теме
«Азот и фосфор»

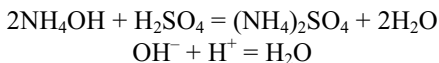
1.

Реакция нейтрализации — это реакция между кислотой и основанием. Следовательно, нам надо выбрать определенные кислоту и основание, при взаимодействии которых получается необходимое вещество.

а) Возьмем гидроксид аммония (NH_4OH) и соляную кислоту (HCl). Запишем уравнение реакции.

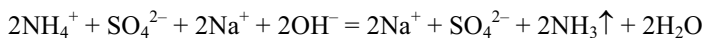
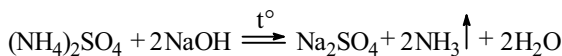


б) Возьмем гидроксид аммония (NH_4OH) и серную кислоту (H_2SO_4).



2.

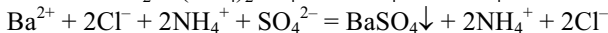
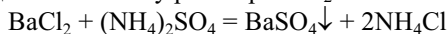
Для определения $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ сначала докажем, что выбранное вещество содержит катионы аммония (NH_4^+). Добавим к веществу раствор NaOH и нагреем смесь.



Если появился запах аммиака, значит, вещество содержало NH_4^+ .

Теперь докажем, что вещество содержит SO_4^{2-} .

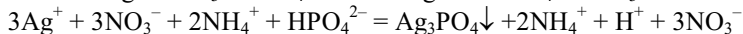
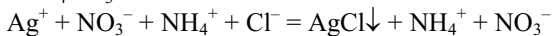
Для этого добавим к нему раствор BaCl_2 .



Если выпадет белый осадок, то вещество содержит SO_4^{2-} . Следовательно, это $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

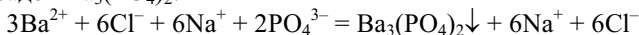
3.

К каждой пробирке приливаем 1% раствор AgNO_3 . Пробирка с NH_4Cl даст белый осадок AgCl , с $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — желтый осадок Ag_3PO_4 , а с NH_4NO_3 — останется без изменений:



4.

Последовательно приливаем раствор из одной пробирки к растворам 2 других. Есть 2 варианта: выпадает белый осадок или растворы в 2 пробирках не изменятся. В 1-ом случае соляная кислота в той пробирке, в которой осадок не выпал, во втором — соляная кислота — в той пробирке, которую мы доливали к двум другим. Белый осадок $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$:



Чтобы проводимые реакции были наглядней, можно составить 2 таблички.

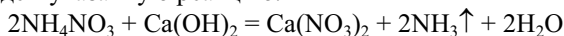
	BaCl_2	Na_3PO_4	HCl
BaCl_2	—	осадок белый	—
Na_3PO_4	белый осадок	—	—
HCl	—	—	—

	№ 4	№ 5	№ 6
№ 4	—	—	—
№ 5	—	—	—
№ 6	—	—	—

Тогда та пробирка, с которой ничего не прореагировало, и содержит HCl .

5.

Проведем указанную реакцию.

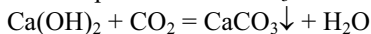


Их нельзя смешивать, т.к. в результате взаимодействия выделяется аммиак.

Практическое занятие № 7.

Качественное определение углерода и водорода в органических веществах

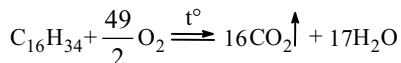
а) Стакан запотел потому, что при горении газа (спирта) выделяются CO_2 и вода (пар). Пар конденсируется на холодных стенках стакана, и он запотеваает. В случае с гидроксидом кальция белые пятна появляются из-за образования CaCO_3 .



Из опыта следует, что в сгоревшем веществе есть углерод и водород.

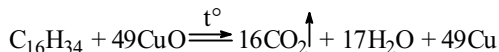
б) Эксперимент проводится аналогично опыту а).

Уравнение реакции горения парафина:



Для обнаружения свободного углерода в пламени свечи нужно поддержать чистое стекло над пламенем. Стекло постепенно закоптится. Это и есть свободный углерод.

в) Уравнение реакции:



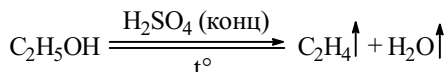
Известковая вода побелеет, вследствие образования нерастворимого карбоната, CuSO_4 посинеет из-за образования кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Практическое занятие № 8.

Получение этилена и изучение его свойств

Получение этилена.

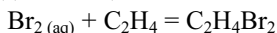
Концентрированная серная кислота обладает свойством отбирать воду у других веществ. Это свойство использовано для получения этилена.



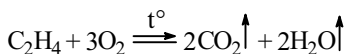
Вода частично конденсируется на стенках пробирки и скатывается обратно в раствор. Этилен уходит по газообразной трубке.

Свойства этилена:

При пробулькивании этилена через раствор бромной воды и перманганата происходит обесцвечивание.



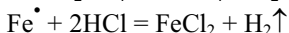
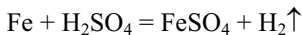
Этилен горит желтым пламенем, при внесении фарфоровой чашки она чернеет, из-за неполного сгорания этилена образуется свободный углерод — сажа черного цвета. При вдувании воздуха в пламя этилена происходит полное сгорание этилена, и пламя из желтого становится синим.



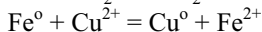
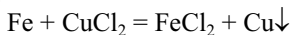
Практическое занятие № 9. Изучение свойств Fe и его соединений

1.

Наблюдается выделение газа. Этот газ — водород, который образуется при реакции:

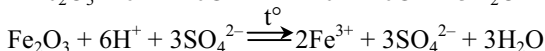
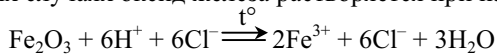


Гвоздь, внесенный в CuCl_2 , покрывается медью вследствие электрохимической реакции.



2.

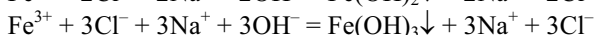
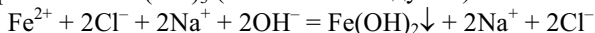
В обоих случаях оксид железа растворяется при нагревании:



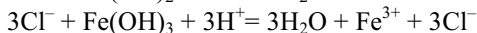
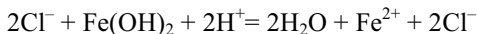
3.

В обеих пробирках образуются студенистые осадки.

Осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурый, а $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — белый, но быстро буреет из-за образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (окисляется воздухом):

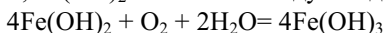


При добавлении соляной кислоты к гидроксиду железа(II) гидроксид растворяется, при добавлении гидроксида натрия — нет. В случае $\text{Fe}(\text{OH})_3$ гидроксид растворяется как при добавлении NaOH , так и HCl :



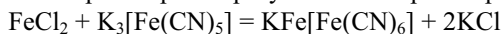
4.

Осадок побурел, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ окислился воздухом до $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



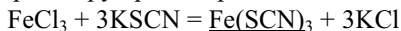
5.

После сливания растворов образуется синий раствор.



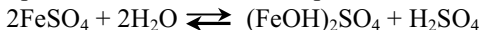
Образовавшийся комплекс называется турнбуллева синь.

При сливании растворов FeCl_3 и KSCN образуется ярко-красный раствор. Окраску раствору придает роданид железа(III) — $\text{Fe}(\text{SCN})_3$



6.

В растворе происходит частичный гидролиз вещества.



Из уравнения реакции видно, что в результате гидролиза образуется кислота, т.е. раствор соли имеет кислую реакцию среды. Поэтому лакмус в растворе FeSO_4 красный.

Практическое занятие № 10. Решение экспериментальных задач по разделу «Металлы»

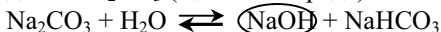
1.

I-ый набор (№ 1, 2, 3)

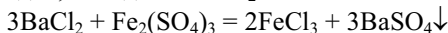
Вещества:



Приливаем раствор лакмуса к каждой пробирке, там, где лакмус посинеет, находится Na_2CO_3 (щелочная среда):



К двум оставшимся пробиркам добавляем $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, там, где выпадет белый осадок, находится BaCl_2 :



В оставшейся пробирке находится, следовательно, MgCl_2 .

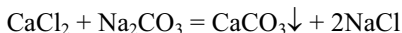
II-ой набор (№ 4, 5, 6)

Вещества:



Лакмусом определяем Na_2CO_3 , как в первом наборе.

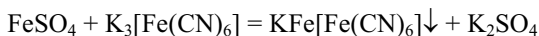
К двум оставшимся пробиркам добавляем раствор карбоната натрия, пробирка, в которой вода помутнеет, содержит CaCl_2 , оставшаяся пробирка с KCl :



III-ий набор (№ 7, 8, 9)

Вещества: AlCl_3 ; BaCl_2 ; FeSO_4

К каждой пробирке добавим раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтой кровяной соли), раствор окрасится в синий цвет — там FeSO_4 .



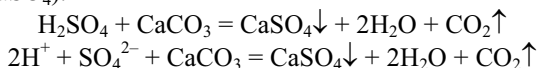
К двум оставшимся пробиркам приливаем лакмус, там, где лакмус покраснеет, содержится AlCl_3 (кислая среда):



2.

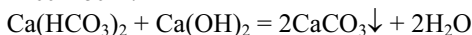
Сначала растворим порошки в воде, из 3-х порошков растворится только сода.

К оставшимся двум порошкам прильем раствор H_2SO_4 : выделение пузырьков газа указывает на CaCO_3 (мел), оставшееся вещество — гипс (CaSO_4).

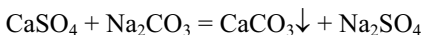


3.

Временная жесткость:

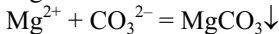
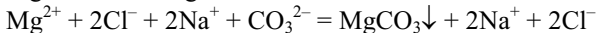
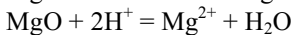
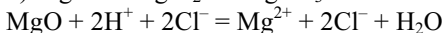
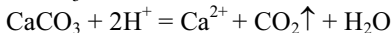
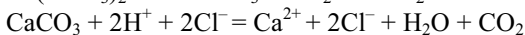
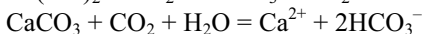
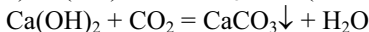
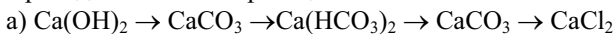


Устранение постоянной жесткости:



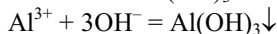
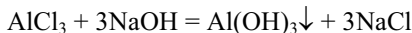
4.

Проведем несколько реакций:

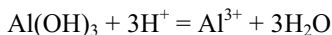
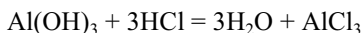


5.

Получим $\text{Al}(\text{OH})_3$. Для этого проведем реакцию между растворами AlCl_3 и NaOH .

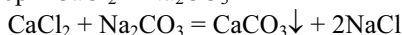


Если аккуратно приливать щелочь, то выпадет белый студенистый осадок гидроксида. Полученный осадок разольем на 2 пробирки. К одной добавим HCl, к другой избыток NaOH. В обоих случаях осадок растворится. Следовательно, $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид.

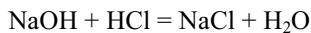


6.

Сольем растворы CaCl_2 и Na_2CO_3

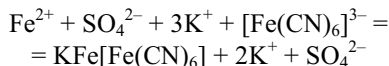


Сольем растворы NaOH и HCl



7.

Приливаем $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ к FeSO_4 , образуется характерный синий раствор

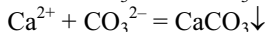
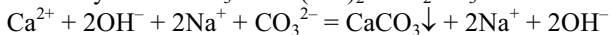


К раствору $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ приливаем KSCN, получаем красный раствор:

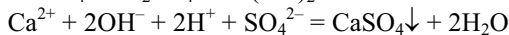


8.

Сначала получим CaCO_3 из $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и Na_2CO_3

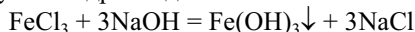


Получим CaSO_4 из H_2SO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

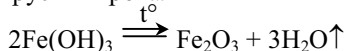


9.

Сначала получим гидроксид железа:

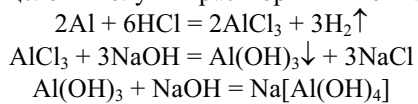


Осадок отфильтруем и прокалим:



10.

Алюминий растворим в кислоте, затем осадим его гидроксид, затем с избытком щелочи получим растворимый комплекс.



ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Опыт № 1.

Исследование веществ на электрическую проводимость

1.

Сначала исследуем на электропроводность кристаллический NaCl. Если поднести сухие электроды прибора к сухой соли, то мы увидим, что твердый NaCl не проводит ток (лампочка не загорается).

Проверим электропроводность дистиллированной воды. Оказывается, что чистая вода также не проводит ток.

Теперь растворим кристаллик соли в дистиллированной воде и внесем в полученный раствор электроды прибора. Мы увидим, что лампочка ярко загорелась, т.е. раствор NaCl проводит ток.

Электрический ток проводят только те вещества, которые содержат свободные ионы (например, растворы). Вода ионов практически не содержит, а в кристаллическом NaCl все ионы связаны, поэтому ток он не проводит. В растворе же происходит диссоциация молекул на ионы, поэтому раствор проводит ток, т.е. является электролитом.

2.

Во всех трех стаканах проходит электрический ток (наблюдается горение лампочки), т.е. все три раствора являются электролитами. В растворах содержатся свободные ионы, образованные за счет диссоциации молекул в воде, благодаря им возникает электропроводность.

Опыт № 2.

Изучение движения ионов в электрическом поле

1.

Смоченный в щелочи конец нитки окрасится в малиновый цвет за счет фенолфталеина. Со временем окрашенная часть нити будет увеличиваться, и постепенно она станет малиновой вся. Это явление

происходит из-за перемещения гидроксо-анионов OH^- вдоль нити под действием электрического тока. Отрицательно заряженные ионы притягиваются к положительному электроду, т.е. OH^- перемещается от катода (« \leftarrow ») к аноду (« \rightarrow »).

2.

Проведем аналогичный опыт с раствором CuSO_4 .

Голубая окраска перемещается от анода (« \rightarrow ») к катоду (« \leftarrow »). Она возникает за счет Cu^{2+} , который притягивается к отрицательному электроду.

Вывод: цвет фенолфталеина изменяют ионы OH^- , раствор CuSO_4 в голубой цвет окрашивают ионы Cu^{2+} .

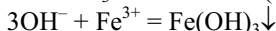
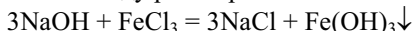
Опыт № 3.

Проведение реакции обмена в растворах электролитов

1.

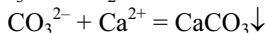
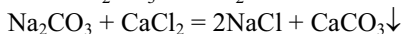
Проведем несколько реакций.

а) Взаимодействие между растворами NaOH и FeCl_3



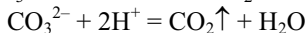
Наблюдается выпадение бурого студенистого осадка. Реакция проходит в обычных условиях. (При добавлении избытка NaOH осадок может раствориться.)

б) Взаимодействие Na_2CO_3 с CaCl_2



Выпадает белый осадок. Реакция идет в обычных условиях.

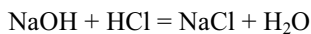
в) Взаимодействие между растворами K_2CO_3 и HCl .



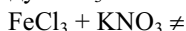
Выделяется газ (при обычных условиях). При нагревании пробирки выделение происходит более бурно.

г) Взаимодействие между NaOH и HCl (с фенолфталеином).

Раствор NaOH за счет фенолфталеина имеет малиновую окраску. После реакции с HCl малиновая окраска пропадает, раствор становится прозрачным.



д) Взаимодействие между FeCl_3 и KNO_3



Реакция не идет ни при каких условиях, т.к. при взаимодействии не образуются газ, осадок или вода.

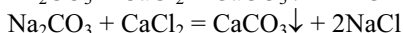
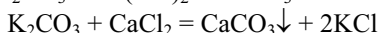
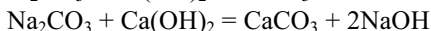
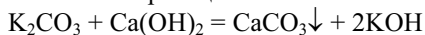
Вывод: реакции осаждения, образования воды или газа в растворе идут без каких-либо дополнительных условий, при комнатной температуре.

2.

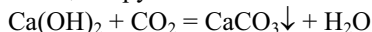
Перечислим все реактивы: растворы NaOH ; Ca(OH)_2 ; HCl ; Na_2CO_3 ; K_2CO_3 ; CaCl_2 ; FeCl_3 ; KNO_3 ; фенолфталеин.

Нам нужно получить CaCO_3 . Для этого подойдут: K_2CO_3 , Na_2CO_3 и Ca(OH)_2 , CaCl_2 .

Запишем все возможные реакции.



Также можно получить CaCO_3 , продувая через раствор Ca(OH)_2 углекислый газ с помощью трубочки.



Опыт № 4.

Ознакомление с образцами серы и ее природными соединениями

1.

Физические свойства серы.

Сера является твердым веществом, не растворимым в воде (при попытке растворения всплывает на поверхность), растворима в некоторых органических веществах, имеет желтый цвет, без запаха, легко плавится, имеет несколько модификаций.

2.

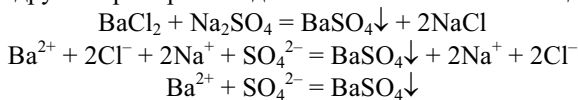
Опишем природные модификации серы.

Название	Формула	Физические свойства		
		агрегатное состояние	цвет	твердость
серный колчедан	FeS ₂	твердый	светло-желтый	хрупкий
цинковая обманка	ZnS	твердый	белый	твердый
свинцовый блеск	PbS	твердый	черный	хрупкий
медный колчедан	FeCuS ₂	твердый	черный	хрупкий
ангидрит	CaSO ₄	твердый	белый	хрупкий
гипс	CaSO ₄ • 0,5H ₂ O	твердый	белый	твердый
мирабилит	Na ₂ SO ₄ • 10H ₂ O	твердый	белый	твердый

Опыт № 5. Распознавание сульфатов

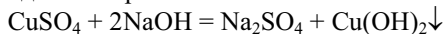
1.

Наблюдается появление белого осадка в пробирке с сульфатом натрия. В других пробирках видимых изменений не наблюдается.



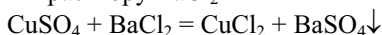
2.

Для определения CuSO₄ надо убедиться, что выданные кристаллы содержат Cu²⁺ и SO₄²⁻. Для этого сначала добавим немного NaOH к раствору из выданных кристаллов.



Выпал синий осадок, т.е. исходный раствор содержал Cu²⁺.

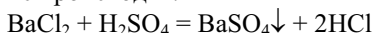
Теперь добавим к раствору BaCl₂



Образовался белый осадок, т.е. раствор содержал SO₄²⁻. Следовательно, исходное вещество содержит CuSO₄.

3.

В пробирке с серной кислотой выпадет белый осадок. В других пробирках ничего не происходит.



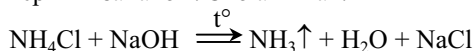
Вывод: сульфат-ионы распознаются с помощью растворимых солей бария.

Опыт № 6.

Взаимодействие солей аммония со щелочами

1.

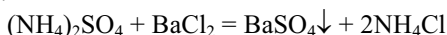
При сливании растворов NH_4Cl и NaOH видимых изменений не происходит. Нагреваем полученную смесь почти до кипения (не забывайте о технике безопасности). Подносим к пробирке смоченную водой бумажку лакмуса, лакмус синееет. Из пробирки выделяется газ с резким характерным запахом. Это аммиак.



2.

Для определения $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ нужно отдельно определить ионы NH_4^+ и SO_4^{2-} .

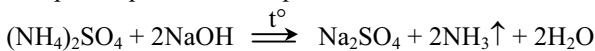
Сульфат-ион определяется с помощью катиона Ba^{2+} (например, раствор BaCl_2).



Выпадает белый осадок.

Ион аммония определяется аналогично предыдущему опыту.

Добавляем раствор NaOH и нагреваем.



Выделяющийся газ имеет резкий характерный запах, а также изменяет окраску лакмуса.

Вывод: реакции солей аммония со щелочами могут быть использованы в лаборатории для получения аммиака.

Опыт № 7.

Ознакомление с азотными удобрениями

1.

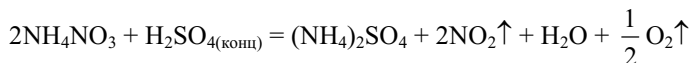
Составим предложенную таблицу

Название удобрения	Химическая формула	Внешний вид, цвет	Растворимость в воде
аммиачная селитра	NH_4NO_3	белые кристаллы	хорошая
натриевая селитра	NaNO_3	белые кристаллы	хорошая
сульфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	белые кристаллы	хорошая
мочевина	$\text{O}=\text{C}\begin{matrix} \text{NH}_2 \\ \text{NH}_2 \end{matrix}$	белые кристаллы	малая растворимость в воде

2.

Часть опилок в опыте растворяется, слышно шипение, появляется бурое облачко, пробирка заметно нагревается.

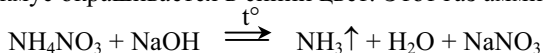
Данная реакция подтверждает наличие NO_3^- .



Аналогичная реакция будет проходить с натриевой селитрой (NaNO_3).

3.

При нагревании начинает выделяться газ с резким характерным запахом. Лакмус окрашивается в синий цвет. Этот газ аммиак.



Опыт № 8.

Ознакомление с фосфорными удобрениями

1.

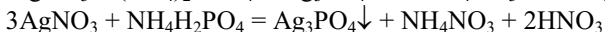
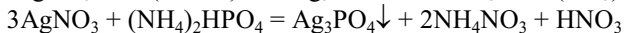
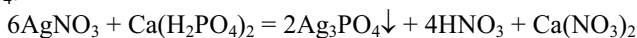
Составим предложенную таблицу.

Название удобрения	Химическая формула	Внешний вид, цвет	Растворимость в воде
двойной суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	белый порошок	хорошая
фосфоритная мука	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	белый порошок	очень плохая
аммофос	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	белые кристаллы	хорошая

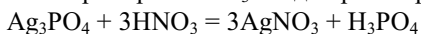
Название удобрения	Химическая формула	Внешний вид, цвет	Растворимость в воде
преципитат	CaHPO_4	белый порошок	средняя
простой суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$	белый порошок	средняя

2.

При добавлении к обоим растворам выпадает желтый осадок Ag_3PO_4 :



При добавлении в пробирки HNO_3 осадки растворяются



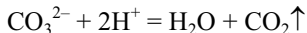
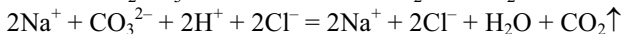
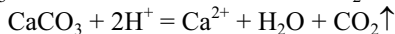
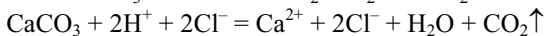
Более сильная кислота вытесняет более слабую.

Опыт № 9.

Ознакомление со свойствами карбонатов и гидрокарбонатов

1.

При добавлении HCl выделяется бесцветный газ. Спички в пробирках потухли, т.е. газ не поддерживает горение. Этот газ — углекислый.



Вывод: для обнаружения иона CO_3^{2-} может быть использована кислота более сильная, чем угольная.

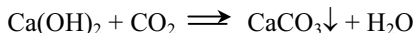
2.

Проведем несколько опытов:



Выпадает белый осадок.

б) При нагревании NaHCO_3 оплывает и уменьшается в объеме. Выделяется вода, пары которой конденсируются на стенках пробирки. Газ через газоотводную трубку поступает во вторую пробирку и пробулькивается через раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Раствор мутнеет — выпадает белый осадок.

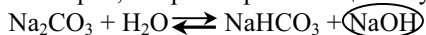


Трубочку вытаскивают из воды, а только потом прекращают нагревание, т.к. при охлаждении вода может засосаться в пробирку с NaHCO_3 (вследствие уменьшения давления в пробирке с NaHCO_3).

Вывод: карбонаты можно получить, прокаливая гидрокарбонаты.

3.

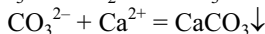
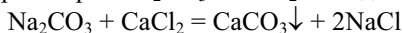
В учебнике допущена ошибка: по всей видимости, в первую пробирку налили 1 мл раствора Na_2CO_3 , в другую поместили кусок мела (CaCO_3) и долили 1 мл воды. Добавили в обе пробирки по 2—3 капли фенолфталеина. В пробирке с раствором Na_2CO_3 фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет. В растворе происходит частичный гидролиз карбоната натрия, т.е. раствор имеет щелочную среду.



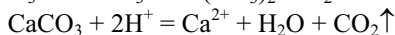
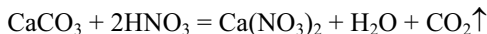
Мел плохо растворяется, и в пробирке ничего не происходит.

4.

При реакции растворов Na_2CO_3 и CaCl_2 выпадает белый осадок.



При добавлении раствора HNO_3 осадок растворяется. Выделяется газ.



Опыт № 10.

Ознакомление с природными силикатами

1.

Кварц используется для высококачественного термостойкого стекла и при различных химических синтезах. Полудрагоценный камень яшма используется в качестве поделочного. Кремний используется в полупроводниковой технике. Песок используется в производстве стекла и в строительстве.

2.

Составим предложенную таблицу

Название силиката	Состав	Свойства	Применение
метасиликат натрия	Na_2SiO_3	белый цвет, мягче стекла	делают клей и стекла
метасиликат калия	K_2SiO_3	белый цвет, мягче стекла	делают клей и стекла
ортосиликат натрия	Na_4SiO_4	белый цвет, мягче стекла	делают клей и стекла
гранит	смесь кварца, полевого шпата и слюд (SiO_2 : 70%)	зернистый	отделка, строительные материалы
полевого шпат	$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$	белый	составной компонент гранита
каолин	$\text{Al}_4(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_8$	белый	изделия из глины
слюда	$\text{KH}_2\text{Al}_3(\text{SiO}_4)_3$	хрупкая	составной компонент гранита
асбест	$\text{Mg}_6\text{Si}_4\text{O}_{11}(\text{OH})_6$	белый огнеупорный	огнеупорные материалы
тальк	$\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$	белый огнеупорный	огнеупорные материалы

Опыт № 11.

Ознакомление с видами стекла

Название	Сырье для получения	Применение
оконное	$\text{SiO}_2, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{CaCO}_3$ добавки: $\text{MgO}, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{B}_2\text{O}_3$	окна
лабораторное	$\text{SiO}_2, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{CaCO}_3$ добавки: $\text{MgO}, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{B}_2\text{O}_3, \text{Al}_2\text{O}_3$	лабораторная посуда
кварцевое	$\text{SiO}_2, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{CaCO}_3$ добавки: $\text{BaO}, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{B}_2\text{O}_3$,	высококачественная лабораторная посуда (нагревание и т.д.)

Опыт № 12. Изготовление моделей молекул органических соединений

А. 1, 2, 3.

Потому, что этот угол ($109^{\circ}28'$) наиболее выгоден для молекулы, получается симметричная структура: атомы и равно отдалены друг от друга и находятся на одинаковом расстоянии от атома С. Атомы водорода образуют тетраэдр, причем атом С расположен в центре.

4. Пространственное строение не изменилось.

5.

Общее: углы между связями одинаковы для разных молекул ($109^{\circ}28'$). Зигзагообразное строение углеродной связи объясняется углом ($109^{\circ}28'$) и способностью свободно вращаться. Пространственные изомеры нельзя выделить потому, что углеводородные радикалы вращаются свободно относительно друг друга.

6. Размер валентных углов сохраняется.

7, 8.

У дихлорметана изомеров нет. У дихлорэтана — 2 изомера:

$\text{ClCH}_2\text{—CH}_2\text{Cl}$ — 1,2-дихлорэтан;

$\text{Cl}_2\text{CH—CH}_3$ — 1,1-дихлорэтан.

В. 1. Метиламин является производным CH_4 и NH_3 .

2.

Производное аммиака: два атома Н замещены двумя радикальными группами — CH_3 .

Опыт № 13. Перегонка нефти

Сравним свойства первичного и вторичного конденсаторов

Первичный конденсатор	Вторичный конденсатор
легкоподвижный	вязкий
острый запах, напоминающий керосин	тяжелый запах мазута
время высыхания 10 секунд	время высыхания 49 секунд

Опыт № 14. Нефть и продукты ее переработки

Заполним таблицу:

Светлые нефтепродукты		Темные нефтепродукты	
Название	Применение	Название	Применение
Бензин	двигатели автомобилей	Газойль	топливо для ТЭС
Керосин	авиационное топливо	Смазочные вещества	смазка

Продукты переработки каменного угля

Твердые продукты		Жидкие продукты		Газообразные продукты	
название	где используется	название	где используется	название	где используется
кокс	металлургия	смола	химический синтез	светильный газ	обогрев
				аммиак	химическая промышленность

Опыт № 15. Ознакомление с металлами

Рассмотрим: Al, Cu, Fe, Zn.

а) Общие свойства: высокая тепло- и электропроводимость, металлический блеск.

б) Cu — красный цвет, достаточно инертная к химическим веществам;

Fe — темно-серое, обладает магнитными свойствами, твердое;

Zn — светло-серый, достаточно активный, мягкий;

Al — серебристый, легкий, мягкий, оксидная пленка.

в) Zn, Al, Cu, Fe.

г) Cu, Al, Fe, Zn.

Опыт № 16. Ознакомление со сплавами металлов

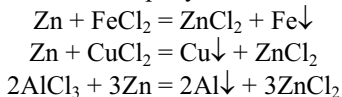
1. Специально полученные сплавы тверже металлов и прочнее. Различные сплавы обладают разными свойствами.

2. Сплавы перенимают свойства образующих их металлов, но кроме того приобретают свои: твердость, прочность, повышенная электропроводимость (или наоборот).

Опыт № 17.
Изучение взаимодействия
металлов с растворами солей

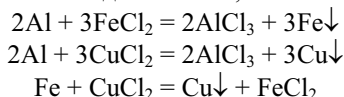
1.

Наблюдается выделение на гранулах цинка металлов:



2.

Алюминий вытесняет медь и железо, железо — только медь:



Экспериментальный ряд восстановительной силы металлов:

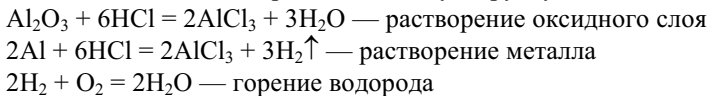


совпадает с рядом активности.

Опыт № 18.
Изучение химических свойств алюминия

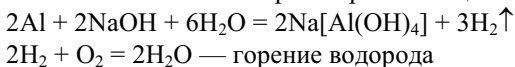
1.

Реакция сначала идет медленно, т.к. поверхность алюминия покрывает оксидный слой. После его растворения начинает реагировать сам металл. Появляются пузырьки газа, который можно поджечь, если отводить его через газоотводную трубку.



2.

Алюминий постепенно растворяется в щелочи:



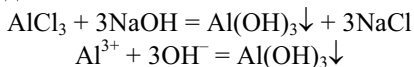
Вывод: алюминий — амфотерный металл, взаимодействует как с кислотами, так и с основаниями.

Опыт № 19.

Изучение амфотерных свойств гидроксида алюминия

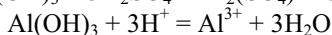
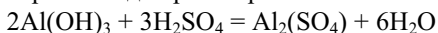
1.

При добавлении к раствору соли алюминия щелочи образуется студенистый осадок



2.

В обеих пробирках осадок растворяется



Вывод: $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид, реагирует как с кислотами, так и с основаниями.

Опыт № 20.

Ознакомление с алюминием и его сплавами

1.

Сходство между самим алюминием и его сплавами: серебристый блеск, высокая электропроводность, высокая теплопроводность, легкость (малая плотность).

Отличия: Al — мягкий металл; сплавы чаще всего твердые.

2.

Заполним таблицу:

Название сплава	Состав сплава	Применение
силумин	8—10,5% Si 0,17—0,3% Mg 0,25—0,5% Mn	для отливки деталей (поршни, коробки скоростей)
дуралюминий	3,8—4,8% Cu 0,4—0,8% Mg 0,4—0,8% Mn	для обшивки само- летов, автобусов

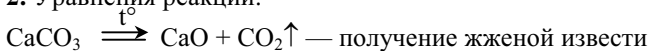
Опыт № 21.

Ознакомление с природными соединениями кальция

1. Заполним таблицу:

Название	Формула	Внешний вид	Применение
гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$	аморфный	медицина
ангидрит	CaSO_4	порошок	строительный материал
фосфорит	$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$	порошок	удобрения
мел	CaCO_3	порошок	письмо, побелка
мрамор	CaCO_3	поликристалл	строительный материал
известняк	CaCO_3	порошок	строительный материал

2. Уравнения реакции:



$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ — наблюдается активное взаимодействие с водой и выделение тепла — получение гашеной извести.

Фенолфталеин окрашивает раствор в малиновый цвет.

Опыт № 22.

Ознакомление с чугуном и сталью

Заполним таблицу:

Название сплава	Состав сплава	Применение
чугун литейный	C: 3,7—4,2% Si: 2,26—2,75% Mn: 0,51—0,90% P: 0,11—0,30% S: 0,04%	производство стали, отливка чугунных деталей машин
сталь мартеновская	C: 0,14—0,22% Si: 0,12—0,30% Mn: 0,40—0,65% P: не более 0,050% S: не более 0,055%	изготовление деталей машин и в виде полуфабрикатов
хромоникелевая сталь (нержавеющая и кислотостойкая)	C: 0,06% Si: 0,50—1,0% Mn: 1,0—2,0% P: 0,030% S: 0,020%	изготовление деталей машин и в виде полуфабрикатов

