

М.Н. УРЯДНИКОВА, А.А. УРЯДНИКОВ

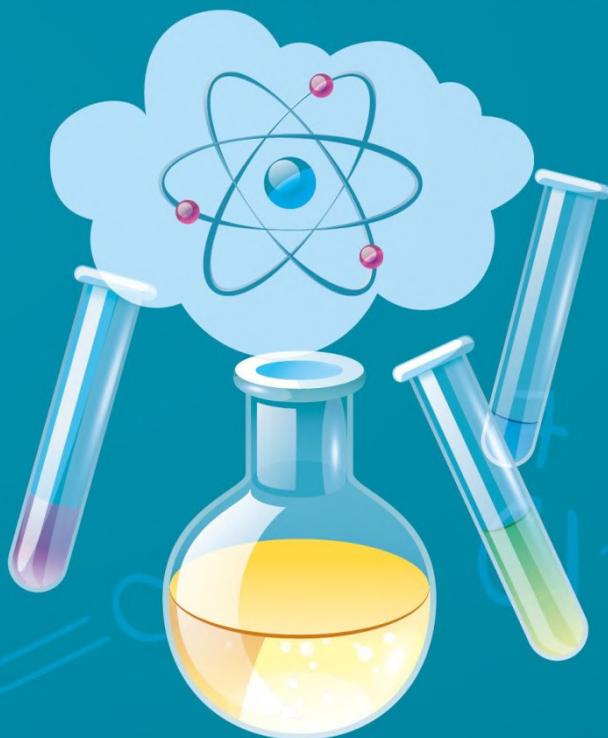
ХИМИЯ

В ЗАДАЧАХ И УПРАЖНЕНИЯХ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

ЧАСТЬ 1.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



ИЗДАТЕЛЬСКИЙ ДОМ



«ДЕРЖАВИНСКИЙ»

Тамбов 2019

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**
**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**
**«ТАМБОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ Г.Р. ДЕРЖАВИНА»**

М.Н. Урядникова, А.А. Урядников

ХИМИЯ В ЗАДАЧАХ И УПРАЖНЕНИЯХ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

В двух частях

Часть 1.

Общая и неорганическая химия



Тамбов 2019

УДК 546
ББК 24.1
У73

Рекомендовано Учебно-методическим советом
Тамбовского государственного университета
им. Г.Р. Державина.

Рецензенты:

М.В. Матвеева, кандидат химических наук,
доцент кафедры общеобразовательных дисциплин ТОГОАУ ДПО
«Институт повышения квалификации работников образования»;

Г.Г. Бердникова, кандидат химических наук, доцент, доцент химии
и экологической безопасности ТГУ им. Г.Р. Державина

Урядникова, М.Н.

У73

Химия в задачах и упражнениях [Электронный ресурс] :
учебное пособие : в 2 ч. – Ч. 1. Общая и неорганическая химия /
М.Н. Урядникова, А.А. Урядников ; М-во науки и высш. обр.
РФ, ФГБОУ ВО «Тамб. гос. ун-т им. Г.Р. Державина». – Элек-
трон. дан. (1 файл). – Тамбов, 2019. – Режим доступа:
<https://elibrary.tsutmb.ru/dl/docs/elib540.pdf>. ограниченн. –
Загл. с экрана.

ISBN 978-5-00078-252-1

Учебное пособие предназначено для обучающихся универси-
тетских профильных классов естественнонаучного профиля. Оно
также может быть полезно учителям школ, преподающим химию на
уровне среднего общего образования.

Пособие включает подробное описание технологии решения ос-
новных типов химических задач, а также знакомит обучающегося
с наиболее важными вопросами неорганической химии. Предлагае-
мый для изучения материал позволяет систематизировать школьный
курс химии, подготовиться к единому государственному экзамену,
а также к участию в химических олимпиадах

**УДК 546
ББК 24.1**

ISBN 978-5-00078-252-1

© Урядникова М.Н., Урядников А.А., 2019

© ФГБОУ ВО «Тамбовский государственный университет
имени Г.Р. Державина», 2019

СОДЕРЖАНИЕ

Раздел 1.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. ТЕХНОЛОГИЯ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ	7
1.1. Расчет количества вещества	7
1.2. Расчеты по уравнению химической реакции	12
1.2.1. Расчеты на избыток-недостаток	13
1.2.2. Расчеты с использованием веществ, содержащих примеси	14
1.2.3. Расчеты с использованием массовой доли растворенного вещества	15
1.2.4. Расчеты с использованием массовой (объемной) доли выхода продукта	16
1.3. Определение молекулярной формулы вещества	19
1.3.1. Определение молекулярной формулы по массовым долям элементов в соединении	20
1.3.2. Определение молекулярной формулы по массовым долям элементов и известной формуле гомологического ряда	22
1.3.3. Определение молекулярной формулы по продуктам сгорания	24
1.3.4. Определение молекулярной формулы по уравнению химической реакции	28
1.4. Задачи на определение массовой доли веществ в растворе	31
1.5. Задачи на смеси	33
1.6. Задачи на «тип соли»	37
1.7. Задачи на «неполное разложение вещества»	47

Раздел 2.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	54
2.1. Металлы	54
2.1.1. Способы получения металлов	55
2.1.2. Химические свойства металлов	58
2.2. Неметаллы	62
2.2.1. Способы получения неметаллов	63

2.2.2. Химические свойства неметаллов	68
2.3. Оксиды	72
2.3.1. Способы получения оксидов	73
2.3.2. Химические свойства оксидов	73
2.4. Кислоты	76
2.4.1. Способы получения кислот	78
2.4.2. Химические свойства кислот	78
2.5. Основания	81
2.5.1. Способы получения оснований	81
2.5.2. Химические свойства оснований	81
2.6. Соли	83
2.6.1. Способы получения солей	84
2.6.2. Химические свойства солей	84
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ	105

Раздел 1.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. ТЕХНОЛОГИЯ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

1.1. РАСЧЕТ КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА

Количество вещества обозначается буквой n . Единицей измерения количества вещества является *1 моль*.

1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов, ионов и т.д.).

Для расчета количества вещества используются:

1) Число частиц вещества

$$n = N/N_A,$$

где N – число частиц, из которых состоит вещество (молекул, атомов, ионов и т.д.), N_A – число Авогадро. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Пример 1. Определить количество вещества, которое соответствует $4,186 \cdot 10^{23}$ молекул углекислого газа.

Дано:	Решение:
$N(\text{CO}_2) = 4,186 \cdot 10^{23}$	$n(\text{CO}_2) = N(\text{CO}_2)/N_A$
$n(\text{CO}_2) - ?$	$n(\text{CO}_2) = 4,186 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 0,8$ моль
	Ответ: 0,8 моль

Пример 2. Сколько атомов содержится в 3 моль железа.

Дано:	Решение:
$n(\text{Fe}) = 3$ моль	$N(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot N_A$
$N(\text{Fe}) - ?$	$N(\text{Fe}) = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,806 \cdot 10^{24}$
	Ответ: $1,806 \cdot 10^{24}$ атомов

Пример 3. Сколько атомов углерода содержится в 2 моль этана.

Дано:	Решение:
$n(\text{C}_2\text{H}_6) = 2$ моль	В одной молекуле этана содержится 2 атома углерода, следовательно:
$N(\text{C}) - ?$	$n(\text{C}) = 2n(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot 2 = 4$ моль
	$N(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot N_A$
	$N(\text{C}) = 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,408 \cdot 10^{24}$
	Ответ: $2,408 \cdot 10^{24}$ атомов

2) Масса вещества

Абсолютная масса вещества обозначается буквой **m**. Единицей измерения абсолютной массы вещества является *г*. Также используются *мг* или *кг*.

Абсолютная масса атомов или молекул очень мала. Например, абсолютная масса молекулы водорода составляет $3,34 \cdot 10^{-24}$ г. Работать с такими маленькими величинами неудобно, поэтому в химии используются **относительные атомные (A_r) и молекулярные (M_r) массы**. Они измеряются в атомных единицах массы (а.е.м.).

Атомная единица массы – это 1/12 часть абсолютной массы ядра атома углерода (^{12}C).

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Молярная масса вещества обозначается буквой **M**. Она численно равна относительной молекулярной массе M_r . Единицей измерения молярной массы вещества является *г/моль*.

Используя эти величины можно рассчитать количество вещества по формуле:

$$n = m/M,$$

где *m* – масса вещества (г), *M* – молярная масса вещества (г/моль).

Пример 4. Определить количество вещества, которое содержится в 16 г серы.

Дано:	Решение:
$m(\text{S}) = 16 \text{ г}$	$n(\text{S}) = m(\text{S})/M(\text{S})$
$n(\text{S}) = ?$	$n(\text{S}) = 16/32 = 0,5 \text{ моль}$
	Ответ: 0,5 моль

Пример 5. Определите абсолютную массу 3 молекул воды.

Дано:	Решение:
$N(\text{H}_2\text{O}) = 3$	$m = n \cdot M; n = N/N_A$
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	Следовательно, $m = M \cdot N/N_A$
	$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 3/6,02 \cdot 10^{23} = 325,08 \cdot 10^{-23} = 3,25 \cdot 10^{-21} \text{ (г)}$
	Ответ: $3,25 \cdot 10^{-21} \text{ г}$

Пример 6. Сколько атомов кислорода содержится в 12,6 г азотной кислоты.

Дано: $m(\text{HNO}_3) = 12,6 \text{ г}$ $N(\text{O}) - ?$	Решение: $N(\text{O}) = n(\text{O}) \cdot N_A$; $n(\text{O}) = 3 \cdot n(\text{HNO}_3)$ $n(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3) / M(\text{HNO}_3)$ Следовательно, $N(\text{O}) = 3 \cdot N_A \cdot m(\text{HNO}_3) / M(\text{HNO}_3) =$ $= 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 12,6 / 63 = 3,612 \cdot 10^{23}$ Ответ: $3,612 \cdot 10^{23}$ атомов
--	---

3) Объем вещества

Согласно закону Авогадро, в равных объемах разных газов, измеренных при одинаковых внешних условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. Следовательно, объем 1 моль любого газа при одинаковых температуре и давлении – величина постоянная. Эта величина называется **молярный объем (V_m)**.

При нормальных условиях молярный объем равен 22,4 л/моль.

Нормальные условия:

температура – $0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ К}$

давление $101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм.рт. ст.}$

Зная объем газа, количество вещества можно рассчитать по формуле:

$$n = V/V_m,$$

где V – объем газа (л), а V_m – молярный объем (л/моль).

Пример 7. Рассчитайте, какое количество вещества соответствует 6,72 л (н.у.) кислорода.

Дано: $V(\text{O}_2) = 6,72 \text{ л}$ $n(\text{O}_2) - ?$	Решение: $n(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) / V_m$ $n(\text{O}_2) = 6,72 / 22,4 = 0,3 \text{ моль}$ Ответ: 0,3 моль
--	--

Пример 8. Определите, какой объем при нормальных условиях занимают 22 г углекислого газа.

Дано:	Решение:
$m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}$	$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m$
$V(\text{CO}_2) = ?$	$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2)$
	$V(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) \cdot V_m/M(\text{CO}_2) =$
	$= 22 \cdot 22,4/44 = 11,2 \text{ л}$
	Ответ: 11,2 л

Пример 9. Массы кислорода и азота равны и составляют 28 г. Определите, какой из газов займет больший объем при нормальных условиях.

Дано:	Решение:
$m(\text{O}_2) = m(\text{N}_2) = 28 \text{ г}$	$V(\text{O}_2) = m(\text{O}_2) \cdot V_m/M(\text{O}_2) =$
$V(\text{O}_2) = ?$	$= 28 \cdot 22,4/32 = 19,6 \text{ л}$
$V(\text{N}_2) = ?$	$V(\text{N}_2) = m(\text{N}_2) \cdot V_m/M(\text{N}_2) =$
	$= 28 \cdot 22,4/28 = 22,4 \text{ л}$
	Ответ: Азот займет больший объем.

Соотношение между объемом газа, его количеством, давлением и температурой описывается уравнением Менделеева-Клапейрона (уравнение состояния идеального газа).

$$PV = nRT,$$

где P – давление, V – объем газа, n – количество вещества, R – универсальная газовая постоянная, T – температура.

При использовании уравнения Клапейрона-Менделеева важно использовать правильные единицы измерения входящих в него величин.

Давление	Объем	Температура	Значение R
Па	м^3	К	8,31 Дж/моль·К
кПа	л	К	8,31 Дж/моль·К
мм.рт.ст.	л	К	62,4 л·мм.рт.ст/моль·К
атм.	л	К	0,082 л·атм/моль·К

Пример 10. Рассчитайте, какой объем займут 3 г водорода при стандартных условиях (давление 1 атм, температура 25 °С).

Дано:	Решение:
$m(\text{H}_2) = 3 \text{ г}$	$PV = nRT$
$P = 1 \text{ атм}$	$n(\text{H}_2) = m(\text{H}_2)/M(\text{H}_2)$
$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ К}$	Следовательно,
$V(\text{H}_2) = ?$	$V(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) \cdot R \cdot T / P \cdot M(\text{H}_2) = 3 \cdot 0,082 \cdot 298 / 2 = 36,654 \text{ л}$
	Ответ: 36,654 л

По уравнению Клапейрона-Менделеева можно рассчитать молярный объем при любых температуре и давлении.

Пример 11. Рассчитайте молярный объем при нормальных условиях.

Дано:	Решение:
$P = 101,3 \text{ кПа}$	$V_m = nRT/P = 1 \cdot 8,31 \cdot 273 / 101,3 = 22,4 \text{ л}$
$n = 1 \text{ моль}$	Ответ: 22,4 л.
$R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$	
$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ К}$	
$V_m = ?$	

Задачи для самостоятельной работы

1. Определите, сколько молекул содержится в 70 г азота?
2. Определите массу аммиака в образце этого газа, который содержит $2,5 \cdot 10^{25}$ молекул.
3. Образец некоторого вещества содержит $2,11 \cdot 10^{24}$ молекул. Масса этого образца составляет 154 г. Рассчитайте молярную массу этого вещества. Предложите формулу этого вещества.
4. Сколько молекул содержится в 180 мл воды?
5. Рассчитайте массу 5 молекул углекислого газа.
6. Капля росы имеет массу $1 \cdot 10^{-5}$ г. Сколько молекул воды содержится в одной капле росы? Рассчитайте число атомов всех элементов, содержащихся в капле.
7. Рассчитайте объем, который занимает (при н.у.) порция кислорода, поступающего в организм взрослого человека при вдохе, если в ней содержится $1,34 \cdot 10^{22}$ молекул этого газа.
8. Сколько атомов находится в кубике из чистого золота с ребром 5 мм (плотность золота $19,3 \text{ г/см}^3$)?

9. Молекула ромбической серы имеет массу $4,252 \cdot 10^{-22}$ г. Установите формулу ромбической серы.

10. Масса одной молекулы белого фосфора равна $2,06 \cdot 10^{-22}$ г. Установите формулу белого фосфора.

1.2. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЮ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Коэффициенты в уравнении химической реакции показывают, в каких количественных соотношениях вещества взаимодействуют друг с другом. Поэтому зная количество вещества одного из участников реакции можно по пропорции рассчитать количества вещества всех остальных участников.

Алгоритм решения

- 1) Составить уравнение реакции
- 2) Рассчитать количество вещества для соединения, объем или масса которого даны в условии задачи
- 3) По уравнению реакции рассчитать количество вещества для соединения, массу или объем которого нужно найти
- 4) Используя найденное количество вещества, рассчитать массу или объем.

Пример 12. Определите массу азота, которая образуется при сгорании аммиака, если на реакцию израсходовано 6,72 л (н.у.) кислорода.

Дано: $V(\text{O}_2) = 6,72$ л	Решение: 1) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 2) $n(\text{O}_2) = V(\text{O}_2)/V_m = 6,72/22,4 = 0,3$ моль 3) Для расчета количества вещества азота по уравнению реакции составим пропорцию:												
$m(\text{N}_2) - ?$	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="width: 60%;"></th> <th style="width: 10%;">$n(\text{O}_2)$</th> <th style="width: 10%;">$:$</th> <th style="width: 10%;">$n(\text{N}_2)$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>По уравнению реакции</td> <td style="text-align: center;">3</td> <td style="text-align: center;">:</td> <td style="text-align: center;">2</td> </tr> <tr> <td>По условию задачи</td> <td style="text-align: center;">0,3</td> <td style="text-align: center;">:</td> <td style="text-align: center;">x</td> </tr> </tbody> </table> <p>$x = 0,3 \cdot 2/3 = 0,2$ $n(\text{N}_2) = 0,2$ моль 4) $m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \cdot 28 = 5,6$ г Ответ: 5,6 г.</p>		$n(\text{O}_2)$	$:$	$n(\text{N}_2)$	По уравнению реакции	3	:	2	По условию задачи	0,3	:	x
	$n(\text{O}_2)$	$:$	$n(\text{N}_2)$										
По уравнению реакции	3	:	2										
По условию задачи	0,3	:	x										

Таким образом, при пересчете по уравнению реакции мы делим известное количество вещества на коэффициент, который стоит перед этим веществом в уравнении, и умножаем на коэффициент, стоящий перед веществом, количество которого нужно найти.

1.2.1. Расчеты на избыток-недостаток

Если в задаче даны массы или объемы двух исходных веществ, то прежде чем переходить к пересчету по уравнению реакции, нужно определить, какое из веществ находится в избытке и прореагирует не полностью. Расчет при этом ведется по веществу «в недостатке».

Алгоритм решения

- 1) Составить уравнение реакции
- 2) Рассчитать количества исходных веществ
- 3) Определить вещество «в избытке» и «в недостатке»
- 4) По уравнению реакции рассчитать количество вещества для соединения, массу или объем которого нужно найти, используя количество вещества «в недостатке»
- 5) Рассчитать массу или объем продукта.

Пример 13. Определите массу сульфида хрома (III), который образуется при взаимодействии 5,2 г металлического хрома и 4,8 г серы.

Дано:
 $m(\text{Cr}) = 5,2 \text{ г}$
 $m(\text{S}) = 2,88 \text{ г}$
 $m(\text{Cr}_2\text{S}_3) = ?$

Решение:



2) $n(\text{Cr}) = m(\text{Cr})/M(\text{Cr}) = 5,2/52 = 0,1 \text{ моль}$

$n(\text{S}) = m(\text{S})/M(\text{S}) = 2,88/32 = 0,09 \text{ моль}$

3) Для определения веществ «в избытке» и «в недостатке» нужно количества веществ поделить на коэффициенты, стоящие перед ними в уравнении. Большее число соответствует веществу в избытке.

Cr		S
0,1/2	и	0,09/3
0,05	>	0,03

Следовательно, в избытке хром. Рассчитывать количество вещества сульфида хрома (III) нужно по количеству серы.

$$4) n(\text{Cr}_2\text{S}_3) = n(\text{S})/3 = 0,09/3 = 0,03 \text{ (моль)}$$

$$5) m(\text{Cr}_2\text{S}_3) = n(\text{Cr}_2\text{S}_3) \cdot M(\text{Cr}_2\text{S}_3) = 0,03 \cdot 200 = 6 \text{ (г)}$$

Ответ: 6 г.

1.2.2. Расчеты с использованием веществ, содержащих примеси

Достаточно часто в химические реакции вступают не чистые вещества, а технические продукты, содержащие определенное количество примесей. Степень чистоты вещества определяется по массовой доле вещества в смеси:

$$\omega(\text{вещества}) = m(\text{вещества})/m(\text{смеси})$$

Алгоритм решения

- 1) Составить уравнение реакции
- 2) Определить массу чистого вещества для реагентов
- 3) Рассчитать количество вещества реагента
- 4) По уравнению реакции рассчитать количество вещества для соединения, массу или объем которого нужно найти
- 5) Используя найденное количество вещества, рассчитать массу или объем.

Пример 14. Определите объем ацетилена, который выделяется при гидролизе 6,4 г технического карбида кальция, содержащего 10% примесей.

Дано:	Решение:
$m_{\text{техн}}(\text{CaC}_2) = 6,4 \text{ г}$	1) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
$\omega(\text{примесей}) = 10 \%$	2) $\omega(\text{CaC}_2) = 100\% - \omega(\text{примесей}) =$ $= 100\% - 10\% = 90\%$
$V(\text{C}_2\text{H}_2) - ?$	$m(\text{CaC}_2) = m_{\text{техн}}(\text{CaC}_2) \cdot \omega(\text{CaC}_2) = 6,4 \cdot 0,9 =$ $= 5,76 \text{ г}$
	3) $n(\text{CaC}_2) = m(\text{CaC}_2)/M(\text{CaC}_2) =$ $= 5,76/64 = 0,09 \text{ (моль)}$
	4) $n(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{CaC}_2) = 0,09 \text{ (моль)}$
	5) $V(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{C}_2\text{H}_2) \cdot V_m = 0,09 \cdot 22,4 = 2,016 \text{ (л)}$
	Ответ: 2,016 л

1.2.3. Расчеты с использованием массовой доли растворенного вещества

Реальные химические реакции достаточно часто протекают с использованием растворов веществ. Содержание вещества в растворе определяется по массовой доле:

$$\omega(\text{вещества}) = m(\text{вещества})/m(\text{раствора})$$

Достаточно часто в задачах приводятся объем и плотность раствора. Используя эти величины всегда можно найти массу раствора по формуле:

$$m = \rho V,$$

где m – масса раствора (г), ρ – плотность раствора (г/мл), V – объем раствора (л).

Алгоритм решения

- 1) Составить уравнение реакции
- 2) Определить массу раствора и массу чистого вещества для реагента, содержащегося в растворе
- 3) Рассчитать количество вещества реагента
- 4) По уравнению реакции рассчитать количество вещества для соединения, массу или объем которого нужно найти
- 5) Используя найденное количество вещества, рассчитать массу или объем продукта.

Пример 15. Рассчитайте массу соли, которая образуется при полной нейтрализации 20 мл 15% раствора соляной кислоты, плотность которого 1,073 г/мл, гидроксидом натрия.

Дано:	Решение:
$V_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 20 \text{ мл}$	1) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
$\rho_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 1,073 \text{ г/мл}$	2) $m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 1,073 \cdot 20 = 21,46 \text{ г}$
$\omega(\text{HCl}) = 15 \%$	$m(\text{HCl}) = m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) \cdot \omega(\text{HCl}) = 21,46 \cdot 0,15 = 3,219 \text{ г}$
$m(\text{NaCl}) = ?$	3) $n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 3,219/36,5 = 0,088 \text{ моль}$
	4) $n(\text{NaCl}) = n(\text{HCl}) = 0,088 \text{ моль}$
	5) $m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,088 \cdot 58,5 = 5,148 \text{ г}$
	Ответ: 5,148 г

1.2.4. Расчеты с использованием массовой (объемной) доли выхода продукта

В реальных условиях количество продукта, получаемого в результате химической реакции всегда меньше, чем рассчитанное по уравнению. Это связано с механизмом протекания процесса, условиями проведения реакции, примесями в сырье и другими факторами.

Для оценки реального количества полученного продукта используют массовую (объемную) долю выхода продукта:

$$\eta = m_{\text{пр}}/m_{\text{теор}}$$
$$\eta = V_{\text{пр}}/V_{\text{теор}}$$

где η – массовая (объемная) доля выхода продукта, $m_{\text{пр}}$ – практическая масса, реально полученная при синтезе (г), $m_{\text{теор}}$ – теоретическая масса, рассчитанная по уравнению реакции (г), $V_{\text{пр}}$ – практический объем, реально полученный при синтезе (л), $V_{\text{теор}}$ – теоретический объем, рассчитанный по уравнению реакции (л).

Алгоритм решения

- 1) Составить уравнение реакции
- 2) Определить количество реагента
- 3) Рассчитать теоретическое количество вещества продукта по уравнению реакции
- 4) Рассчитать теоретическую массу (объем) продукта
- 5) Определить практическую массу (объем), используя выход продукта, или рассчитать выход продукта, используя теоретическую и практическую массы (объемы).

Пример 16. Рассчитайте массу уксусной кислоты, которая получится при окислении уксусного альдегида массой 17,6 г кислородом на катализаторе, если выход продукта реакции составляет 80 %.

Дано:	Решение:
$m(\text{CH}_3\text{CHO}) = 17,6 \text{ г}$	1) $2\text{CH}_3\text{CHO} + \text{O}_2 = 2\text{CH}_3\text{COOH}$
$\eta(\text{CH}_3\text{COOH}) = 80\%$	2) $n(\text{CH}_3\text{CHO}) = m(\text{CH}_3\text{CHO})/M(\text{CH}_3\text{CHO}) =$
$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = ?$	$= 17,6/44 = 0,4 \text{ моль}$
	3) $n_{\text{теор}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{CHO}) = 0,4 \text{ моль}$

$$4) m_{\text{теор}}(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

$$= n(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,4 \cdot 60 = 24 \text{ г}$$

$$5) m_{\text{пр}}(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

$$= m_{\text{теор}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot \eta(\text{CH}_3\text{COOH}) = 24 \cdot 0,8 = 19,2 \text{ г}$$

Ответ: 19,2 г

Задачи для самостоятельной работы

1. Рассчитайте массу осадка, образовавшегося при сливании раствора, содержащего 52 г хлорида бария и избытка раствора сульфата натрия. Ответ выразите с точностью до целых.

2. Вычислите, какой объем газа (н.у.) выделится при растворении 19,4 г сульфида цинка в избытке серной кислоты. Ответ выразите с точностью до целых.

3. При растворении оксида цинка в серной кислоте образовалась безводная соль массой 80,5 г. Рассчитайте массу оксида цинка, вступившего в реакцию. Ответ округлите до целых.

4. Какая масса йода может выделиться при взаимодействии с 42,6 г хлора с избытком йодида натрия? Ответ выразите с точностью до целых.

5. Какой объем водорода выделится при взаимодействии 19,5 г цинка с серной кислотой? Ответ выразите с точностью до целых.

6. Какой объем газа выделится при растворении 21 г карбоната магния в избытке азотной кислоты? Ответ выразить в л с точностью до целых.

7. При растворении оксида меди (II) в серной кислоте образовалась безводная соль массой 40 г. Рассчитайте массу оксида меди, вступившего в реакцию. Ответ округлите до целых.

8. Какой объем водорода (н.у.) выделится при взаимодействии 18 г магния с соляной кислотой. Ответ выразите с точностью до целых.

9. Какая масса брома может выделиться при взаимодействии с 30,9 г бромид натрия с хлором. Ответ выразите с точностью до целых.

10. При сливании раствора нитрата серебра с избытком раствора хлорида натрия образовался осадок массой 28,7 г. Рассчи-

тайте массу нитрата серебра в исходном растворе. Ответ выразите с точностью до целых.

11. Определите массу хрома, который может быть получен восстановлением из оксида хрома (III), если на реакцию затрачено 16,2 г алюминия.

12. Сколько л водорода необходимо затратить на получение 3,68 г вольфрама из оксида?

13. Рассчитайте массу меди, которую можно получить гидротермальным методом из сульфата меди (II) при взаимодействии с 26 г цинка.

14. Определите массу сложного эфира, который получится при взаимодействии 3,6 г уксусной кислоты и 2,3 г этилового спирта.

15. В реакцию нитрования вступают 36,6 г бензойной кислоты и 31,5 г 70%-ного раствора азотной кислоты. Определите массу образовавшегося мононитропроизводного.

16. Рассчитайте массу пропановой кислоты, которая образуется при взаимодействии 28,8 г акриловой кислоты и 10,08 л (н.у.) водорода.

17. Определите массу соли, которую можно получить при взаимодействии 6 г уксусной кислоты и 8 г гидроксида натрия.

18. Вычислите массу сложного эфира, который получили при взаимодействии 9,2 г муравьиной кислоты и 9,2 г этилового спирта.

19. Вычислите массу сложного эфира, полученного из 3 г уксусной кислоты и 4 г этанола.

20. Определите, какой объем водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 1 г натрия с 1,8 г уксусной кислоты.

21. Рассчитайте массу уксусной кислоты, которая получится при окислении уксусного альдегида массой 17,6 г кислородом на катализаторе если выход продукта реакции составляет 80 %.

22. Определите массу фталевой кислоты, которая образуется при окислении 21,2 г о-ксилола, если выход продукта реакции составляет 75 %.

23. В процессе кислотного гидролиза метилацетата массой 44,4 г получилось 24 г кислоты. Определить выход продукта реакции.

24. При взаимодействии формиата натрия массой 47,6 г с хлороводородной кислотой получено 28,52 г муравьиной кислоты. Определите выход продукта.

25. Вычислите массу уксусной кислоты, которая получится при окислении уксусного альдегида массой 8,8 г кислородом на катализаторе, если выход продукта реакции составляет 75%.

26. В процессе кислотного гидролиза метилформиата массой 36 г получилось 24,84 г кислоты. Определите выход продукта реакции.

27. Рассчитать массу хлоруксусной кислоты, которая образуется при взаимодействии 24 г уксусной кислоты с хлором, если выход продукта составляет 80%.

28. При взаимодействии 6 г уксусной кислоты и этанола образовалось 6,16 г сложного эфира. Определите выход продукта реакции.

1.3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА

Простейшая формула вещества отражает соотношение элементов в соединении. **Истинная формула** показывает реальный состав молекулы. Например, для веществ с истинной формулой C_2H_4 , C_3H_6 , C_4H_8 простейшая формула будет одинакова CH_2 .

Для определения истинной формулы необходимо знать молярную массу вещества. В задачах для расчета молярной массы газообразного вещества часто приводят **абсолютную плотность вещества** или **относительную плотность по веществу**.

Абсолютная плотность вещества обозначается буквой ρ и измеряется в г/л.

$$\rho = M(\text{газа}) / V_m,$$

где ρ – абсолютная плотность вещества (г/л), M – молярная масса газа (г/моль), V_m – молярный объем газа (л/моль).

Относительная плотность по веществу обозначается буквой D и является безразмерной величиной.

$$D_Y(X) = M(X) / M(Y),$$

Где $D_Y(X)$ – плотность вещества X по веществу Y , $M(X)$ – молярная масса вещества X (г/моль), $M(Y)$ – молярная масса вещества Y (г/моль).

Например, фраза «*плотность углеводорода по кислороду*» может быть обозначена $D_{O_2}(C_xH_y)$.

1.3.1. Определение молекулярной формулы по массовым долям элементов в соединении

Пример 17. Определить молекулярную формулу углеводорода, если массовая доля водорода в его молекуле составляет 14,3%, а плотность углеводорода по азоту равна 1.

Способ 1

Дано: $\omega(\text{H}) = 14,3\%$ $D_{\text{N}_2}(\text{C}_x\text{H}_y)$ <hr/> $\text{C}_x\text{H}_y - ?$	Решение: 1) Определим массовые доли всех элементов в соединении $\omega(\text{C}) = 100\% - 14,3\% = 85,7\%$ 2) Определим соотношение элементов в соединении: $x : y = \frac{\omega(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{A_r(\text{H})}$ $x : y = \frac{85,7}{12} : \frac{14,3}{1} = 7,14 : 14,3 = 1 : 2$ 3) Определим простейшую формулу: CH_2 . 4) Определим молярную массу вещества: $M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{N}_2}(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{N}_2) = 1 \cdot 28 = 28 \text{ (г/моль)}$ 5) Определим молярную массу простейшей формулы: $M(\text{CH}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{H}) = 12 + 2 = 14 \text{ (г/моль)}$ 6) Определим, во сколько раз молярная масса истинного вещества больше молярной массы простейшего фрагмента $k = M(\text{C}_x\text{H}_y) / M(\text{CH}_2) = 28 / 14 = 2$ 7) Для определения истинной формулы умножим число атомов каждого элемента в простейшей формуле на k . Истинная формула – C_2H_4 . Ответ: C_2H_4 .
--	---

Способ 1 является универсальным и применим даже в тех случаях, когда нет данных для расчета молярной массы соединения. В этом случае мы получаем простейшую формулу вещества, которая может совпадать с истинной формулой. Если такие данные присутствуют в задаче, то можно использовать способ 2.

Способ 2

Дано:	Решение:
$\omega(\text{H}) = 14,3\%$	1) Определим молярную массу вещества:
$D_{\text{N}_2}(\text{C}_x\text{H}_y)$	$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{N}_2}(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{N}_2) = 1 \cdot 28 = 28 \text{ (г/моль)}$
$\text{C}_x\text{H}_y - ?$	2) Пусть $n(\text{C}_x\text{H}_y) = 1$ моль, тогда $m(\text{C}_x\text{H}_y) = n(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{C}_x\text{H}_y) = 28 \text{ (г)}$
	3) Определим массы всех элементов в соединении $m(\text{H}) = m(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot \omega(\text{H}) = 28 \cdot 0,143 = 4 \text{ (г)}$ $m(\text{C}) = m(\text{C}_x\text{H}_y) - m(\text{H}) = 28 - 4 = 24 \text{ (г)}$
	4) Определим количество вещества каждого элемента в соединении: $n(\text{C}) = m(\text{C})/M(\text{C}) = 24/12 = 2 \text{ (моль)}$ $n(\text{H}) = m(\text{H})/M(\text{H}) = 4/1 = 4 \text{ (моль)}$
	Полученные количества вещества элементов приходятся на 1 моль вещества, следовательно, они будут индексами в истинной формуле.
	Истинная формула – C_2H_4 .
	Ответ: C_2H_4 .

Задачи для самостоятельной работы

1. При прокаливании кальциевой соли карбоновой кислоты получили органическое вещество, содержащее 69,77% углерода и 18,6% кислорода, остальное водород. Определить его молекулярную формулу, если простейшая формула совпадает с истинной.

2. Органическое вещество содержит 62,09% углерода, 10,32% водорода. Остальное кислород. Относительная плотность паров по воздуху равна 2. Найти молекулярную формулу.

3. Одноатомный спирт содержит 34,79% кислорода, 13,04% водорода. Определить молекулярную формулу, если простейшая формула вещества совпадает с истинной.

4. Органическое вещество содержит 13,58% азота, 8,8% водорода, 31,03% кислорода по массе. Определить молекулярную формулу, если простейшая формула вещества совпадает с истинной.

5. Определить молекулярную формулу карбоновой кислоты состоящей из 62% углерода, 27,6% кислорода и 10,4% водорода. Плотность паров кислоты по водороду равна 58.

6. Определить молекулярную формулу газа, если он состоит из 80% углерода и 20% водорода, а масса 2 л этого газа равна 2,68 г.

7. Органическое соединение содержит 52,2% углерода, 13% водорода. Определить молекулярную формулу, если простейшая формула вещества совпадает с истинной.

1.3.2. Определение молекулярной формулы по массовым долям элементов и известной формуле гомологического ряда

Массовая доля элемента в соединении рассчитывается по формуле

$$\omega(\text{Э}) = A_r(\text{Э}) \cdot N(\text{атомов Э}) / M_r(\text{вещества}),$$

где $\omega(\text{Э})$ – массовая доля элемента в соединении, $A_r(\text{Э})$ – относительная атомная масса элемента, $N(\text{атомов Э})$ – количество атомов элемента в соединении, M_r – относительная молекулярная масса вещества.

Пример 18. Нитрат аммония имеет формулу NH_4NO_3 . Рассчитайте массовую долю азота в нитрате аммония.

Дано:	Решение:
$A_r = 14$	$\omega(\text{N}) = A_r(\text{N}) \cdot N(\text{атомов}) / M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3) =$
$N(\text{атомов}) = 2$	$= 14 \cdot 2 / 80 = 0,3$ или 30%.
$M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80$	Ответ: 30%.
$\omega(\text{N}) = ?$	

Данную формулу можно использовать при определении молекулярной формулы органических веществ, зная общую формулу гомологического ряда (таблица 1).

Таблица 1

Общие формулы гомологических рядов некоторых классов органических соединений

Класс соединений	Общая формула
Алканы	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
Циклоалканы	C_nH_{2n}
Алкены	C_nH_{2n}

Класс соединений	Общая формула
Циклоалкены	C_nH_{2n-2}
Алкадиены	C_nH_{2n-2}
Алкины	C_nH_{2n-2}
Арены (бензол и его гомологи)	C_nH_{2n-6}
Спирты:	Одноатомные: $C_nH_{2n+2}O$ Двухатомные: $C_nH_{2n+2}O_2$ Трехатомные: $C_nH_{2n+2}O_3$
Фенолы	Одноатомные: $C_nH_{2n-6}O$
Альдегиды	$C_nH_{2n}O$
Кетоны	$C_nH_{2n}O$
Карбоновые кислоты	Предельные одноосновные: $C_nH_{2n}O_2$
Простые эфиры	$C_nH_{2n+2}O$
Сложные эфиры	$C_nH_{2n}O_2$
Амины	$C_nH_{2n+3}N$
Аминокислоты	$C_nH_{2n+1}NO_2$
Нитросоединения	$C_nH_{2n+1}NO_2$

Пример 19. Массовая доля кислорода в молекуле предельного одноатомного спирта составляет 50 %.

Дано:	Решение:
$\omega(C) = 50\% (0,5)$	$\omega(O) = A_r(O) \cdot N(\text{атомов}) / M_r(C_nH_{2n+2}O)$
$C_nH_{2n+2}O$	$M_r(C_nH_{2n+2}O) = A_r(C) \cdot n + A_r(H) \cdot (2n+2) + A_r(O) =$
$\omega(C) = ?$	$= 12n + 2n + 2 + 16 = 14n + 18$
	$\omega(O) = 16 / (14n + 18) = 0,5$
	$14n + 18 = 32$
	$n = 1$
	Ответ: CH_4O или CH_3OH – метанол

Задачи для самостоятельной работы

1. Определить молекулярную формулу алкана, если массовая доля углерода в его молекуле составляет 83,33%.
2. Определить молекулярную формулу алкина, если массовая доля водорода в его молекуле составляет 10%.
3. Определить молекулярную формулу алкадиена, если массовая доля углерода в его молекуле составляет 87,1%.
4. Определить молекулярную формулу арена с предельными радикалами в боковых цепях, если массовая доля водорода в его молекуле составляет 10%.

5. Определить молекулярную формулу арена с предельными радикалами в боковых цепях, если массовая доля углерода в его молекуле составляет 90,57%.

6. Определить молекулярную формулу алкена, если его относительная плотность по азоту составляет 3.

7. Определить молекулярную формулу алкадиена, если его относительная плотность по воздуху составляет 1,862.

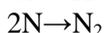
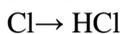
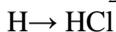
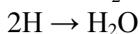
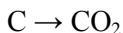
8. Определить молекулярную формулу алкана, если абсолютная плотность его паров составляет 3,84 г/л.

9. Определить молекулярную формулу алкина, если абсолютная плотность его паров составляет 3,66 г/л.

10. Определить молекулярную формулу арена с предельными радикалами в боковых цепях, если абсолютная плотность его паров составляет 4,107 г/л.

1.3.3. Определение молекулярной формулы по продуктам сгорания

При горении органических веществ, содержащих углерод, водород и кислород, всегда образуются углекислый газ и вода. Если в состав органического соединения входят галогены, в продуктах появляются галогеноводороды. При горении азотсодержащих соединений образуется молекулярный азот. Схематически это можно изобразить так:



Алгоритм решения

1. Схематически записать, в какие продукты переходят элементы, входившие в состав органического вещества.

2. Определить количество вещества каждого элемента.

3. Найти соотношение элементов, определить простейшую и истинную формулы.

Пример 20. Относительная плотность паров органического соединения по азоту равна 2. При сжигании 9,8 г этого соединения образуется 15,68 л углекислого газа (н. у.) и 12,6 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

Дано:	Решение:
$m(C_xH_yO_z) = 9,8 \text{ г}$	1) $C \rightarrow CO_2$
$V(CO_2) = 15,68 \text{ л}$	$2H \rightarrow H_2O$
$m(H_2O) = 12,6 \text{ г}$	2) $n(C) = n(CO_2) = V(CO_2) / V_m =$
$D_{N_2}(C_xH_yO_z) = 2$	$= 15,68 / 22,4 = 0,7 \text{ моль}$
$C_xH_yO_z - ?$	$n(H) = 2n(H_2O) = 2m(H_2O) / M(H_2O) =$
	$= 2 \cdot 12,6 / 18 = 1,4 \text{ моль}$
	Проверим, есть ли в составе органического соединения кислород. Для этого рассчитаем массы углерода и водорода и сравним их с массой органического вещества.
	$m(C) = n(C) \cdot A_r(C) = 0,7 \cdot 12 = 8,4 \text{ г}$
	$m(H) = n(H) \cdot A_r(H) = 1,4 \cdot 1 = 1,4 \text{ г}$
	$m(O) = m(C_xH_yO_z) - m(C) - m(H) = 9,8 - 8,4 - 1,4 = 0$
	Следовательно, кислорода в соединении нет.
	3) Найдем соотношение количеств вещества элементов:
	$n(C) : n(H) = 0,7 : 1,4 = 1 : 2$
	Простейшая формула вещества – CH_2 .
	4) Определим истинную формулу органического соединения.
	$M(C_xH_y) = D_{N_2}(C_xH_y) \cdot M(N_2) = 2 \cdot 28 = 56 \text{ (г/моль)}$
	$M(CH_2) = A_r(C) + 2A_r(H) = 12 + 2 = 14 \text{ (г/моль)}$
	$k = M(C_xH_y) / M(CH_2) = 56 / 14 = 4$
	Для определения истинной формулы умножим число атомов каждого элемента в простейшей формуле на k.
	Истинная формула – C_4H_8 .
	Ответ: C_4H_8

Пример 21. При сгорании хлоралкана, выделилось 6,72 л (н.у.) углекислого газа, 5,4 г воды, 3,65 г хлороводорода. Установите молекулярную формулу сгоревшего вещества, если его простейшая формула совпадает с истинной.

Дано:	Решение:
$V(\text{CO}_2) = 6,72 \text{ л}$	1) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2$
$m(\text{H}_2\text{O}) = 5,4 \text{ г}$	$2\text{H} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
$m(\text{HCl}) = 3,65 \text{ г}$	$\text{H} \rightarrow \text{HCl}$
$\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl}_z - ?$	2) $n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_m = 6,72/22,4 = 0,3 \text{ моль}$ В данной задаче необходимо учесть, что водород из органического вещества переходит не только в воду, но и в HCl. $n(\text{H})_{\text{H}_2\text{O}} = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 5,4/18 = 0,6 \text{ моль}$ $n(\text{H})_{\text{HCl}} = n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 3,65/36,5 = 0,1 \text{ моль}$ $n(\text{H})_{\text{общ}} = n(\text{H})_{\text{H}_2\text{O}} + n(\text{H})_{\text{HCl}} = 0,6 + 0,1 = 0,7 \text{ моль}$ $n(\text{Cl}) = n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 3,65/36,5 = 0,1 \text{ моль}$ 3) Найдем соотношение количества вещества элементов: $n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{Cl}) = 0,3 : 0,7 : 0,1 = 3 : 7 : 1$ Простейшая формула вещества – $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$. 4) По условию задачи простейшая формула совпадает с истинной. Истинная формула – $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$. Ответ: $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$.

Пример 22. При сгорании 0,62 г газообразного органического вещества выделилось 0,448 л углекислого газа, 0,9 г воды и 0,224 л азота (объемы газов измерены при н. у.). Плотность вещества по водороду 15,50. Установите его молекулярную формулу.

Дано:	Решение:
$m(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 0,62 \text{ г}$	1) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2$
$V(\text{CO}_2) = 0,448 \text{ л}$	$2\text{H} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,9 \text{ г}$	$2\text{N} \rightarrow \text{N}_2$
$V(\text{N}_2) = 0,224 \text{ л}$	2) $n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_m = 0,448/22,4 = 0,02 \text{ моль}$
$D_{\text{H}_2}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 15,5$	$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,9/18 = 0,1 \text{ моль}$
$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z - ?$	$n(\text{N}) = 2n(\text{N}_2) = V(\text{N}_2) / V_m = 2 \cdot 0,224/22,4 = 0,02 \text{ моль}$ Из условия непонятно, к какому классу соединений относится органическое вещество. Поэтому проверим, есть ли в составе органического соединения кислород. $m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot A_r(\text{C}) = 0,02 \cdot 12 = 0,24 \text{ г}$ $m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot A_r(\text{H}) = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ г}$ $m(\text{N}) = n(\text{N}) \cdot A_r(\text{N}) = 0,02 \cdot 14 = 0,28 \text{ г}$

$$m(O) = m(C_xH_yO_z) - m(C) - m(H) - m(N) = \\ = 0,62 - 0,24 - 0,1 - 0,28 = 0$$

Следовательно, кислорода в соединении нет.

3) Найдем соотношение количеств вещества элементов:

$$n(C) : n(H) : n(N) = 0,02 : 0,1 : 0,02 = 1 : 5 : 1$$

Простейшая формула вещества – CH_5N .

4) Определим истинную формулу органического соединения.

$$M(C_xH_y) = D_{H_2}(C_xH_y) \cdot M(H_2) = 2 \cdot 15,5 = 31 \text{ г/моль}$$

$$M(CH_5N) = A_r(C) + 5A_r(H) + A_r(N) =$$

$$= 12 + 5 + 14 = 31 \text{ г/моль}$$

$$k = M(C_xH_y)/M(CH_5N) = 31/31 = 1$$

Следовательно, простейшая формула совпадает с истинной.

Истинная формула – CH_5N или CH_3NH_2 – метиламин

Ответ: CH_3NH_2

Задания для самостоятельной работы

1. При сгорании 7,2 г вещества образовалось 9,9 г углекислого газа и 8,1 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу вещества.

2. При сгорании 11,6 г органического вещества образуется 13,44 л углекислого газа и 10,8 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 2. Установите молекулярную формулу этого вещества.

3. При сжигании 4,6 г органического вещества выделилось 8,8 г углекислого газа и 5,4 г воды. Плотность вещества по воздуху 1,589. Установите молекулярную формулу этого вещества.

4. При сгорании 0,45 г газообразного органического вещества выделилось 0,448 л (н.у.) углекислого газа, 0,63 г воды и 0,112 л (н.у.) азота. Плотность исходного газообразного вещества по азоту 1,607. Установите молекулярную формулу этого вещества.

5. При сжигании 24,6 г вещества образовалось 26,88 л углекислого газа (при н. у.), 9 г воды и 2,24 л азота(при н.у.). 1 литр паров этого вещества (при н. у.) имеет массу 5,491 г. Установите молекулярную формулу этого вещества.

6. При сжигании 9,9 г органического вещества выделилось 8,8 г углекислого газа, 1,8 г воды и 4,48 л (н. у.) хлороводорода. Плотность паров вещества по азоту 3,536. Установите молекулярную формулу этого вещества.

7. При сжигании 28,0 г газообразного органического вещества выделилось 88 г углекислого газа и 36 г воды. Плотность вещества 2,5 г/л. Установите молекулярную формулу этого вещества.

8. При сжигании 7,4 г органического вещества получено 8,96 л (н. у.) углекислого газа и 9,0 г воды. Молекула вещества имеет массу $12,292 \cdot 10^{-23}$ г. Установите молекулярную формулу этого вещества.

1.3.4. Определение молекулярной формулы по уравнению химической реакции

Алгоритм решения

1. Записать уравнение химической реакции в общем виде с использованием общих формул гомологического ряда

2. Найти количество вещества для соединения, масса или объем которого даны в условии задачи.

3. По уравнению реакции рассчитать количество вещества для соединения, формулу которого нужно определить.

4. Найти молярную массу неизвестного соединения и определить формулу вещества.

Пример 23. Алкин массой 12,3 г способен максимально присоединить 6,72 л (н. у.) бромоводорода. Установите молекулярную формулу углеводорода.

Дано:	Решение:
$m(C_nH_{2n-2}) = 12,3$ г	1) $C_nH_{2n-2} + 2HBr \rightarrow C_nH_{2n}Br_2$
$V(HBr) = 6,72$ л	2) $n(HBr) = V(HBr) / V_m = 6,72 / 22,4 = 0,3$ моль
$C_nH_{2n-2} - ?$	3) $n(C_nH_{2n-2}) = n(HBr) / 2 = 0,3 / 2 = 0,15$ моль
	4) $M(C_nH_{2n-2}) = m(C_nH_{2n-2}) / n(C_nH_{2n-2}) = 12,3 / 0,15 = 82$ г/моль
	Найдем формулу для определения молекулярной массы органического вещества:
	$M_r(C_nH_{2n-2}) = A_r(C) \cdot n + A_r(H) \cdot (2n-2) =$
	$= 12n + 2n - 2 = 14n - 2$

$$14n - 2 = 82$$

$$14n = 84$$

$$n = 6$$

Ответ: C₆H₁₀

В некоторых случаях массу вещества с известной молекулярной формулой нужно рассчитать с использованием уравнения материального баланса

$$\sum m_{\text{исходных веществ}} = \sum m_{\text{продуктов}}$$

Пример 24. При гидратации 31,5 г этиленового углеводорода образовалось 39,6 г органического вещества. Определите молекулярную формулу углеводорода.

Дано:
 $m(\text{C}_n\text{H}_{2n}) = 31,5 \text{ г}$
 $m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 39,6 \text{ г}$
 $\text{C}_n\text{H}_{2n} - ?$

Решение:
 1) $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$
 2) По уравнению материального баланса
 $m(\text{C}_n\text{H}_{2n}) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH})$
 Следовательно,
 $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) - m(\text{C}_n\text{H}_{2n}) =$
 $= 39,6 - 31,5 = 8,1 \text{ г}$
 $n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 8,1/18 = 0,45 \text{ моль}$
 3) $n(\text{C}_n\text{H}_{2n}) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,45 \text{ моль}$
 4) $M(\text{C}_n\text{H}_{2n}) = m(\text{C}_n\text{H}_{2n})/n(\text{C}_n\text{H}_{2n}) = 31,5/0,45 =$
 $= 70 \text{ г/моль}$
 $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n}) = A_r(\text{C}) \cdot n + A_r(\text{H}) \cdot 2n = 12n + 2n = 14n$
 $14n = 70$
 $n = 5$
 Ответ: C₅H₁₀

Задания для самостоятельной работы

1. Установите молекулярную формулу циклоалкана если известно, что 1 г его способен присоединить 400 мл (н.у.) хлора.

2. При окислении 1,12 л (н.у.) этиленового углеводорода избытком водного раствора перманганата калия образовался двухатомный спирт массой 3,80 г. Установите молекулярную формулу углеводорода.

3. При взаимодействии алкана с хлором при освещении образовалось 22,6 г дихлорпроизводного и 14,6 г хлороводорода. Найдите молекулярную формулу алкана.

4. Установите молекулярную формулу алкена, образовавшегося в результате взаимодействия спиртового раствора щёлочи с соответствующим монобромалканом, относительная плотность которого по воздуху равна 4,24.

5. Определите молекулярную формулу алкена, если известно, что одно и то же количество его, взаимодействуя с различными галогеноводородами, образует, соответственно, или 5,23 г хлорпроизводного, или 8,2 г бромпроизводного.

6. Углеводород нециклического строения массой 8,4 г реагирует с водородом в одну стадию и способен присоединить 3,36 л (н.у.) водорода в присутствии катализатора. Известно, что молекула углеводорода имеет симметричное строение. Установите молекулярную формулу углеводорода.

7. При гидратации алкина массой 13,5 г образовался кетон массой 18 г. Определите молекулярную формулу углеводорода.

8. При взаимодействии 1,232 л (н.у.) газообразного этиленового углеводорода с избытком бромной воды образовалось органическое соединение массой 11,88 г. Установите молекулярную формулу углеводорода.

9. Неизвестный алкен массой 5,04 г полностью обесцвечивает 100 г 9,6%-го раствора брома в тетрахлорметане. Найдите молекулярную формулу алкена.

10. При дегидроциклизации (ароматизации) 2,85 г алкана нормального строения выделилось 2,24 л водорода (н.у.). Установите молекулярную формулу алкана.

11. При окислении 5,6 л (н. у.) алкена холодным водным раствором перманганата калия образовалось 22,5 г двухатомного спирта. Установите молекулярную формулу алкена.

12. При прокаливании 44,8 г калиевой соли предельной одноосновной карбоновой кислоты с избытком гидроксида калия образовалось 8,96 л (н.у.) газа. Установите формулу соли.

13. Для полного гидрирования гомолога бензола потребовалось 10,08 л (н.у.) водорода, при этом образовался циклоалкан массой 14,7 г. Запишите уравнение реакции в общем виде. Определите молекулярную формулу гомолога бензола.

14. При нитровании 26,5 г гомолога бензола получено 37,75 г мононитропроизводного. Установите молекулярную формулу углеводорода.

1.4. ЗАДАЧИ НА ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ ВЕЩЕСТВ В РАСТВОРЕ

Данный тип задач подразумевает расчет массовой доли продукта или исходного вещества, взятого в избытке, в растворе после протекания химической реакции. При этом необходимо учитывать, что газы и осадки, полученные в результате реакции, в состав полученного раствора не входят.

Алгоритм решения

1. Записать уравнение реакции
2. Рассчитать количества вещества для исходных соединений.
3. Проверить на «избыток-недостаток», если это необходимо.
4. По уравнению реакции определить количества вещества продуктов и рассчитать их массы.
5. Найти количество вещества исходных веществ, которое вступило в реакцию, их оставшееся количество и рассчитать массы, если это необходимо.
6. Рассчитать массу раствора, полученного после окончания реакции.
7. Определить массовые доли веществ в полученном растворе.

Пример 25. Карбонат кальция массой 10 г растворили при нагревании в 150 мл хлороводородной кислоты ($\rho = 1,04$ г/мл) с массовой долей 9%. Какова массовая доля хлороводорода в образовавшемся растворе?

<p>Дано:</p> <p>$m(\text{CaCO}_3) = 10$ г</p> <p>$V_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 150$ мл</p> <p>$\rho_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 1,04$ г/мл</p> <p>$\omega_{\text{исх}}(\text{HCl}) = 9\%$</p> <hr/> <p>$\omega_{\text{ост}}(\text{HCl}) = ?$</p>	<p>Решение:</p> <p>1) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$</p> <p>2) $n(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3)/M(\text{CaCO}_3) = 10/100 = 0,1$ моль</p> <p>$m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 1,04 \cdot 150 = 156$ г</p> <p>$m(\text{HCl}) = m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) \cdot \omega_{\text{исх}}(\text{HCl}) = 156 \cdot 0,09 = 14,04$ г</p> <p>$n_{\text{исх}}(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 14,04/36,5 = 0,385$ моль</p> <p>3) По условию задачи понятно, что хлороводородная кислота взята в избытке и останется в растворе, поэтому проверку на «избыток-недостаток» можно не проводить. В недостатке будет</p>
--	---

CaCO_3 . Его количество вещества будем использовать для расчетов по уравнению реакции.

$$4) n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,1 \text{ моль}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,1 \cdot 44 = 4,4 \text{ г}$$

$$5) n_{\text{прореаг}}(\text{HCl}) = 2n(\text{CaCO}_3) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль}$$

$$n_{\text{ост}}(\text{HCl}) = n_{\text{исх}}(\text{HCl}) - n_{\text{прореаг}}(\text{HCl}) = \\ = 0,385 - 0,2 = 0,185 \text{ моль}$$

$$m_{\text{ост}}(\text{HCl}) = n_{\text{ост}}(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 0,185 \cdot 36,5 = \\ = 6,753 \text{ г}$$

$$6) m_{\text{р-ра}} = m(\text{CaCO}_3) + m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) - m(\text{CO}_2) = 10 + \\ + 156 - 4,4 = 161,6 \text{ г}$$

$$7) \omega_{\text{ост}}(\text{HCl}) = m_{\text{ост}}(\text{HCl}) / m_{\text{р-ра}} = 6,753 / 161,6 = \\ = 0,042 (4,2\%)$$

Ответ: 4,2%

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в растворе, полученном смешением 200 мл 15%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,2 г/мл и 150 мл 10%-ного раствора нитрата бария плотностью 1,04 г/мл.

2. Карбид алюминия массой 2,88 г растворили в 120 г 21%-ного раствора азотной кислоты. Рассчитайте массовую долю кислоты в получившемся растворе.

3. Карбонат кальция массой 10 г растворили при нагревании в 150 мл хлороводородной кислоты ($\rho = 1,04 \text{ г/мл}$) с массовой долей 9%. Какова массовая доля хлороводорода в образовавшемся растворе?

4. 8,4 г чистого железа растворили в 150 мл 10%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,05 г/мл). Вычислите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

5. К 117 г 5%-ного раствора хлорида натрия прибавили 127,5 г 2%-ного раствора нитрата серебра. Определите массовую долю нитрата натрия в полученном растворе.

6. К раствору, полученному при добавлении 24 г гидрида натрия к 1 л воды, прилили 100 мл 30%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ г/мл}$). Определите массовые доли веществ в конечном растворе.

7. Карбид кальция массой 12,8 г растворили в 174 мл 20%-ной бромоводородной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл). Рассчитайте массовую долю соли в образовавшемся растворе.

8. Карбонат бария массой 1,97 г растворили в 150 мл 20%-ной бромоводородной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл). Рассчитайте массовую долю бромида бария в образовавшемся растворе.

9. Магний массой 19,2 г растворили в 800 мл 12%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,05$ г/мл). Рассчитайте массовую долю сульфата магния в конечном растворе.

10. 4,6 г пероксида лития растворили в 95,4 г воды. Рассчитайте массовую долю гидроксида лития в полученном растворе. Какой максимальный объем углекислого газа (н.у.) может быть поглощен Подучившейся щёлочью?

11. К 5%-ному раствору нитрата бария массой 320 г прибавили 100 г раствора хромата калия с массовой долей 5,5%. Рассчитайте Массовую долю нитрата калия в образовавшемся растворе.

12. Раствор соляной кислоты объемом 230,7 мл ($\omega(\text{HCl}) = 10,7\%$, $\rho = 1,05$ г/мл) нейтрализовали твердым гидроксидом кальция. Определите массовую долю соли в образовавшемся растворе.

1.5. ЗАДАЧИ НА СМЕСИ

Можно выделить 3 типа задач, в основе которых взаимодействие смеси веществ с каким-либо реагентом.

Тип 1

В этом случае только одно из веществ, входящих в состав смеси, взаимодействует с реагентом.

Алгоритм решения

1. Записать уравнение реакции
2. Рассчитать количества вещества реагента, с которым взаимодействует один из компонентов смеси, или продукта, который образуется в этой реакции.
3. Рассчитать количество вещества этого компонента смеси и определить его массу.
4. Определить массовые доли веществ в исходной смеси.

Пример 26. При растворении 8,3 г смеси алюминия и железа в избытке раствора КОН выделяется 3,36 л (н. у) водорода. Определите массовую долю алюминия в образце.

Дано:	Решение:
$m(\text{смеси}) = 8,3 \text{ г}$	1) $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
$V(\text{H}_2) = 3,36 \text{ л}$	$\text{Fe} + \text{KOH} \neq$
$\omega(\text{Al}) - ?$	2) $n(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V_m = 3,36/22,4 = 0,15 \text{ моль}$
	3) $n(\text{Al}) = 2 \cdot n(\text{H}_2)/3 = 2 \cdot 0,15/3 = 0,1 \text{ моль}$
	$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,1 \cdot 27 = 2,7 \text{ г}$
	4) $\omega(\text{Al}) = m(\text{Al})/m(\text{смеси}) = 2,7/8,3 = 0,325 (32,5\%)$
	Ответ: 32,5%

Тип 2

В этом случае оба компонента смеси вступают в химические реакции. При этом известны масса или объем общего участника двух реакций. Для решения такой задачи необходимо ввести одну переменную.

Алгоритм решения

1. Записать уравнения реакций
2. Рассчитать количество вещества общего участника двух реакций.
3. Обозначить его количество в одной из реакций за x . По разнице найти его количество во второй реакции.
4. Рассчитать количества вещества и массы компонентов смеси с помощью переменной величины.
5. Решить уравнение, определить массы веществ в смеси и их массовые доли.

Пример 27. 8 г смеси железа и магния обработали соляной кислотой. При этом получили 22,4 л газа (н.у.). Определите массовую долю железа в исходной смеси.

Дано:	Решение:
$m(\text{смеси}) = 8 \text{ г}$	1) $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л}$	$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
$\omega(\text{Fe}) - ?$	2) $n(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V_m = 22,4/22,4 = 1 \text{ моль}$
	3) Пусть $n(\text{H}_2)_{\text{Fe}} = x \text{ моль}$, тогда $n(\text{H}_2)_{\text{Mg}} = (1-x) \text{ моль}$

$$\begin{aligned}
4) \quad n(\text{Fe}) &= n(\text{H}_2)_{\text{Fe}} = x \text{ моль} \\
m(\text{Fe}) &= n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 56x \text{ г} \\
n(\text{Mg}) &= n(\text{H}_2)_{\text{Mg}} = (1-x) \text{ моль} \\
m(\text{Mg}) &= n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}) = 24(1-x) = (24 - 24x) \text{ г} \\
5) \quad m(\text{смеси}) &= m(\text{Fe}) + m(\text{Mg}) = 56x + 24 - 24x = \\
&= (32x - 24) \text{ г} \\
32x - 24 &= 40 \\
x &= 0,5 \\
m(\text{Fe}) &= 56x = 56 \cdot 0,5 = 28 \text{ г} \\
\omega(\text{Fe}) &= m(\text{Fe})/m(\text{смеси}) = 28/40 = 0,7 \text{ (70\%)} \\
\text{Ответ: } &70\%
\end{aligned}$$

Тип 3

В этом случае оба компонента смеси вступают в химические реакции. При этом известны общая масса исходной смеси и масса смеси продуктов реакции. Найти количество какого-либо вещества нельзя. Для решения такой задачи необходимо ввести две переменных.

Алгоритм решения

1. Записать уравнения реакций
2. Рассчитать количество компонентов смеси за x и y . Найти их массы.
3. По уравнению реакции рассчитать количества продуктов с использованием переменных. Найти их массы.
4. Решить систему уравнений. Определить массы веществ в смеси и их массовые доли.

Пример 27. При обработке 13,62 г смеси твердых хлоридов калия и натрия серной кислотой получили 16,12 г смеси безводных сульфатов калия и натрия. Определите массовую долю хлорида калия в исходной смеси.

Дано:	Решение:
$m(\text{хлоридов}) = 13,62 \text{ г}$	1) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$
$m(\text{сульфатов}) = 16,12 \text{ г}$	$2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$
$\omega(\text{KCl}) = ?$	2) Пусть $n(\text{NaCl}) = x$ моль, $n(\text{KCl}) = y$ моль, тогда
	$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 58,5x \text{ г}$

$m(\text{KCl}) = n(\text{KCl}) \cdot M(\text{KCl}) = 74,5y \text{ г}$
 3) По уравнению реакции
 $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{NaCl})/2 = 0,5x \text{ моль}$
 $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) =$
 $= 0,5x \cdot 142 = 71x \text{ г}$
 $n(\text{K}_2\text{SO}_4) = n(\text{KCl})/2 = 0,5y \text{ моль}$
 $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = n(\text{K}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,5y \cdot 174 =$
 $= 87y \text{ г}$
 4) Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} 58,5x + 74,5y = 13,62 \\ 71x + 87y = 16,12 \end{cases}$$

 При решении системы получаем:
 $x = 0,08 \text{ моль}$
 $y = 0,12 \text{ моль}$
 $m(\text{KCl}) = 74,5y = 74,5 \cdot 0,12 = 8,94 \text{ г}$
 $\omega(\text{KCl}) = m(\text{KCl})/m(\text{хлоридов}) = 8,94/13,62 =$
 $0,656 (65,6\%)$
 Ответ: 65,6%

Задания для самостоятельной работы

1. Определите массовые доли сульфидов железа (II) и цинка в смеси, если при обработке 28,2 г этой смеси избытком раствора соляной кислоты выделяется газ, который полностью осаждает медь из 405 г 10%-ного раствора хлорида меди (II).

2. При взаимодействии соляной кислоты со смесью магния и карбоната магния выделилось 11,2 л смеси газов (н.у.). После сжигания газа и конденсации водяных паров объем газа уменьшился до 4,48 л. Определите массовую долю магния в исходной смеси.

3. В результате прокаливания 24,0 г смеси сульфата, нитрата и гидрокарбоната натрия выделился газ объемом 2,24 л (н.у.). При пропускании этого газа через избыток известковой воды выпало 5,0 г осадка. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

4. Смесь карбонатов магния и бария растворили в избытке азотной кислоты. Выделился газ объемом 13,44 л (н.у.). При действии избытка серной кислоты на полученный раствор образовался осадок массой 46,6 г. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.

5. 25 г смеси гидроксида натрия и карбоната натрия обрабатывали избытком серной кислоты. Выделился газ, при пропускании которого через избыток известковой воды образовалось 5 г осадка. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.

6. Смесь хлорида и бромида натрия может прореагировать с 4,48 л хлора (н.у.) или с 850 г 10 %-го нитрата серебра. Определить массовую долю бромида натрия в исходной смеси.

1.6. ЗАДАЧИ НА «ТИП СОЛИ»

Смесь средней и кислой соли возникает в растворе при взаимодействии многоосновной кислоты (или соответствующего ей оксида и щелочи (или аммиака).

Способ I (Определение «избытка-недостатка»)

Алгоритм решения

1. Записать уравнения реакции

Кислота + щелочь (или аммиак) = кислая соль и вода

Кислая соль + щелочь (или аммиак) = средняя соль и вода

2. Рассчитать количества вещества щелочи и кислоты.

3. По первой реакции определить вещество в избытке.

• **Если в избытке кислота**, образуется только кислая соль. **Расчет ведется только по первому уравнению.** По количеству щелочи (вещество «в недостатке») рассчитать количество кислой соли и ее массу.

• **Если в избытке щелочь**, то по количеству кислоты (вещество «в недостатке») рассчитать:

А) Количество кислой соли, получившейся в первой реакции и вступившей во вторую реакцию.

Б) Количество щелочи, прореагировавшей в первой реакции.

В) Количество щелочи, оставшейся после первой реакции и вступившей во вторую. Рассчитывается по формуле:

$$n(\text{щелочи})_{\text{оставшееся}} = n(\text{щелочи})_{\text{исходное}} - n(\text{щелочи})_{\text{прореагировавшее}}$$

4. По второй реакции определить вещество в избытке.

В избытке щелочи получится только **средняя соль**. Рассчитать ее количество и массу.

В избытке кислой соли в растворе образуется смесь солей. По количеству щелочи (вещество «в недостатке») рассчитать:

А) Количество образовавшейся **средней соли**. Найти ее массу.

Б) Количество кислой соли, прореагировавшей во второй реакции.

В) Количество оставшейся **кислой соли**. Рассчитывается по формуле:

$$n(\text{кислой соли})_{\text{ост}} = n(\text{кислой соли})_{\text{исх}} - n(\text{кислой соли})_{\text{прореаг}}$$

Найти ее массу.

5. Рассчитать массу раствора.

6. Рассчитать массовые доли солей в полученном растворе.

Пример 28. К 82 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность – 1,22 г/мл) добавили 116 мл 25%-й серной кислоты (плотность – 1,18 г/мл). Найти массовые доли солей в полученном растворе.

Дано:

$$V(\text{NaOH}) = 82 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 1,22 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 20 \% (0,2)$$

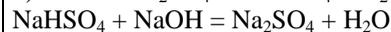
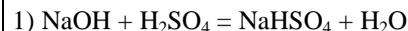
$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 116 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,18 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25 \% (0,25)$$

$$\omega(\text{солей}) = ?$$

Решение:



$$2) m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 1,22 \cdot 82 = 100,04 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 100 \cdot 0,2 = 20 \text{ г}$$

$$n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 20 / 40 = 0,5 \text{ моль}$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,18 \cdot 116 = 136,88 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 136,88 \cdot 0,25 = 34,22 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 34,22 / 98 = 0,35 \text{ моль}$$

3) По первой реакции $n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 : 1$
По условию

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 : 0,35 = 1,4 : 1$$

Следовательно, в избытке щелочь.

$$n(\text{NaHSO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,35 \text{ моль}$$

$n(\text{NaOH})_{\text{прореагировавшее}} = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,35 \text{ моль}$
 $n(\text{NaOH})_{\text{оставшееся}} = n(\text{NaOH})_{\text{исходное}} -$
 $n(\text{NaOH})_{\text{прореагир.}} =$
 $= 0,5 - 0,35 = 0,15 \text{ моль}$
 4) По второй реакции $n(\text{NaOH}) : n(\text{NaHSO}_4) =$
 $= 1 : 1$
 По условию $n(\text{NaOH}) : n(\text{NaHSO}_4) =$
 $= 0,15 : 0,35 = 1 : 2,3$
Следовательно, в избытке кислая соль.
В растворе образуется смесь солей.
 $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{NaOH}) = 0,15 \text{ моль}$
 $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) =$
 $= 0,15 \cdot 142 = 21,3 \text{ г}$
 $n(\text{NaHSO}_4)_{\text{прореагировавшее}} = n(\text{NaOH}) =$
 $= 0,15 \text{ моль}$
 $n(\text{NaHSO}_4)_{\text{оставшееся}} = n(\text{NaHSO}_4)_{\text{исходное}} -$
 $- n(\text{NaHSO}_4)_{\text{прореагир.}} = 0,35 - 0,15 = 0,2 \text{ моль}$
 $m(\text{NaHSO}_4)_{\text{оставшаяся}} = n(\text{NaHSO}_4) \cdot M(\text{NaHSO}_4) =$
 $= 0,2 \cdot 120 = 24 \text{ г}$
 5) $m(\text{p-ра}) = m_{\text{p-ра}}(\text{NaOH}) + m_{\text{p-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) =$
 $= 100,04 + 136,88 = 236,92 \text{ г}$
 6) $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) / m(\text{p-ра}) =$
 $= 21,3 / 236,92 = 0,09 \text{ (9 \%)}$
 $\omega(\text{NaHSO}_4) = m(\text{NaHSO}_4) / m(\text{p-ра}) =$
 $= 24 / 236,92 = 0,1 \text{ (10 \%)}$
 Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 9 \%$; $\omega(\text{NaHSO}_4) = 10\%$

Пункты 3 и 4 можно оформить в виде схематического решения:

3) По первой реакции

	Исходное количество, моль		Полученное количество, моль				
	0,5	0,35	0,35				
Реакция	$\text{NaOH}_{(\text{изб})}$	+	H_2SO_4	=	NaHSO_4	+	H_2O
Прореагировавшее количество, моль	0,35		0,35				
Оставшееся количество, моль	0,15		0		0,35		

4) По второй реакции

	Исходное количество, моль		Полученное количество, моль
	0,15	0,35	0,15
Реакция	$\text{NaOH} + \text{NaHSO}_{4(\text{изб})} =$		$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Прореагировавшее количество, моль	0,15	0,15	
Оставшееся количество, моль	0	0,2	0,15

В конечном растворе содержится 0,2 моль NaHSO_4 и 0,15 моль Na_2SO_4

При пропускании газообразного кислотного оксида, соответствующего многоосновной кислоте, или сероводорода в раствор щелочи получается, что в начальный момент в растворе существует избыток щелочи. Поэтому сначала образуется средняя соль. При дальнейшем пропускании оксида средняя соль переходит в кислую. Уравнения реакции будут иметь вид:

Кислотный оксид (или сероводород) + щелочь = средняя соль и вода

Средняя соль + кислотный оксид + вода = кислая соль

В случае сероводорода:

Сероводород + средняя соль = кислая соль

Алгоритм решения

1. Записать уравнения реакции

Кислотный оксид + щелочь = средняя соль и вода

Средняя соль + кислотный оксид + вода = кислая соль

2. Рассчитать количества вещества щелочи и кислотного оксида.

3. По первой реакции определить вещество в избытке.

• **Если в избытке щелочь**, образуется только средняя соль. **Расчет ведется только по первому уравнению.** По количеству кислотного оксида (вещество «в недостатке») рассчитать количество средней соли и ее массу.

• **Если в избытке кислотный оксид**, то по количеству щелочи (вещество «в недостатке») рассчитать:

А) Количество средней соли, получившейся в первой реакции и вступившей во вторую реакцию.

Б) Количество кислотного оксида, прореагировавшего в первой реакции.

В) Количество кислотного оксида, оставшегося после первой реакции и вступившего вторую. Рассчитывается по формуле:

$$n(\text{оксида})_{\text{оставшееся}} = n(\text{оксида})_{\text{исходное}} - n(\text{оксида})_{\text{прореагировавшее}}$$

4. По второй реакции определить вещество в избытке.

В избытке кислотного оксида получится только **кислая соль**. Рассчитать ее количество и массу.

В избытке средней соли в растворе образуется смесь солей. По количеству кислотного оксида (вещество «в недостатке») рассчитать:

А) Количество образовавшейся **кислой соли**. Найти ее массу.

Б) Количество средней соли, прореагировавшей во второй реакции.

В) Количество оставшейся **средней соли**. Рассчитывается по формуле:

$$n(\text{средн. соли})_{\text{ост}} = n(\text{средн. соли})_{\text{исх}} - n(\text{средн. соли})_{\text{прореаг.}}$$

Найти ее массу.

5. Рассчитать массу раствора.

6. Рассчитать массовые доли солей в полученном растворе.

Пример 29. Углекислый газ объемом 4,48 л (н.у.) прореагировал без остатка с 59,02 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 20% (плотность 1,185 г/мл). Найти массовые доли солей в полученном растворе.

Дано:	Решение:
$V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л}$	1) $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$V(\text{KOH}) = 59,02 \text{ мл}$	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KHCO}_3$
$\rho_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) = 1,185 \text{ г/мл}$	2) $m_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) =$
$\omega(\text{KOH}) = 20 \% (0,2)$	$= 1,185 \cdot 59,02 = 70 \text{ г}$
$\omega(\text{солей}) = ?$	$m(\text{KOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) \cdot \omega(\text{KOH}) = 70 \cdot 0,2 = 14 \text{ г}$
	$n(\text{KOH}) = m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = 14 / 56 =$
	$= 0,25 \text{ моль}$
	$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_m = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$
	3) По первой реакции $n(\text{CO}_2) : n(\text{KOH}) = 1 : 2$
	По условию $n(\text{CO}_2) : n(\text{KOH}) =$
	$= 0,2 : 0,25 = 1 : 1,25$

Следовательно, в избытке кислотный оксид.

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = n(\text{KOH})/2 = 0,25/2 = 0,125 \text{ моль}$$

$$n(\text{CO}_2)_{\text{прореаг}} = n(\text{KOH})/2 = 0,125 \text{ моль}$$

$$n(\text{CO}_2)_{\text{ост}} = n(\text{CO}_2)_{\text{исх}} - n(\text{CO}_2)_{\text{прореаг}} = \\ = 0,2 - 0,125 = 0,075 \text{ моль}$$

4) По второй реакции

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) : n(\text{CO}_2) = 1 : 1$$

По условию

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) : n(\text{CO}_2) = \\ = 0,125 : 0,075 = 1,7 : 1$$

Следовательно, в избытке средняя соль.

В растворе образуется смесь солей.

$$n(\text{KHCO}_3) = 2n(\text{CO}_2) = 2 \cdot 0,075 = 0,15 \text{ моль}$$

$$m(\text{KHCO}_3) = n(\text{KHCO}_3) \cdot M(\text{KHCO}_3) = \\ = 0,15 \cdot 100 = 15 \text{ г}$$

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3)_{\text{прореаг}} = n(\text{CO}_2) = 0,075 \text{ моль}$$

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3)_{\text{ост}} = n(\text{K}_2\text{CO}_3)_{\text{исх}} - n(\text{K}_2\text{CO}_3)_{\text{прореагир.}} = \\ = 0,125 - 0,075 = 0,05 \text{ моль}$$

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3)_{\text{ост}} = n(\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{K}_2\text{CO}_3) = \\ = 0,05 \cdot 138 = 6,9 \text{ г}$$

$$5) m(\text{p-ра}) = m_{\text{p-ра}}(\text{KOH}) + m(\text{CO}_2)$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,2 \cdot 44 = 8,8 \text{ г}$$

$$m(\text{p-ра}) = 70 + 8,8 = 78,8 \text{ г}$$

$$6) \omega(\text{KHCO}_3) = m(\text{KHCO}_3)/m(\text{p-ра}) = \\ = 15/78,8 = 0,19 (19 \%)$$

$$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = m(\text{K}_2\text{CO}_3)/m(\text{p-ра}) = \\ = 6,9/78,8 = 0,088 (8,8 \%)$$

Ответ: $\omega(\text{KHCO}_3) = 19 \%$; $\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 8,8 \%$

Пункты 3 и 4 можно оформить в виде схематического решения:

3) По первой реакции

	Исходное количество, моль		Полученное количество, моль	
	0,2	0,25	0,125	
Реакция	$\text{CO}_2(\text{изб})$	+ 2KOH	=	K_2CO_3 + H_2O
Прореагировавшее количество, моль	0,125	0,25		
Оставшееся количество, моль	0,075	0		0,125

4) По второй реакции

	Исходное количество, моль		Полученное количество, моль
	0,125	0,075	0,15
Реакция	$\text{K}_2\text{CO}_3(\text{изб}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$		$2\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Прореагировавшее количество, моль	0,075	0,075	
Оставшееся количество, моль	0,05	0	0,15

В конечном растворе содержится 0,05 моль K_2CO_3 и 0,15 моль KHCO_3

Способ II («Задача на параллельные реакции»)

Данный подход предполагает, что образование кислой и средней соли происходит независимо друг от друга в параллельных реакциях. Задача сводится к решению задачи на взаимодействие смеси веществ с общим реагентом и решается с использованием одной переменной или системы уравнений с двумя переменными.

Алгоритм решения

1. Записать уравнения реакции

Щелочь (аммиак) + кислота = кислая соль и вода

Щелочь (аммиак) + кислота = средняя соль и вода

или

Щелочь + кислотный оксид = кислая соль

Щелочь + кислотный оксид = средняя соль и вода

2. Рассчитать количества вещества щелочи и кислоты.

Найти соотношение $n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты})$

Для двухосновной кислоты (например, H_2SO_4) возможны варианты:

1) $n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты}) = 1 : 1$ или кислота в избытке (например, $n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты}) = 1 : 2$) – образуется только кислая соль. Расчет только по первой реакции.

2) $n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты}) = 2 : 1$ или щелочь в избытке (например, $n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты}) = 3 : 1$) – образуется только средняя соль. Расчет только по второй реакции.

3) $1 : 1 < n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты}) < 2 : 1$ (например $n(\text{щелочи}) : n(\text{кислоты}) = 1,5 : 1$) – образуются 2 соли (кислая и средняя).

3. В третьем случае обозначим количество кислоты в первой реакции $n_1(\text{кислоты}) = x$ моль, тогда количество кислоты во второй реакции $n_2(\text{кислоты}) = (n_{\text{общее}}(\text{кислоты}) - x)$ моль

Найдем количество щелочи в первой реакции по $n_1(\text{кислоты})$, найдем количество щелочи во второй реакции по $n_1(\text{кислоты})$. Рассчитаем общее количество щелочи по формуле:

$$n_{\text{общее}}(\text{щелочи}) = n_1(\text{щелочи}) + n_2(\text{щелочи})$$

Составим уравнение и найдем x .

4. Рассчитать количество солей в первой и второй реакциях. Найти их массы.

5. Рассчитать массу раствора.

6. Рассчитать массовые доли солей в полученном растворе.

Рассмотрим решение приведенных в примерах задач этим способом.

Пример 28. К 82 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность – 1,22 г/мл) добавили 116 мл 25%-й серной кислоты (плотность – 1,18 г/мл). Найти массовые доли солей в полученном растворе.

Дано:

$$V(\text{NaOH}) = 82 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 1,22 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 20 \% (0,2)$$

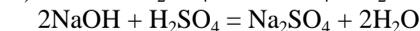
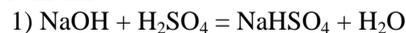
$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 116 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,18 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25 \% (0,25)$$

$$\omega(\text{солей}) - ?$$

Решение:



$$2) m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 1,22 \cdot 82 = 100,04 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 100 \cdot 0,2 = 20 \text{ г}$$

$$n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 20 / 40 = 0,5 \text{ моль}$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,18 \cdot 116 = 136,88 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 136,88 \cdot 0,25 = 34,22 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 34,22 / 98 = 0,35 \text{ моль}$$

По первой реакции $n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 : 1$

По второй реакции $n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 : 1$

По условию

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 : 0,35 = 1,4 : 1$$

Следовательно, образуется смесь солей.

3) Пусть $n_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = x$ моль,

тогда $n_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,35 - x)$ моль

$$n_1(\text{NaOH}) = n_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = x \text{ моль,}$$

$$n_2(\text{NaOH}) = 2n_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2(0,35 - x) \text{ моль,}$$

$$n_{\text{общ}}(\text{NaOH}) = n_1(\text{NaOH}) + n_2(\text{NaOH}) =$$

$$= x + 2(0,35 - x) = x + 0,7 - 2x = (0,7 - x) \text{ моль}$$

$$0,7 - x = 0,5$$

$$x = 0,2$$

$$n(\text{NaHSO}_4) = n_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaHSO}_4) = n(\text{NaHSO}_4) \cdot M(\text{NaHSO}_4) =$$
$$= 0,2 \cdot 120 = 24 \text{ г}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,35 - 0,2 =$$
$$= 0,15 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) =$$
$$= 0,15 \cdot 142 = 21,3 \text{ г}$$

5) $m(\text{p-ра}) = m_{\text{p-ра}}(\text{NaOH}) + m_{\text{p-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) =$
 $= 100,04 + 136,88 = 236,92 \text{ г}$

6) $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) / m(\text{p-ра}) =$
 $21,3 / 236,92 = 0,09 \text{ (9 \%)}$

$$\omega(\text{NaHSO}_4) = m(\text{NaHSO}_4) / m(\text{p-ра}) =$$
$$= 24 / 236,92 = 0,1 \text{ (10 \%)}$$

Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 9 \%$; $\omega(\text{NaHSO}_4) = 10\%$

Пример 29. Углекислый газ объемом 4,48 л (н.у.) прореагировал без остатка с 59,02 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 20% (плотность 1,185 г/мл). Найти массовые доли солей в полученном растворе.

Дано:

$$V(\text{CO}_2) = 4,48 \text{ л}$$

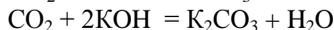
$$V(\text{KOH}) = 59,02 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{p-ра}}(\text{KOH}) = 1,185 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{KOH}) = 20 \% (0,2)$$

$\omega(\text{солей}) = ?$

Решение:



2) $m_{\text{p-ра}}(\text{KOH}) = \rho_{\text{p-ра}}(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) =$
 $= 1,185 \cdot 59,02 = 70 \text{ г}$

$$m(\text{KOH}) = m_{\text{p-ра}}(\text{KOH}) \cdot \omega(\text{KOH}) = 70 \cdot 0,2 = 14 \text{ г}$$

$$n(\text{KOH}) = m(\text{KOH}) / M(\text{KOH}) = 14 / 56 = 0,25 \text{ моль}$$

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2) / V_m = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

3) По первой реакции $n(\text{CO}_2) : n(\text{KOH}) = 1 : 1$

По второй реакции $n(\text{CO}_2) : n(\text{KOH}) = 1 : 2$

По условию $(\text{CO}_2) : n(\text{KOH}) = 0,2 : 0,25 = 1 : 1,25$

Следовательно, образуется смесь солей.

4) Пусть $n_1(\text{CO}_2) = x$ моль,

тогда $n_2(\text{CO}_2) = (0,2 - x)$ моль

$n_1(\text{KOH}) = n_1(\text{CO}_2) = x$ моль,

$n_2(\text{KOH}) = 2n_2(\text{CO}_2) = 2(0,2 - x)$ моль,

$n_{\text{общ}}(\text{KOH}) = n_1(\text{KOH}) + n_2(\text{KOH}) =$

$= x + 2(0,2 - x) = x + 0,4 - 2x = (0,4 - x)$ моль

$0,4 - x = 0,25$

$x = 0,15$

$n(\text{KHCO}_3) = n_1(\text{CO}_2) = 0,15$ моль

$m(\text{KHCO}_3) = n(\text{KHCO}_3) \cdot M(\text{KHCO}_3) =$

$= 0,15 \cdot 100 = 15$ г

$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = n_2(\text{CO}_2) = 0,2 - 0,15 = 0,05$ моль

$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = n(\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{K}_2\text{CO}_3) =$

$= 0,05 \cdot 138 = 6,9$ г

5) $m(\text{p-ра}) = m_{\text{p-ра}}(\text{KOH}) + m(\text{CO}_2)$

$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,2 \cdot 44 = 8,8$ г

$m(\text{p-ра}) = 70 + 8,8 = 78,8$ г

6) $\omega(\text{KHCO}_3) = m(\text{KHCO}_3) / m(\text{p-ра}) =$

$= 15 / 78,8 = 0,19$ (19 %)

$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = m(\text{K}_2\text{CO}_3) / m(\text{p-ра}) = 6,9 / 78,8 =$

$= 0,088$ (8,8 %)

Ответ: $\omega(\text{KHCO}_3) = 19\%$; $\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 8,8\%$

Задачи для самостоятельной работы

1. Оксид серы (VI) объемом 2,24 л (н.у.) пропустили через 80 г 5%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

2. Газообразный аммиак объемом 2,24 л поглощен 14,68 мл 50-процентного раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,335 г/см³). Определить массовую долю соли в полученном растворе.

3. В 10-% раствор гидроксида калия объемом 128 мл (плотность 1,09 г/см³) пропустили оксид углерода (IV) объемом 2,8 л. Определить массовую долю соли в полученном растворе.

4. Смешали 200 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты и 33,6 г гидроксида калия. Вычислить массовые доли веществ, содержащихся в растворе по окончании всех реакций.

5. Сожгли 5,6 л бутана (н.у.), образовавшийся углекислый газ пропустили через 80 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 20%. Найти массовые доли полученных солей в растворе.

6. В 10%-ный раствор гидроксида калия объемом 128 мл (плотность 1,09 г/см³) пропустили оксид углерода (IV) объемом 2,8 л. Какая соль образовалась при этом, и какова ее масса и массовая доля в полученном растворе?

7. В 84,2 мл 45%-ного раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,293 г/мл) растворили 12 г магниевых стружек. Какова масса и массовая доля соли, образовавшейся в ходе реакции?

8. Натрий массой 4,6 г полностью растворили в 80 мл воды. К полученному раствору щелочи прилили 86 мл 20%-го раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл). Определите массовую долю соли в полученном растворе.

9. К 128 мл 10%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,09 г/мл) прилили 55,6 мл 35%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,260 г/мл). Какова массовая доля соли в полученном растворе?

10. Через 224 г раствора с массовой долей гидроксида калия 20 % пропустили 11,2 л сернистого газа (н.у.). Вычислить массовые доли солей в полученном растворе.

11. Через 100 мл раствора гидроксида натрия с плотностью 1,1 г/мл пропустили 4,928 л оксида углерода (IV) (н.у.). Вычислить массовые доли солей в полученном растворе.

12. К 82 мл 20%-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,22$ г/мл) добавили 116 мл 25%-й серной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл). Найти массовые доли солей в образовавшемся растворе.

13. Смешали 20%-ный раствор ортофосфорной кислоты объемом 26,25 мл (плотность 1,12 г/мл) и 16%-ный раствор гидроксида калия объемом 50 мл (плотность 1,16 г/мл). Рассчитайте массовые доли веществ в растворе.

1.7. ЗАДАЧИ НА «НЕПОЛНОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ВЕЩЕСТВА»

В основе такой задачи лежит реакция разложения какого-либо вещества, причем этот процесс происходит частично. После раз-

ложения мы получаем твердый остаток, представляющий собой смесь из исходного вещества и продукта разложения, которую затем обрабатывают каким-либо реагентом. В зависимости от природы веществ, входящих в состав полученной смеси, с этим реагентом взаимодействуют один или оба компонента смеси.

Тип 1

Известно:

Объем или масса одного из продуктов, образовавшихся при разложении соли.

Масса твердого остатка.

Массовая доля реагента в растворе или масса раствора реагента.

Алгоритм решения.

1. Записать уравнение реакции разложения, а также уравнения реакций взаимодействия компонентов полученной смеси с реагентом.

2. Рассчитать количество продукта реакции разложения, для которого известна масса или объем. По нему определить количество продукта разложения, входящего в состав твердого остатка.

3. Рассчитать массу и количество не вступившей в реакцию разложения исходной соли.

4. Рассчитать количество и массу реагента, который добавляли к смеси, а также массу его раствора (если необходимо).

5. Рассчитать количество и массу продуктов реакции (если необходимо).

6. Определить массу полученного раствора по формуле:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{твердого остатка}) + m(\text{р-ра реагента}) - m(\text{осадка}) - m(\text{газов})$$

7. Найти массовую долю искомого вещества в полученном растворе.

Пример 30. При нагревании гидрокарбоната натрия часть вещества разложилась, при этом выделилось 0,448 л углекислого газа (в пересчете на н.у.). Масса безводного остатка составила 4,64 г. Остаток добавили к 0,15%-ному раствору гидроксида

кальция. При этом в растворе не осталось ионов кальция и карбонат-анионов. Определите массовую долю гидроксида натрия в образовавшемся растворе.

Дано:

$$V(\text{CO}_2) = 0,448 \text{ л}$$

$$m(\text{остатка}) = 4,64 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,15\% (0,0015)$$

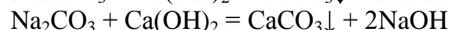
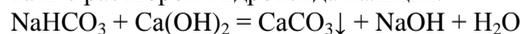
$$\omega(\text{NaOH}) - ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции разложения:



Т.к. разложилась только часть вещества, безводный остаток состоит из неразложившегося NaHCO_3 и полученного в первой реакции Na_2CO_3 . Каждое из этих веществ будет взаимодействовать с раствором гидроксида кальция.



2. Рассчитаем количество вещества углекислого газа, количество и массу полученного в процессе разложения карбоната натрия.

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2)/V_m = 0,448/22,4 = 0,02 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \cdot 106 = 2,12 \text{ г}$$

3. Рассчитаем массу и количество неразложившегося гидрокарбоната натрия

$$m(\text{NaHCO}_3) = m(\text{остатка}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) =$$

$$= 4,64 - 2,12 = 2,52 \text{ г}$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = m(\text{NaHCO}_3)/M(\text{NaHCO}_3) =$$

$$= 2,52/84 = 0,03 \text{ моль}$$

4. Рассчитаем количество гидроксида кальция, его массу и массу его раствора.

$$n_1(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{NaHCO}_3) = 0,03 \text{ моль}$$

$$n_2(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \text{ моль}$$

$$n_{\text{общ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n_1(\text{Ca}(\text{OH})_2) + n_2(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,03 + 0,02 = 0,05 \text{ моль}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n_{\text{общ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,05 \cdot 74 = 3,7 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = m(\text{Ca}(\text{OH})_2)/\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$= 3,7/0,0015 = 2466,67 \text{ г}$$

5. Рассчитаем массу количество и массу гидроксида натрия и карбоната кальция

$$n_1(\text{NaOH}) = n(\text{NaHCO}_3) = 0,03 \text{ моль}$$

$$n_2(\text{NaOH}) = 2n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 0,02 = 0,04 \text{ моль}$$

$$n_{\text{общ}}(\text{NaOH}) = n_1(\text{NaOH}) + n_2(\text{NaOH}) =$$

$$= 0,03 + 0,04 = 0,07 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = n_{\text{общ}}(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,07 \cdot 40 = 2,8 \text{ г}$$

Т.к. в растворе по условию не осталось ионов кальция, то весь гидроксид кальция перешел в карбонат кальция

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$$

Поэтому $n(\text{CaCO}_3) = n_{\text{общ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,05 \text{ моль}$

Или по уравнениям реакции:

$$n_1(\text{CaCO}_3) = n(\text{NaHCO}_3) = 0,03 \text{ моль}$$

$$n_2(\text{CaCO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \text{ моль}$$

$$n_{\text{общ}}(\text{CaCO}_3) = n_1(\text{CaCO}_3) + n_2(\text{CaCO}_3) =$$

$$= 0,03 + 0,02 = 0,05 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = n_{\text{общ}}(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,05 \cdot 100 = 5 \text{ г}$$

6. Найдем массу полученного раствора

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{остатка}) + m_{\text{р-ра}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) - m(\text{CaCO}_3) =$$

$$= 4,64 + 2466,67 - 5 = 2466,31 \text{ г}$$

7. Найдем массу гидроксида натрия в полученном растворе

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m(\text{р-ра}) = 2,8/2466,31 =$$

$$= 0,0011 \text{ или } (0,11\%)$$

Ответ: $\omega(\text{NaOH}) = 0,11\%$

Тип 2

Известно:

Масса твердого остатка.

Масса реагента в растворе или масса раствора реагента и его массовая доля.

Найти массу исходного образца.

Алгоритм решения

1. Записать уравнение реакции разложения, а также уравнения реакций взаимодействия компонентов полученной смеси с реагентом.

2. Рассчитать количество реагента, добавленного к полученной смеси. По нему определить количество прореагировавшего компонента смеси и его массу.

3. Рассчитать массу и количество непрореагировавшего компонента смеси.

4. Рассчитать массу исходного образца.

5. Рассчитать количества и массы продуктов реакции разложения (если необходимо).

Пример 31. При нагревании образца нитрата магния часть вещества разложилась. Масса твердого остатка составила 15,4 г. Этот остаток может прореагировать с 20 г 20%-ного раствора гидроксида натрия. Определите массу исходного образца и объем выделившихся газов (в пересчете на н.у.).

Дано:

$$m(\text{остатка}) = 15,4 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 20 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 20 \%$$

$$(0,2)$$

$$\omega(\text{NaOH}) - ?$$

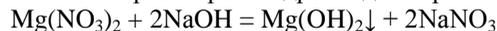
Решение:

1. Запишем уравнение реакции разложения:



Т.к. разложилась только часть вещества, остаток состоит из неразложившегося $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и полученного в первой реакции MgO .

Только оставшийся $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ будет взаимодействовать с раствором гидроксида натрия.



2. Рассчитаем количество гидроксида натрия.

$$m(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot \omega(\text{NaOH}) = 20 \cdot 0,2 = 4 \text{ г}$$

$$n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 4 / 40 = 0,1 \text{ моль}$$

Найдем количество $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, прореагировавшего во второй реакции:

$$n_2(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{NaOH}) / 2 = 0,1 / 2 = 0,05 \text{ моль}$$

$$m_2(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = n_2(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \\ = 0,05 \cdot 148 = 7,4 \text{ г}$$

3. Рассчитаем массу и количество оксида магния

$$m(\text{MgO}) = m(\text{остатка}) - m_2(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) =$$

$$= 15,4 - 7,4 = 8 \text{ г}$$

$$n(\text{MgO}) = m(\text{MgO}) / M(\text{MgO}) = 8 / 84 = 0,2 \text{ моль}$$

Рассчитаем количество и массу $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в первой реакции:

$$n_1(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{MgO}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m_1(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = n_1(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \\ = 0,2 \cdot 148 = 29,6 \text{ г}$$

4. Рассчитаем массу исходного образца



$$m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = m_1(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) + m_2(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \\ = 29,6 + 7,4 = 37 \text{ г.}$$

5. Рассчитаем количество газов, выделившихся при разложении и их общий объем.

$$n(\text{NO}_2) = 2n(\text{MgO}) = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ моль}$$

$$n(\text{O}_2) = n(\text{MgO})/2 = 0,2/2 = 0,1 \text{ моль}$$

$$n_{\text{общ}}(\text{газов}) = n(\text{NO}_2) + n(\text{O}_2) =$$

$$= 0,4 + 0,1 = 0,5 \text{ моль}$$

$$V_{\text{общ}}(\text{газов}) = n_{\text{общ}}(\text{газов}) \cdot V_m = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л.}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 37 \text{ г, } V_{\text{общ}}(\text{газов}) = 11,2 \text{ л.}$$

Задачи для самостоятельной работы

1. При нагревании образца гидрокарбоната натрия часть вещества разложилась. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа и образовалось 63,2 г твердого безводного остатка. К полученному остатку добавили минимальный объем 20%-ного раствора соляной кислоты, необходимый для полного выделения углекислого газа. Определите массовую долю хлорида натрия в полученном растворе.

2. При нагревании карбоната кальция часть вещества разложилась, при этом выделился газ объемом 4,48 л (н.у.). К твердому остатку массой 41,2 г добавили 465,5 г избытка раствора соляной кислоты. Определите массовую долю соли в образовавшемся растворе.

3. При нагревании образца нитрата меди (II) часть вещества разложилась, при этом образовалось 26,8 г твердого остатка. Объем выделившихся газов составил 5,6 л (н.у.). Остаток растворили в 50 мл воды и добавили 10%-ный раствор гидроксида натрия, способный полностью осадить ионы меди. Определите массовую долю нитрата натрия в полученном растворе.

4. При разложении нитрата меди (II) выделилась смесь газов объемом 11,2 л (н.у.). Масса остатка составила 94 г. К остатку добавили 292 г 10%-ного раствора соляной кислоты. Определите массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.

5. При разложении нитрата серебра выделилась смесь газов объемом 6,72 л (н.у.). Масса остатка составила 25 г. После этого остаток поместили в 50 мл воды и добавили 18,25 г 20%-ного раствора соляной кислоты. Определите массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.

6. При разложении образца нитрата магния выделилась смесь газов объемом 10,08 л (в пересчете на н. у.). Масса остатка составила 69,36 г. После этого остаток поместили в 100 мл воды и добавили к нему 240 г 20%-ного раствора гидроксида натрия. Определите массовую долю гидроксида натрия в образовавшемся растворе.

7. При нагревании образца нитрата цинка часть вещества разложилась, при этом выделилось 2,8 л смеси газов (н.у.). Остаток массой 13,5 г полностью растворили в минимальном объеме 10% раствора гидроксида натрия. Определите массовую долю солей в полученном растворе.

8. При нагревании образца нитрата магния часть вещества разложилась. При этом образовалось 53,6 г твердого остатка. Этот остаток прореагировал с раствором гидроксида натрия массой 200 г с массовой долей щелочи 24%. В результате этой реакции образовался раствор массой 206,4 г с массовой долей щелочи 15,5%. Определите объем выделившихся при разложении нитрата магния газов (н.у.).

9. При нагревании нитрата меди (II) часть вещества разложилась, при этом образовался твердый остаток массой 50,8 г. Остаток прореагировал с раствором гидроксида натрия массой 150 г с массовой долей щелочи 20%. В результате этой реакции образовался раствор массой 159 г с массовой долей щелочи 13,84%. Определите объем выделившихся при разложении нитрата меди (II) газов (в пересчете на н.у.).

10. При нагревании образца нитрата железа (III) часть вещества разложилась. При этом образовалось 88,6 г твердого остатка. Этот остаток может прореагировать с 225 г 16%-ного раствора гидроксида натрия. Определите массу исходного образца нитрата железа (III) и объем выделившейся смеси газов (н.у.). (При решении нужно учесть, что оксид железа (III) не растворяется в щелочи. Он реагирует со щелочами при сплавлении).

Раздел 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

2.1. МЕТАЛЛЫ

В ПСХЭ Д.И. Менделеева металлы находятся ниже диагонали В-Si-As -Te -At.

В химических реакциях металлы являются только восстановителями.



Таблица 2

Характерные степени окисления металлов

Металл	Характерные степени окисления
Li, Na, K, Rb, Cs, Ag	+1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	+2
Al	+3
Cu	+1, +2
Sn, Pb	+2, +4
Cr	+2, +3, +6
Fe	+2, +3, +6
Mn	+2, +3, +4, +6, +7

Для металлов характерны общие физические свойства металлов:

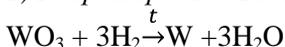
1. Пластичность, ковкость
2. Высокая теплопроводность
3. Высокая электропроводность
4. Металлический блеск
5. Способность образовывать сплавы

Причина похожих физических свойств – единый тип связи (металлическая связь.)

2.1.1. Способы получения металлов

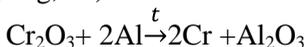
1. Пирометаллургия – восстановление металлов из оксидов при высоких температурах

1) *Гидротермия* – восстановление водородом

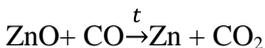
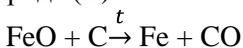


Используется для получения очень чистых металлов

2) *Металлотермия* – восстановление активными металлами (Ca, Mg, Al).

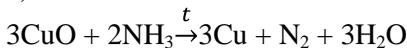


3) *Карботермия* – восстановление углеродом или оксидом углерода (II).



Используется для получения металлов, не образующих устойчивых карбидов.

4) *Восстановление аммиаком*



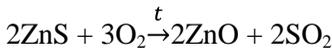
В составе природных минералов металлы часто находятся в виде сульфидов:

ZnS – цинковая обманка

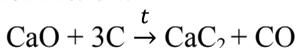
Cu₂S – медный блеск

FeS₂ – пирит, железный колчедан, серный колчедан

Сульфиды металлов подвергаются обжигу для получения оксидов. При этом получается оксид металла и оксид серы (IV) – сернистый газ.



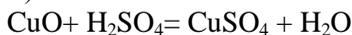
Пирометаллургическим методом нельзя получить очень активные металлы (щелочные, щелочноземельные, магний, алюминий) в чистом виде, поскольку они взаимодействуют с восстановителем.



2. Гидрометаллургия – восстановление металлов из солей в растворе

Этапы:

1. Растворение природного соединения (чаще всего в кислотах)



2. Вытеснение металла из раствора более активным металлом

$$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$$

Для вытеснения не используют щелочные и щелочноземельные металлы, т.к. они реагируют с водой

3. Электрометаллургия – восстановление металлов из растворов или расплавов их солей в процессе электролиза.

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

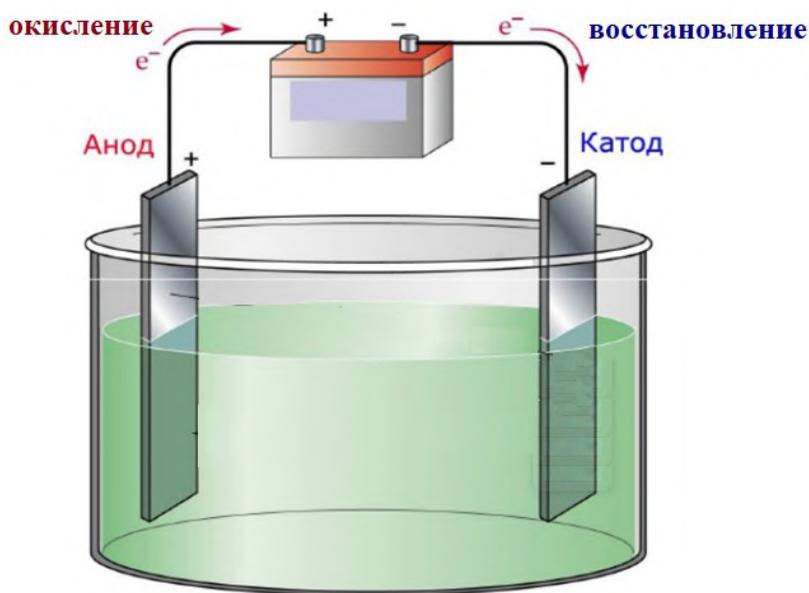
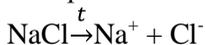


Рис. 1. Схема электролизера

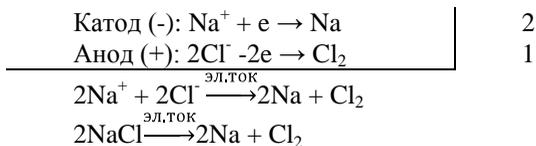
Различают электролиз расплава и электролиз раствора.

Стадии электролиза расплава

1. Термическая диссоциация.

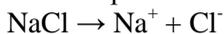


2. Электролиз. В процессах на электродах участвуют только ионы, образовавшиеся при диссоциации вещества



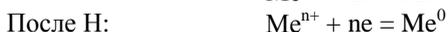
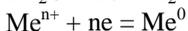
Стадии электролиза раствора

1. Электролитическая диссоциация



2. Электролиз

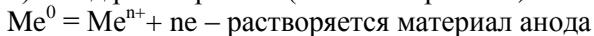
Процесс на катоде зависит от положения металла в ряду напряжений.



Если раствор содержит катионы различных металлов, в первую очередь на катоде будет восстанавливаться тот, который стоит правее в ряду напряжений.

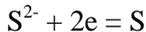
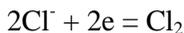
Процесс на аноде зависит от материала анода и состава аниона.

1) Анод растворимый (металлы кроме Pt)

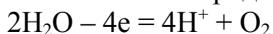


2) Анод инертный (графит, Pt):

- Анион бескислородный (кроме F⁻)

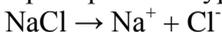


- Анион кислородсодержащий (NO₃⁻, SO₄²⁻) или F⁻

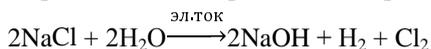
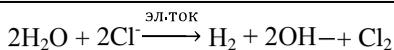


- Анион органической кислоты
 $2\text{RCOO}^- - 2e = 2\text{CO}_2 + \text{R}-\text{R}$

Пример записи уравнения электролиза раствора NaCl



Катод (-): $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	2	1
Анод (+): $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$	2	1



2.1.2. Химические свойства металлов

1. Взаимодействие с неметаллами

1) С галогенами (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2)

Образуются фториды, хлориды, бромиды, йодиды. Степень окисления галогена – 1.

Металл проявляет характерную для него степень окисления (см. таблицу 3).

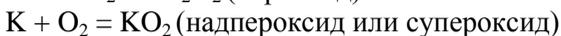
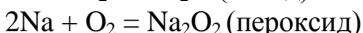
Таблица 3

Степени окисления при взаимодействии хрома, железа и меди с галогенами

Металл	Галоген			
	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Cr	+3	+3	+3	+3
Fe	+3	+3	+3	+2
Cu	+2	+2	+2	+1

2) С кислородом

Щелочные металлы



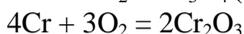
Щелочноземельные металлы (кроме бария) и магний



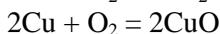
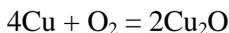
Барий образует пероксид:



Особенности взаимодействия хрома, железа и меди с кислородом:

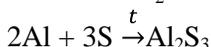
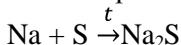


Медь может образовывать оксид меди (I) и оксид меди (II) в зависимости от соотношения металла и кислорода:

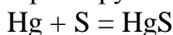


3) С серой

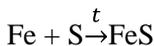
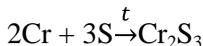
Образуются сульфиды (степень окисления серы -2). Металл проявляет характерную для него степень окисления.



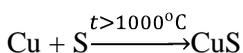
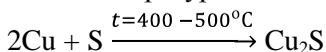
Все реакции с серой протекают при нагревании. Только ртуть реагирует с серой в обычных условиях.



Особенности взаимодействия хрома, железа и меди с серой:

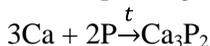
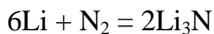


Медь может проявлять степени окисления +1 и +2 в зависимости от температуры:



4) С азотом и фосфором

Реагируют активные металлы (щелочные, щелочноземельные, магний, алюминий, цинк). Образуются нитриды и фосфиды (степень окисления неметалла -3).



Литий взаимодействует с азотом уже при обычных условиях, остальные металлы – при нагревании.

5) С углеродом и кремнием

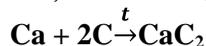
Реагируют активные металлы (щелочные, щелочноземельные, магний, алюминий).

С углеродом металлы образуют 2 типа *карбидов*:

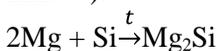
– *метаниды* (степень окисления углерода -4)



– *ацетилениды* (степень окисления углерода -1)

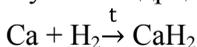


С кремнием образуются *силициды* (степень окисления кремния -4).



6) С водородом

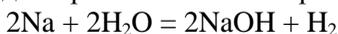
Взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы. Образуются гидриды. Степень окисления водорода -1.



2. Взаимодействие с водой

1) Активные металлы

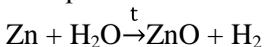
Щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой при обычной температуре



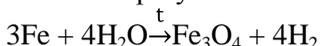
Магний вступает в эту реакцию при высокой температуре, алюминий – в виде амальгамы (раствора металла в ртути).

2) Металлы средней активности

Zn, Mn, Cr взаимодействуют с водой при высокой температуре с образованием оксида и водорода:



Железо образует смешанный оксид и водород:



3) *Малоактивные металлы*, стоящие в ряду напряжений после водорода, с водой не взаимодействуют.

3. Взаимодействие с кислотами

1) С окислительными кислотами ($H_2SO_{4(k)}$ и HNO_3)

Взаимодействуют все металлы, кроме золота и платины. Образуется соль металла, газообразный продукт и вода (см. таблицу 4).

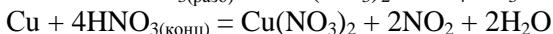
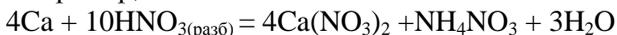
Таблица 4

Взаимодействие металлов с окислительными кислотами

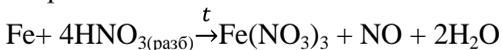
Кислота	С (к-ты)	Активность металла	Продукт
H_2SO_4	Конц.	Активный	$H_2S\uparrow$
		Малоактивный	$SO_2\uparrow$
HNO_3	Разб.	Активный	NH_4NO_3
	Разб.	Малоактивный	$NO\uparrow$
	Конц.	Активный	$N_2O\uparrow$
	Конц.	Малоактивный	$NO_2\uparrow$

В данных реакциях **не выделяется водород.**

Например,



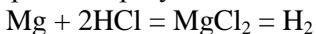
Окислительные кислоты в обычных условиях **пассивируют алюминий, железо и хром.** Взаимодействие возможно только при нагревании.



Степени окисления металлов при взаимодействии с окислительными кислотами: железо+3, хром + 3, медь + 2.

2) С неокислительными кислотами

Взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. Образуется соль и выделяется водород:

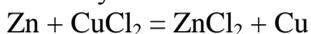


Степени окисления металлов: железо+2, хром +2. Медь не взаимодействует, т.к. стоит в ряду напряжений после водорода

4. Взаимодействие с солями

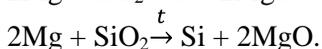
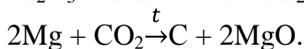
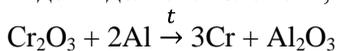
Более активный металл вытесняют из солей менее активный, т.е. стоящий правее в ряду напряжений.

Для подобных реакций не используются щелочные и щелочноземельные металлы, которые взаимодействуют с водой в обычных условиях.

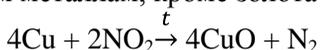


5. Взаимодействие с оксидами

Активные металлы (Mg, Ca, Al) вытесняют из оксидов металлы и неметаллы. При этом получается оксид металла и в чистом виде выделяется элемент, образывавший оксид:



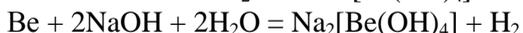
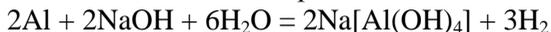
Оксиды азота являются окислителями по отношению ко всем металлам, кроме золота и платины:



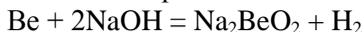
6. Взаимодействие со щелочами

В реакции вступают амфотерные элементы: Be, Zn, Al.

Если реакция протекает в растворах, получается комплексная соль и выделяется водород.



Если реакция протекает при сплавлении, получается соль и выделяется водород



Не являются амфотерными Fe, Cr!

2.2. НЕМЕТАЛЛЫ

В ПСХЭ Д.И. Менделеева неметаллы находятся в главных подгруппах выше диагонали B-Si-As -Te -At.

В химических реакциях неметаллы ведут себя как- восстановители в реакциях с более активными неметаллами или как окислители в реакциях с металлами и менее активными неметаллами, поэтому могут проявлять как положительные, так и отрицательные степени окисления (см. таблицу 5).

Характерные степени окисления неметаллов

Неметалл	Характерные степени окисления
F	-1
Cl, Br, I	-1, +1, +3, +5, +7
O	-2, -1, +2
S, Se, Te	-2, +2, +4, +6
N	-3, +1, +2, +3, +4, +5
P, As	-3, +3, +5
C, Si	-4, +2, +4
H	-1; +1
He, Ne, Kr, Xe, Rn	0

Простые вещества-неметаллы построены за счет ковалентных связей и имеют атомную или молекулярную кристаллическую решетку. Поэтому могут находиться в разных агрегатных состояниях:

1. Твердые вещества: бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк, сера, селен, теллур, йод.

2. Жидкости: бром.

3. Газы: водород, азот, кислород, фтор, хлор, инертные газы.

Для неметаллов характерна *аллотропия* – существование элемента в виде нескольких простых веществ.

Аллотропные модификации:

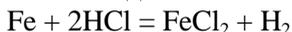
Кислород: кислород (O₂), озон (O₃).

Сера: ромбическая (S₈), моноклинная (S₈), пластическая (S_n)

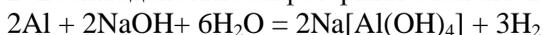
Фосфор: белый (P₄), красный (P_n), черный (P_n).

2.2.1. Способы получения неметаллов**1. Получение водорода****1) В лаборатории**

1. Взаимодействие металлов средней активности с кислотами



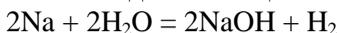
2. Взаимодействие амфотерных элементов со щелочами



3. Взаимодействие кремния со щелочами

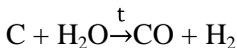


4. Взаимодействие щелочных металлов с водой

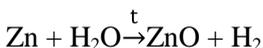


2) *В промышленности*

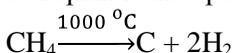
1. Восстановление водяного пара углеродом



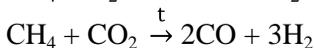
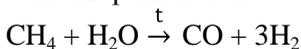
2. Восстановление водяного пара металлами средней активности



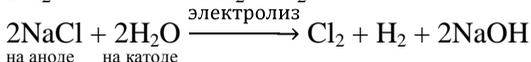
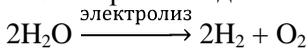
3. Термическое разложение метана



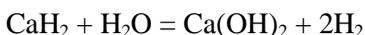
4. Конверсия метана



5. Электролиз воды и водных растворов щелочей



6. Гидролиз гидридов щелочных и щелочноземельных металлов.

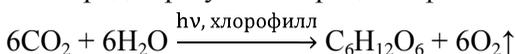


Гидриды используются в качестве источника водорода в автономных энергоустановках.

2. *Получение кислорода*

1) *В природе*

Кислород образуется в процессе фотосинтеза

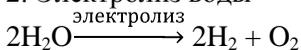


2) *В промышленности*

1. Сжижение и ректификация воздуха.

Воздух переводят в жидкое состояние (при низкой температуре и высоком давлении), а затем испаряют. При этом сначала испаряется азот, имеющий более низкую температуру кипения (-196°C), в жидкой фракции остается практически чистый кислород.

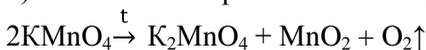
2. Электролиз воды



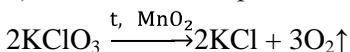
Для повышения электропроводности в раствор добавляют NaOH или H₂SO₄, т.к. ионы, входящие в состав этих веществ не участвуют в реакциях на электродах.

3) В лаборатории основано на окислительно-восстановительном разложении некоторых соединений, содержащих кислород – солей, оксидов, пероксидов.

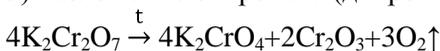
1) Разложение перманганата калия



2) Разложение хлората калия (бертолетовой соли)



3) Разложение бихромата (дихромата) калия



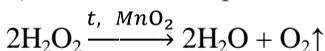
4) Разложение нитратов калия (натрия)



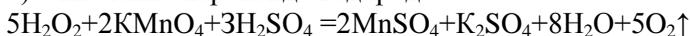
5) Разложение оксида ртути (II)



6) Разложение пероксида водорода

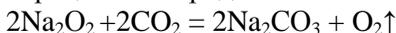


7) Окисление пероксида водорода



8) Диспропорционирование пероксидов

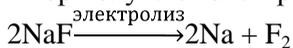
Используется в замкнутых помещениях (космические корабли, подводные лодки) для поглощения углекислого газа и регенерации кислорода.



3. Получение галогенов

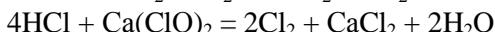
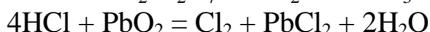
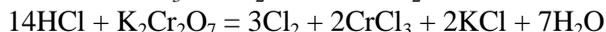
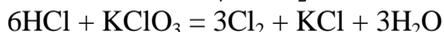
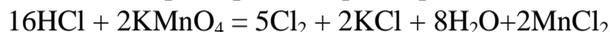
1) Получение фтора

Фтор получают электролизом расплава фторидов:

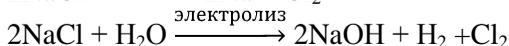
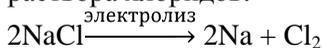


2) Получение хлора

Хлор в лаборатории получают взаимодействием хлороводорода с окислителями:

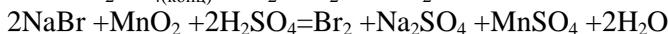
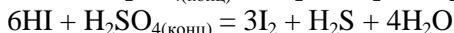
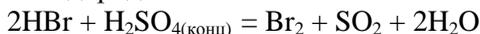


В промышленности хлор получают электролизом расплава или раствора хлоридов:

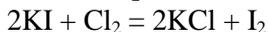
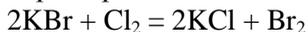


3) Получение брома и йода

Бром и йод в лаборатории можно получить окислением галогеноводородов или их солей:



Бром и йод в промышленности получают вытеснением из растворов бромидов и йодидов хлором:

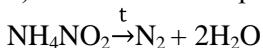


4. Получение азота

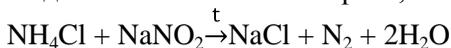
1) В лаборатории

Окислительно-восстановительное разложение соединений, содержащих азот:

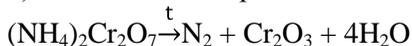
1) Разложение нитрата аммония



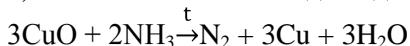
Так как NH_4NO_2 в свободном виде не существует, то в реакцию входят соли аммония и нитрита, например



2) Разложение бихромата аммония



3) Восстановление оксида меди (II) аммиаком

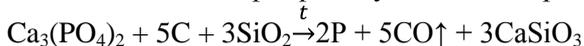


2) *В промышленности*

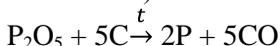
Сжижение и ректификация воздуха

5. Получение фосфора

1. Восстановление фосфатов углём в электрических печах

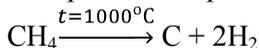


2. Восстановление фосфора из оксида (не имеет практического значения)

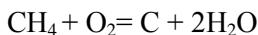


6. Получение углерода

1. Термическое разложение метана



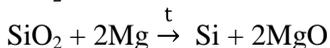
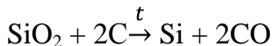
2. Неполное сжигание метана



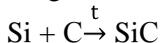
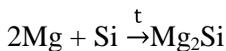
3. Сухая перегонка древесины – *разложение древесины при нагревании без доступа воздуха (получается древесная смола и уголь)*

7. Получение кремния

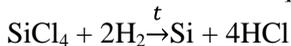
1. Восстановление диоксида кремния при высоких температурах коксом или магнием



Возможно протекание побочных реакций, которые загрязняют получающийся кремний



2. Восстановление тетрахлорида кремния



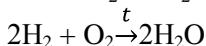
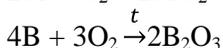
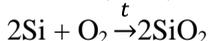
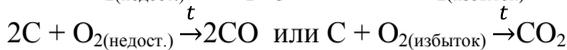
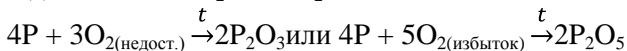
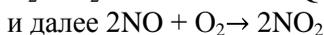
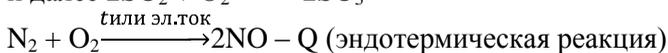
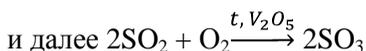
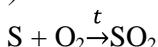
Получается кремний высокой чистоты

2.2.2. Химические свойства неметаллов

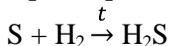
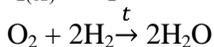
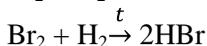
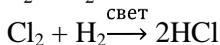
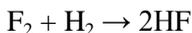
1. *Взаимодействие с металлами* (см. пункт 2.1.2)

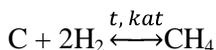
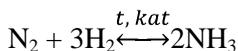
2. *Взаимодействие с неметаллами*

1) *С кислородом* (не взаимодействуют галогены и инертные газы)

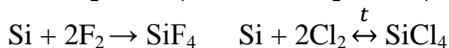
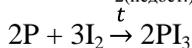
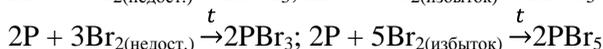
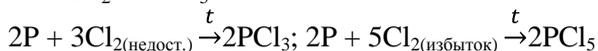
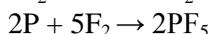
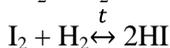
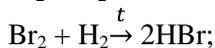
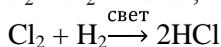
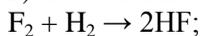


2) *С водородом* (не взаимодействуют фосфор, кремний, бор)

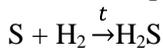
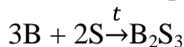
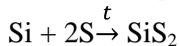
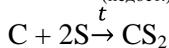
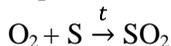
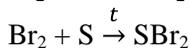
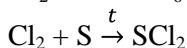
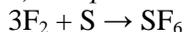




3) С галогенами (не взаимодействуют с кислородом)

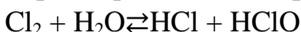
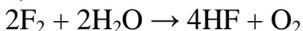


4) С серой



3. Взаимодействие с водой

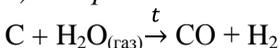
1) Галогены



С бромом и йодом реакция протекает аналогично, но равновесие сильно смещено в сторону исходных веществ

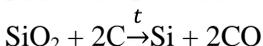
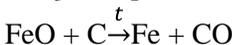
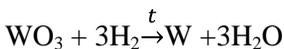


2) Углерод

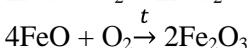
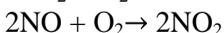
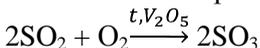


4. Взаимодействие с оксидами

1) Водород и углерод – восстановители по отношению к оксидам металлов и неметаллов



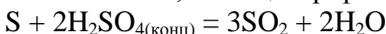
2) Кислород – окислитель по отношению к оксидам металлов и неметаллов в промежуточных степенях окисления

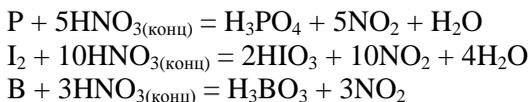


5. Взаимодействие с кислотами

1) С окислительными кислотами

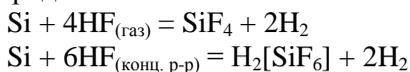
При взаимодействии с концентрированной серной кислотой в качестве газообразного продукта выделяется SO_2 , с разбавленной азотной – NO , с концентрированной азотной – NO_2 .



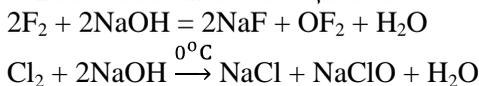


2) *С неокислительными кислотами*

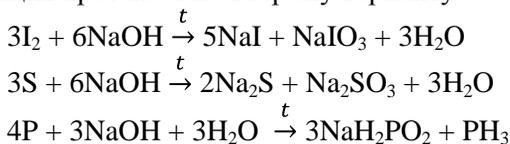
Единственный пример – взаимодействие кремния и фтороводорода.



6. Взаимодействие со щелочами



С бромом реакции протекают аналогично хлору. С йодом реакция протекает по второму варианту:



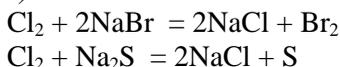
В приведенных реакциях неметалл повышает и одновременно понижает степень окисления (диспропорционирование).

Кремний растворяется в щелочах без диспропорционирования:



7. Взаимодействие с солями

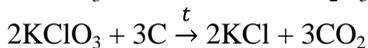
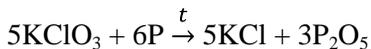
1) *Галогены вытесняют менее активный неметалл из солей*



2) *Галогены – окислители элементов в промежуточных степенях окисления:*

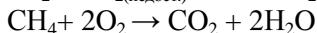
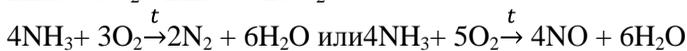
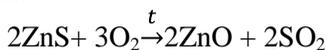


3) Неметаллы (C, S, P) взаимодействуют с солями окислителями

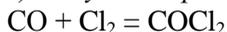


8. Особые свойства отдельных элементов

1) Кислород – окислитель по отношению к сложным веществам



2) Получение фосгена



2.3. ОКСИДЫ

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2.

Название оксида состоит из слова «оксид» и названия другого элемента, который входит в оксид. Например, CaO – оксид кальция. Если у элемента есть несколько степеней окисления, то степень окисления в оксиде указывается в названии римской цифрой в скобках. Например, CuO – оксид меди (II).

Оксиды делят на две большие группы:

1) *несолеобразующие* (N₂O, NO, CO, SiO)

2) *солеобразующие*.

Солеобразующие оксиды делят на *основные, амфотерные и кислотные*.

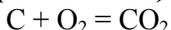
Основные оксиды – это оксиды металлов в степени окисления +1, +2 (кроме BeO, ZnO, SnO, PbO).

Амфотерные оксиды – это оксиды металлов в степени окисления +2 (BeO, ZnO, SnO, PbO), +3, +4.

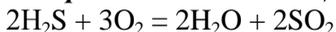
Кислотные оксиды – это оксиды металлов в степени окисления +5, +6, +7 и оксиды неметаллов (кроме несолообразующих N₂O, NO, CO, SiO).

2.3.1. Способы получения оксидов

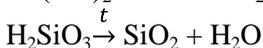
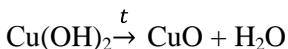
1. Горение простых веществ (кроме галогенов, Au, Pt и инертных газов)



2. Горение сложных веществ



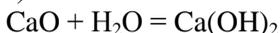
3. Термическое разложение нерастворимых оснований и кислот



2.3.2. Химические свойства оксидов

1. Химические свойства основных оксидов

1) Основной оксид + H₂O = растворимый гидроксид



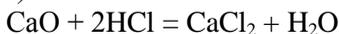
Если оксиду соответствует нерастворимый гидроксид, то он не взаимодействует с водой.

$CuO + H_2O =$ не реагирует, т.к. $Cu(OH)_2$ нерастворим.

2) Основной оксид + Кислотный оксид = Соль

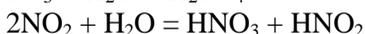


3) Основной оксид + Кислота = Соль + H₂O



2. Химические свойства кислотных оксидов

1) Кислотный оксид + вода = растворимая кислота



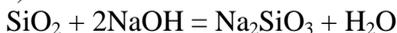
Если оксиду соответствует нерастворимая кислота, то он не взаимодействует с водой.

$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ не взаимодействуют, т.к. H_2SiO_3 нерастворима.

2) *Кислотный оксид + основной оксид = Соль*



3) *Кислотный оксид + основание(щелочь) = Соль + H_2O*



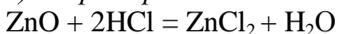
3. Химические свойства амфотерных оксидов

1) *Амфотерный оксид + кислотный оксид = соль*



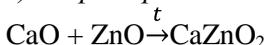
В этом случае амфотерный оксид выполняет функцию основного оксида.

2) *Амфотерный оксид + кислота = соль + вода*



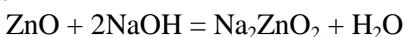
В этом случае амфотерный оксид выполняет функцию основного оксида

3) *Амфотерный оксид + основной оксид = соль*



В этом случае амфотерный оксид выполняет функцию кислотного оксида.

4) *Амфотерный оксид + щелочь (при сплавлении) = соль + вода*

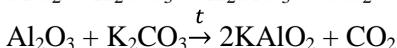
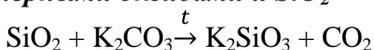


В этом случае амфотерный оксид выполняет функцию кислотного оксида

5) *Амфотерный оксид + щелочь (в растворе) = комплексная соль*



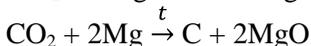
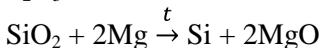
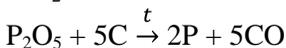
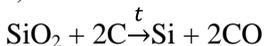
4. Вытеснение летучих оксидов (CO_2) нелетучими амфотерными оксидами и SiO_2



5. Окислительно-восстановительные реакции оксидов

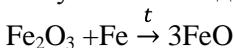
1) Получение металлов (см. пункт 2.1.1)

2) Восстановление неметаллов из оксидов

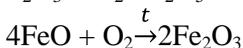
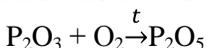


3) Взаимодействие оксида элемента и простого вещества, образованного этим элементом

Получается оксид в промежуточной степени окисления

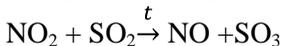
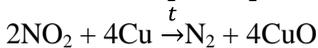
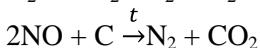
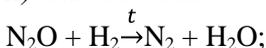


4) Взаимодействие оксидов элементов в промежуточных степенях окисления с кислородом



5) Оксиды – окислители

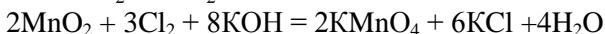
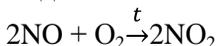
А) Оксиды азота



Б) Оксидмарганца (IV)

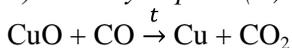


Данные оксиды содержат элементы в промежуточных степенях окисления, поэтому являются восстановителями при взаимодействии с сильными окислителями

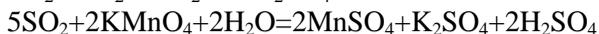
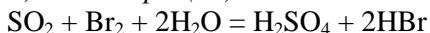


б) Оксиды – восстановители

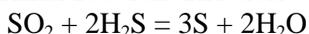
А) Оксид углерода (II)



Б) Оксидсеры (IV)



Данный оксид содержит элемент в промежуточной степени окисления, поэтому является окислителем при взаимодействии с сильным восстановителем



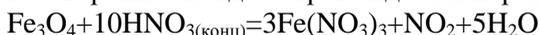
6. Особенности взаимодействия смешанного оксида железа с кислотами

1) Неокислительные кислоты



2) Окислительные кислоты

Растворение оксида сопровождается переходом Fe^{+2} в Fe^{+3}



3) Кислоты – восстановители

Растворение оксида сопровождается переходом Fe^{+3} в Fe^{+2}



2.4. КИСЛОТЫ

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка.

Классификация:

1. По основности:

Одноосновные: HF, HCl, HBr, HI, HNO₃, HMnO₄, HClO₄, HClO₃, HClO₂, HClO, HNO₂, H₃PO₂

Двухосновные: H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2CrO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_3

Трехосновные: H_3PO_4

2. По летучести

Летучие: HF , HCl , HBr , HI , HNO_3 , HNO_2 , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3

Нелетучие: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2SiO_3

3. По устойчивости

Устойчивые: HF , HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , H_3PO_4 ,

Неустойчивые: H_2CO_3 , HNO_2 , H_2SO_3 , HClO , HClO_2

4. По силе кислот

Сильные кислоты:

Формула кислоты	Название кислоты	Формула КО	Название КО
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	бромид
HI	Йодоводородная	I^-	йодид
H_2SO_4	Серная	SO_4^{2-}	сульфат
HNO_3	Азотная	NO_3^-	нитрат
HMnO_4	Марганцевая	MnO_4^-	манганат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат
H_2CrO_4	Хромовая	CrO_4^{2-}	хромат
HClO_4	Хлорная	ClO_4^-	перхлорат
HClO_3	Хлорноватая	ClO_3^-	хлорат

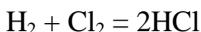
Слабые кислоты

Формула кислоты	Название кислоты	Формула КО	Название КО
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	фторид
H_2S	Сероводородная	S^{2-}	сульфид
H_2SO_3	Сернистая	SO_3^{2-}	сульфит
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	нитрит
H_3PO_4	Фосфорная	PO_4^{3-}	фосфат
H_2CO_3	Угльная	CO_3^{2-}	карбонат
H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{2-}	силикат

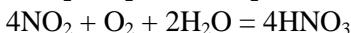
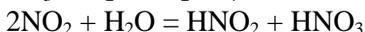
НClO ₂	Хлористая	ClO ₂ ⁻	хлорит
НClO	Хлорноватистая	ClO ⁻	гипохлорит
Карбоновые кислоты		RCOOH	

2.4.1. Способы получения кислот

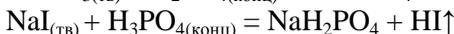
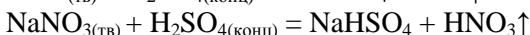
1. Синтез бескислородных кислот из простых веществ



2. Взаимодействие кислотного оксида и воды



3. Вытеснение более слабой кислоты сильной кислотой или летучей сильной кислоты нелетучей



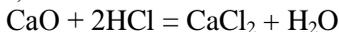
2.4.2. Химические свойства кислот

1. Взаимодействие с металлами (см. пункт 2.1.2)

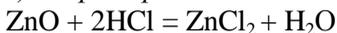
2. Взаимодействие с неметаллами (см. пункт 2.2.2)

3. Взаимодействие с оксидами

1) Основной оксид + Кислота = Соль + H₂O

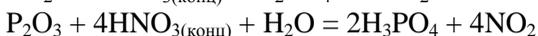
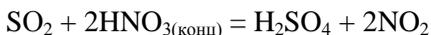


2) Амфотерный оксид + Кислота = Соль + вода

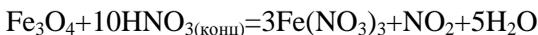


В этом случае амфотерный оксид выполняет функцию основного оксида.

3) *Окислительные кислоты + оксид элемента в промежуточной степени окисления*



Растворение оксида Fe_3O_4 сопровождается переходом Fe^{+2} в Fe^{+3}



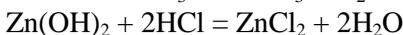
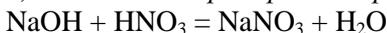
4) *Кислоты – восстановители + оксид элемента в промежуточной или высшей степени окисления*

Растворение оксида Fe_3O_4 сопровождается переходом Fe^{+3} в Fe^{+2}



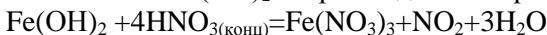
4. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами

1) *Основание/амфотерный гидроксид + Кислота = Соль + H_2O*

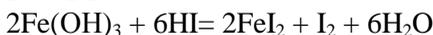


2) *Окислительно-восстановительные реакции*

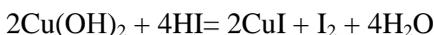
При взаимодействии с окислительными кислотами растворение основания $\text{Fe}(\text{OH})_2$ сопровождается переходом Fe^{+2} в Fe^{+3}



При взаимодействии с кислотами-восстановителями растворение амфотерного гидроксида $\text{Fe}(\text{OH})_3$ сопровождается переходом Fe^{+3} в Fe^{+2}

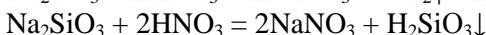


Растворение основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$ сопровождается переходом Cu^{+2} в Cu^{+1}

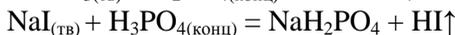
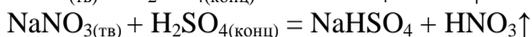


5. Взаимодействие с солями

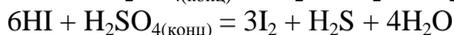
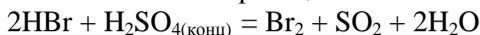
1) *Вытеснение более слабых кислот из солей*



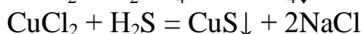
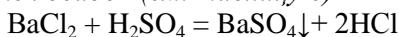
2) Вытеснение сильной летучей кислоты из солей сильной нелетучей кислотой



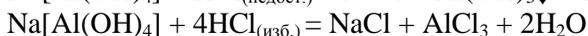
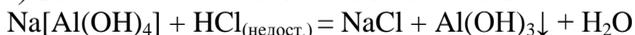
Для получения HBr и HI нельзя использовать концентрированную серную кислоту, т.к. между ними возможна окислительно-восстановительная реакция



3) Реакции ионного обмена с растворами солей, если образуется осадок (см. таблицу 6)



4) Взаимодействие с комплексными солями



5) Взаимодействие со средними солями, образованными амфотерными гидроксидами

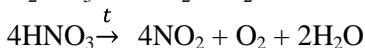


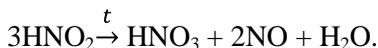
Таблица 6

Цвета оксидов, нерастворимых солей и оснований

Черный	Желтый	Бурый	Серо-зеленый	Красный	Голубой
CuO	AgBr	Fe₂O₃	Fe(OH)₂	Cu₂O	Cu(OH)₂
CuS	AgI	Fe(OH)₃	Cr₂O₃	HgS	
FeO	Ag₃PO₄	MnO₂	Cr(OH)₃		
FeS	PbI₂				
PbS					
Ag₂S					

6. Термическое разложение кислот





2.5. ОСНОВАНИЯ

Основания – это сложные вещества, состоящие из катиона металла и одной или нескольких гидроксильных групп.

Классификация:

1. По кислотности:

Однокислотные: LiOH, NaOH, KOH и т.п.

Двухкислотные: Mg(OH)₂, Ba(OH)₂, Fe(OH)₂ и т.п.

2. По растворимости

Растворимые (щелочи): LiOH, Ba(OH)₂,

Нерастворимые: Mg(OH)₂, Cu(OH)₂

3. По силе оснований

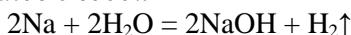
Сильные – растворимые и малорастворимые

Слабые – нерастворимые

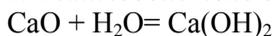
2.5.1. Способы получения оснований

Для растворимых оснований:

1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой

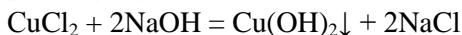


2. Взаимодействие основных оксидов с водой



Для нерастворимых оснований:

1. Осаждение из солей



2.5.2. Химические свойства оснований

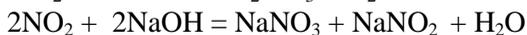
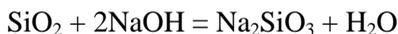
Для растворимых оснований:

1. Взаимодействие с амфотерными элементами (Be, Zn, Al) (см. пункт 2.1.2)

2. Взаимодействие с неметаллами (см. пункт 2.2.2)

3. Взаимодействие с кислотными оксидами

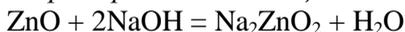
Кислотный оксид + основание (щелочь) = соль + H₂O



4. Взаимодействие с амфотерными оксидами

1) При сплавлении

Амфотерный оксид + щелочь = соль + вода



В этом случае амфотерный оксид выполняет функцию кислотного оксида

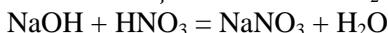
2) В растворе

Амфотерный оксид + щелочь = комплексная соль

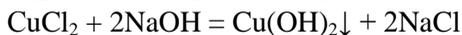


5. Взаимодействие с кислотами

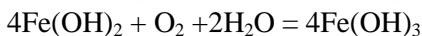
Кислота + щелочь = Соль + H₂O



6. Взаимодействие с солями



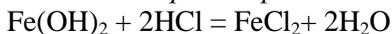
7. Окислительно-восстановительные реакции



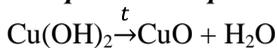
Для нерастворимых оснований:

1. Взаимодействие с кислотами

Кислота + нерастворимое основание = соль + H₂O



2. Термическое разложение



2.6. СОЛИ

Соли – это сложные вещества, которые состоят из катиона металла или катиона аммония и кислотного остатка.

Соли делятся на следующие группы:

Средние соли– продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на катион металла или NH_4^+ . Они состоят из катиона металла или NH_4^+ и аниона кислотного остатка. Например, Na_2CO_3 , CaCl_2 , NH_4NO_3 , KAlO_2 .

Название строится из названия аниона и катиона.

Например, Na_2CO_3 – карбонат натрия

CaCl_2 – хлорид кальция

Кислые соли – продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на катион металла или NH_4^+ . Они состоят из катиона металла или NH_4^+ и аниона кислотного остатка, содержащего водород. Например, NaHCO_3 , KH_2PO_4 .

При построении названия кислой соли к названию аниона добавляется приставка гидро-

NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия

KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия

Основные соли – продукт неполного замещения OH-групп основания на анионы кислотного остатка. Они состоят из катиона металла, OH-группы и аниона кислотного остатка. Например, CaOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

При построении названия основной соли к названию аниона добавляется приставка гидроксо-

CaOHCl – гидроксохлорид кальция

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат меди (II)

Двойные соли состоят из двух разных катионов и аниона кислотного остатка. Например, NaKSO_4 , KCaPO_4 . Двойные соли нужно отличать от средних солей, образованных амфотерными гидроксидами, например, KAlO_2 , Na_2ZnO_2 . В этом случае атом алюминия или цинка входит в состав аниона, поэтому соль является средней, а не двойной.

NaKSO_4 – сульфат натрия-калия

KCaPO_4 – фосфат калия-кальция

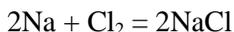
Смешанные соли состоят из катиона металла и нескольких разных анионов кислотного остатка. Например, CaClClO , BaFCl .

CaClClO – хлорид-гипохлорит кальция

BaFCl – фторид-хлорид бария

2.6.1. Способы получения солей

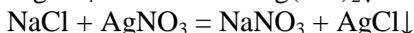
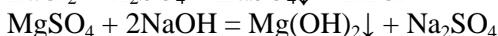
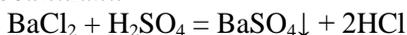
1. *Взаимодействие металлов и неметаллов*



2. *Взаимодействие кислотных, основных и амфотерных оксидов* (см. пункт 2.3.2)

3. *Взаимодействие оснований, амфотерных гидроксидов и кислот* (см. пункты 2.4.2, 2.5.2)

4. *Реакции ионного обмена между солями, кислотами и основаниями*



2.6.2. Химические свойства солей

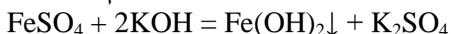
1. *Взаимодействие с металлами* (см. пункт 2.1.2)

2. *Взаимодействие с неметаллами* (см. пункт 2.2.2)

3. *Взаимодействие с кислотами* (см. пункт 2.4.2)

4. *Взаимодействие со щелочами* (см. пункт 2.5.2)

5. *Реакции ионного обмена с солями*



6. *Термическое разложение солей*

1) *Карбонаты и гидрокарбонаты*

Карбонаты щелочных металлов плавятся без разложения

Карбонаты остальных металлов разлагаются на оксид и углекислый газ



Гидрокарбонаты разлагаются на карбонат, воду и CO_2

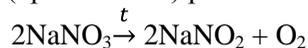


Карбонат и гидрокарбонат аммония разлагаются на аммиак, углекислый газ и воду



2) Нитраты

Нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений левее магния (кроме лития) разлагаются на нитрит и кислород.



Нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений от магния (включительно) до меди, и нитрат лития разлагаются на оксид металла, NO_2 и кислород.

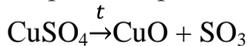


Нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений после меди, разлагаются на чистый металл, NO_2 и кислород.



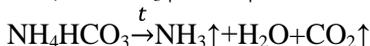
3) Сульфаты

Сульфаты металлов средней активности и малоактивных при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и SO_3 .



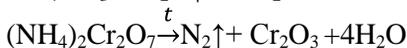
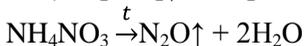
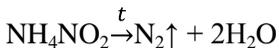
4) Соли аммония

Соли кислот, для которых окислительные свойства анионов нехарактерны, разлагаются на аммиак и кислоту:





Соли кислот-окислителей при разложении вступают в ОВР:



При нагревании аммонийных солей органических кислот получают их амиды:



Задания для самостоятельной работы

1. Газообразный продукт взаимодействия сухой поваренной соли с концентрированной серной кислотой ввели в реакцию с раствором перманганата калия. Выделившийся газ пропустили через раствор сульфида натрия. Выпавший осадок желтого цвета растворяется в концентрированном гидроксиде натрия. Составьте уравнения 4 описанных реакций.

2. Неизвестная соль при взаимодействии с раствором нитрата серебра образует осадок белого цвета и окрашивает пламя горелки в желтый цвет. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с этой солью образуется ядовитый газ, хорошо растворимый в воде. В полученном растворе растворяется железо, при этом выделяется очень легкий бесцветный газ, который используется для получения меди из оксида. Составьте уравнения 4 описанных реакций.

3. При термическом разложении соли А в присутствии диоксида марганца образовалась бинарная соль Б и газ, поддерживающий горение и входящий в состав воздуха. При нагревании этой соли без катализатора образуется соль Б и соль высшей кислородсодержащей кислоты. При взаимодействии соли А с соляной кислотой выделяется желто-зеленый ядовитый газ (простое вещество) и образуется соль Б. Соль Б окрашивает пламя в фиолетовый цвет. При ее взаимодействии с раствором нитрата серебра выпадает осадок белого цвета. Составьте уравнения 4 описанных реакций.

4. Йодоводородную кислоту нейтрализовали гидрокарбонатом калия. Полученная соль прореагировала с раствором, содержащим дихромат калия и серную кислоту. При взаимодействии образовавшегося простого вещества с алюминием получили соль. Эту соль растворили в воде и смешали с раствором сульфида калия, в результате чего образовался осадок и выделился газ. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

5. На кристаллический хлорид натрия подействовали концентрированной серной кислотой. Образовавшийся газ растворили в воде и в получившийся раствор добавили необходимое количество оксида меди(II). Полученный раствор смешали с раствором нитрата серебра, выпавший при этом осадок отделили. К оставшемуся раствору добавили раствор иодида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

6. Гидрид кальция растворили в воде. Выделившийся газ пропустили над раскалённым порошком оксида меди(II). Образовавшееся твёрдое вещество растворили при нагревании в концентрированной серной кислоте. Полученную соль выделили и добавили к раствору иодида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

7. Провели электролиз раствора хлорида натрия. К полученному раствору добавили хлорид железа(III). Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Твёрдый остаток растворили в йодоводородной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

8. Твёрдый хлорид кальция прореагировал с концентрированной серной кислотой, при этом выпал бесцветный осадок и выделился газ с резким запахом. Растворенный в минимальном количестве воды газ прореагировал с твердым дихроматом калия, при этом наблюдали выделение газа желто-зеленого цвета. Газ собрали и пропустили через раствор хлорида железа (II), в результате чего цвет раствора стал красно-коричневым. К раствору полученного вещества добавили карбонат натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

9. Хлорат калия нагрели в присутствии катализатора. Выделившийся бесцветный газ прореагировал с раскалённым железом с образованием железной окалины. Твёрдый остаток рас-

творили в необходимом количестве концентрированной серной кислоты, при этом наблюдали выделение газа с резким запахом. К полученному прозрачному раствору добавили раствор карбоната калия и наблюдали образование бурого осадка и выделение газа. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

10. Соль, полученную при взаимодействии оксида алюминия с азотной кислотой, прокалили. Твердый остаток подвергли электролизу в расплавленном криолите. Вещество, которое образовалось на катоде при электролизе, нагрели с концентрированным раствором, содержащим нитрат калия и гидроксид калия, при этом выделился газ, с резким запахом. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

11. Кремний сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции обработали водой. Выделившийся осадок отделили, прокалили и сплавляли с фосфатом кальция и углем. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

12. Серебро растворили в концентрированной азотной кислоте. Выделившийся газ пропустили над нагретым порошком цинка. Образовавшееся твердое вещество добавили к раствору гидроксида калия. Через полученный раствор пропустили избыток сероводорода, при этом наблюдали образование белого осадка. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

13. Йод нагрели с избытком фосфора. Продукт реакции обработали небольшим количеством воды при нагревании, при этом выделился бесцветный газ с резким запахом, который взаимодействует с раствором нитрата серебра. Оставшийся раствор добавили в подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия, в результате последний обесцветился. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

14. При прокаливании нитрата меди (II) получили смесь газов. Эту смесь газов поглотили водой, при этом образовалась кислота. Фосфид кальция обработали водой, при этом выделился газ. Этот газ осторожно пропустили через горячий раствор полученной кислоты. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

15. Перманганат калия прокалили. Выделившийся газ прореагировал при нагревании с сероводородом. Газообразный продукт второй реакции смешали с сероводородом и нагрели.

Образовавшееся нерастворимое в воде вещество растворили в концентрированном горячем растворе гидроксида натрия. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

16. Оксид железа (III) сплавляли с поташом. Полученный продукт внесли в воде. Образовавшийся осадок отделили и растворили в йодоводородной кислоте. Выделившееся простое вещество реагирует с тиосульфатом натрия. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

17. Йод обрабатывали хлорноватой кислотой, взаимодействие сопровождалось выделением газа. Раствор, содержащий второй продукт реакции, осторожно нагрели. Образующийся оксид реагирует с угарным газом с образованием двух веществ – простого и сложного. Простое вещество растворяется в теплом щелочном растворе сульфита натрия. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

18. Цинковую стружку растворили в растворе гидроксида натрия. Через полученный раствор пропустили избыток сернистого газа. Выпавший осадок прокалили, и полученный продукт растворили в избытке азотной кислоты. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

19. Оксид хрома (III) сплавляли с сульфитом калия, и продукт реакции внесли в воду. Выпавший осадок перенесли в раствор едкого натра, добавили бром и нагрели. В результате образовался раствор желтого цвета, при добавлении к которому сероводородной воды образуется осадок. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

20. Хлористое железо обработали при нагревании концентрированной азотной кислотой и раствор осторожно выпарили. Твердый продукт растворили в воде, добавили к полученному раствору поташ и выпавший осадок отделили и прокалили. Над полученным веществом пропустили при нагревании газообразный водород. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

21. Гидрид натрия растворили в воде и в раствор добавили порошкообразный цинк. Избыток цинка отфильтровали, фильтрат выпарили и прокалили. На сухой остаток подействовали избытком раствора серной кислоты. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

22. Карбонат бария прокалили, при этом выделился газ, который пропустили над раскаленным углем. Продукт реакции смешали с хлором и пропустили через раствор гидроксида калия. В образовавшийся раствор, не содержащий избытка щелочи, добавили нитрат хрома (III). Составьте уравнения четырех описанных реакций.

23. Вещество, которое образовалось при горении железа в бромоводородной кислоте, добавили к раствору карбоната натрия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Твердый остаток растворили в йодоводородной кислоте. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

24. Через горячий раствор гидроксида калия пропустили хлор. Раствор охладили, выделившиеся кристаллы бертолетовой соли отфильтровали и внесли в раствор соляной кислоты. Продукт реакции взаимодействует с железом. Образовавшееся вещество растворили в воде и в раствор внесли железный порошок. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

25. Раствор йодида натрия обработали избытком хлорной воды, при этом образовавшийся осадок растворился. Образовавшуюся кислородсодержащую кислоту выделили из раствора и осторожно нагрели, получив оксид, который реагирует с угарным газом. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

26. Фосфат кальция прокалили с углем в присутствии речного песка. Образовавшееся простое вещество прореагировало с избытком хлора. Полученный продукт внесли в избыток раствора гидроксида калия. На образовавшийся раствор подействовали известковой водой. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

27. Кристаллы хлорида калия обработали концентрированной серной кислотой. К полученной соли добавили гидроксид калия. К полученному продукту прилили раствор хлорида бария. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили с избытком угля. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

28. Простое вещество, полученное при нагревании фосфата кальция с коксом и оксидом кремния, сплавляли с металлическим кальцием. Продукт реакции обработали водой, а выделившийся газ собрали и пропустили через раствор соляной кислоты. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

29. Простое вещество, полученное при нагревании смеси фосфата кальция с коксом и оксидом кремния (IV), растворяется в концентрированном растворе едкого кали. Выделяющееся газообразное вещество сожгли, продукты горения пропустили через воду и в полученный раствор добавили нитрат серебра. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

30. Смесь ортофосфата кальция, кокса и песка нагревали в электрической печи. Один из продуктов этой реакции может самовоспламеняться на воздухе. Твёрдый продукт горения этого вещества при нагревании растворили в воде и через полученный раствор пропустили газообразный аммиак. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

31. Простое вещество, смесь которого с бертолетовой солью используется в спичках и воспламеняется при трении, сожгли в избытке кислорода. Твёрдое вещество белого цвета, образовавшееся в результате сгорания, растворили в избытке раствора гидроксида натрия. Полученная при этом соль с раствором нитрата серебра образует осадок ярко-жёлтого цвета. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

32. Фосфор сожгли в избытке хлора, образующееся твёрдое вещество смешали с фосфором и нагрели. Продукт реакции обработали небольшим количеством воды, при этом выделялся бесцветный газ с резким запахом. Раствор добавили к подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия, который в результате реакции обесцветился. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

33. Продукт взаимодействия фосфида магния с водой сожгли и продукты реакции поглотили водой. Образовавшееся вещество используется в промышленности для получения двойного суперфосфата из фосфорита. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

34. Фосфин пропустили через горячий раствор концентрированной азотной кислоты. Раствор упарили и остаток нейтрализовали негашёной известью. Выпавший осадок отделили, смешали с коксом и кремнезёмом и прокалили. Продукт реакции, который светится в темноте, нагрели в концентрированном

растворе едкого натра. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

35. Красный фосфор сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции обработали небольшим количеством воды и в раствор при нагревании добавили порошкообразный цинк. Выделяющийся газ пропустили над нагретым оксидом железа (II). Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

36. Вещество красного цвета, которое используется в производстве спичек, сожгли в избытке воздуха и продукт реакции при нагревании растворили в большом количестве воды. После нейтрализации полученного раствора пищевой содой в него добавили нитрат серебра. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

37. Сульфид цинка прокалили на воздухе, полученное твердое вещество сплавляли с гидроксидом калия. Образовавшееся соединение обработали избытком соляной кислоты. К полученному раствору добавили избыток раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

38. При сливании растворов нитрата хрома (III) и карбоната натрия выпал серо-зеленый осадок. Осадок отфильтровали и обработали раствором пероксида водорода, содержащим гидроксид калия. Полученный желтый раствор подкислили серной кислотой и наблюдали изменение окраски. При добавлении к образовавшемуся веществу концентрированной соляной кислоты выделился газ. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

39. К раствору хлорида железа (II) добавили сульфид натрия. Выпавший осадок подвергли обжигу, образовавшееся твердое вещество растворили в йодоводородной кислоте. Выделившееся простое вещество обработали концентрированной азотной кислотой. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

40. К твердому хлориду натрия добавили концентрированную серную кислоту. Выделившийся газ пропустили через раствор перманганата калия. Полученный желто-зеленый газ пропустили через раствор бромид натрия. Образовавшееся простое вещество добавили к горячему раствору гидроксида бария. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

41. Хлорат калия прокалили в присутствии катализатора. Выделившийся газ прореагировал с избытком сероводорода с образованием простого вещества. Это вещество растворили в горячей концентрированной азотной кислоте. Полученный бурый газ пропустили через раствор гидроксида кальция. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

42. Провели электролиз водного раствора сульфида натрия. Выделившийся на катоде газ пропустили над калием. Полученное твердое вещество растворили в воде. Образовавшийся раствор прореагировал с хлором при нагревании. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

43. Серебро растворили в концентрированной азотной кислоте. Выделившийся газ пропустили над нагретым цинком. Полученное твердое вещество обработали раствором гидроксида калия. Через полученный раствор пропустили избыток сероводорода и наблюдали выпадение осадка. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

44. Фосфор смешали с кальцием и нагрели. Полученное вещество поместили в воду. Выделившийся газ пропустили через щелочной раствор перманганата натрия, в результате чего раствор приобрел зеленую окраску. Одну из полученных солей выделили и добавили к раствору сульфита натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

45. Через раствор гидроксида натрия пропустили избыток углекислого газа. Полученное вещество выделили из раствора, высушили и прокалили. Образовавшуюся после прокаливания соль растворили в воде и прилили раствор бромида железа (III). Выделившийся при этом осадок отделили и растворили в йодоводородной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

46. Перманганат калия прокалили. Выделившийся газ вступил в реакцию с сероводородом. Образовавшееся газообразное вещество прореагировало с сероводородом с образованием нерастворимого в воде вещества. Это вещество растворили при нагревании в концентрированном растворе гидроксида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

47. Силицид магния обработали раствором хлороводородной кислоты и выделяющийся газ сожгли. Твёрдый продукт ре-

акции смешали с кальцинированной содой, смесь нагрели до плавления и выдержали некоторое время. После охлаждения продукт реакции (широко используется под названием «жидкое стекло») растворили в воде и обработали раствором серной кислоты. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

48. Одно из веществ, образующихся при сплавлении оксида кремния с магнием, растворяется в щёлочи. Выделяющийся газ ввели в реакцию с серой, а продукт их взаимодействия обработали хлором. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

49. Хлорид кремния (IV) нагревали в смеси с водородом. Продукт реакции смешали с магниевым порошком, нагрели и обработали водой; одно из образующихся веществ самовоспламеняется на воздухе. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

50. Силицид магния обработали раствором соляной кислоты. Газообразный продукт реакции сожгли, образовавшееся твёрдое вещество обработали раствором гидроксида натрия. К полученному раствору добавили азотную кислоту. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

51. Магниевый порошок смешали с кремнием и нагрели. Продукт реакции обработали холодной водой и выделяющийся газ пропустили через горячую воду. Образовавшийся осадок отделили, смешали с едким натром и нагрели до плавления. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

52. Вещество, образующееся при сплавлении магния с кремнием, обработали водой, в результате образовался осадок и выделился бесцветный газ. Осадок растворили в соляной кислоте, а газ пропустили через раствор перманганата калия, при этом образовались два нерастворимых в воде бинарных вещества. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

53. Продукт взаимодействия кремния с хлором легко гидролизуется. При сплавлении твёрдого продукта гидролиза как с каустической, так и с кальцинированной содой остаётся одно и то же вещество. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

54. Над поверхностью раствора едкого натра пропускали электрические разряды, при этом воздух окрашивался в бурый цвет, причём окраска через некоторое время исчезала. Полученный раствор осторожно выпарили и установили, что твёрдый

остаток представляет собой смесь двух солей. Выдерживание смеси солей на воздухе приводит к образованию одного вещества. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

55. Газ, выделившийся при взаимодействии хлористого водорода с бертолетовой солью, ввели в реакцию с алюминием. Продукт реакции растворили в воде и добавили гидроксид натрия до прекращения выделения осадка, который отделили и прокалили. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

56. Раствор, полученный при пропускании сернистого газа через бромную воду, нейтрализовали гидроксидом бария. Выпавший осадок отделили, смешали с коксом и прокалили. При обработке продукта прокаливания хлороводородной кислотой выделяется газ с запахом тухлых яиц. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

57. Сернистый газ пропустили через раствор перекиси водорода. Из образовавшегося раствора выпарили воду и к остатку добавили магниевую стружку. Выделяющийся газ пропустили через раствор медного купороса. Выпавший осадок чёрного цвета отделили и подвергли обжигу. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

58. Белый фосфор растворяется в растворе едкого калия с выделением газа с чесночным запахом, который самовоспламеняется на воздухе. Твёрдый продукт реакции горения прореагировал с едким натром в таком соотношении, что в образовавшемся веществе белого цвета содержится один атом водорода; при прокаливании последнего вещества образуется пирофосфат натрия. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

59. Азотоводородную смесь нагрели до температуры 500 °С и под высоким давлением пропустили над железом. Продукты реакции пропускали через раствор азотной кислоты до его нейтрализации. Образовавшийся раствор осторожно выпарили, твёрдый остаток прокалили и выделившийся при этом газ пропустили над медью при нагревании, в результате образовалось твёрдое вещество чёрного цвета. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

60. Вещество, полученное на катоде при электролизе расплава хлорида меди (II), реагирует с серой. Полученный продукт

обработали концентрированной азотной кислотой и выделившийся газ пропустили через раствор гидроксида бария. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

61. При взаимодействии раствора соли А со щелочью было получено студенистое нерастворимое в воде вещество голубого цвета, которое растворили в бесцветной жидкости Б с образованием раствора синего цвета. Твердый продукт, оставшийся после осторожного выпаривания раствора, прокалили. При этом выделились 2 газа, один из которых бурого цвета, а второй входит в состав атмосферного воздуха, и осталось твердое вещество черного цвета, которое растворяется в жидкости Б с образованием вещества А. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

62. Медную стружку растворили в разбавленной азотной кислоте и раствор нейтрализовали едким кали. Выделившееся вещество голубого цвета отделили, прокалили (цвет вещества изменился на черный), смешали с коксом и повторно прокалили. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

63. В раствор нитрата ртути (II) добавили медную стружку. После окончания реакции раствор профильтровали и фильтрат по каплям прибавляли к раствору, содержащему едкий натр и гидроксид аммония. При этом наблюдали кратковременное образование осадка, который растворялся с образованием раствора ярко-синего цвета. При добавлении в полученный раствор избытка раствора серной кислоты происходило изменение цвета. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

64. Твердое вещество, образующееся при нагревании малахита, нагрели в атмосфере водорода. Продукт реакции обработали концентрированной серной кислотой и, после отделения от серной кислоты, внесли в раствор хлорида натрия, содержащий медные опилки, в результате образовался осадок. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

65. Соль, полученную при растворении меди в разбавленной азотной кислоте, подвергли электролизу, используя графитовые электроды. Вещество, выделившееся на аноде, ввели во взаимодействие с натрием, а полученный продукт реакции по-

местили в сосуд с углекислым газом. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

66. Твердый продукт термического разложения малахита растворили при нагревании в концентрированной азотной кислоте. Раствор осторожно выпарили, а твердый остаток прокалили, получив вещество черного цвета, которое нагрели в избытке аммиака. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

67. К порошкообразному веществу черного цвета добавили раствор разбавленной серной кислоты и нагрели. В полученный раствор голубого цвета приливали раствор едкого натра до прекращения выделения осадка. Осадок отфильтровали и нагрели. Продукт реакции нагревали в атмосфере водорода, в результате чего получилось вещество красного цвета. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

68. Две соли содержат одинаковый катион. Термический распад первой из них напоминает извержение вулкана, при этом выделяется малоактивный бесцветный газ, входящий в состав атмосферы. При взаимодействии второй соли с раствором нитрата серебра образуется белый творожистый осадок, а при нагревании её с раствором щёлочи выделяется бесцветный ядовитый газ с резким запахом; этот газ может быть получен также при взаимодействии нитрида магния с водой. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

69. Неизвестное вещество красного цвета нагрели в хлоре и продукт реакции растворили в воде. В полученный раствор добавили щёлочь, выпавший осадок голубого цвета отфильтровали и прокалили. При нагревании продукта прокаливания, который имеет чёрный цвет, с коксом было получено исходное вещество красного цвета. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

70. Оксид меди (II) нагревали в токе угарного газа. Полученное простое вещество сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции растворили в воде. Полученный раствор разделили на две части. К одной части добавили раствор иодида калия, ко второй – раствор нитрата серебра. И в том, и в другом случае наблюдали образование осадка. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

71. Кристаллическое вещество оранжевого цвета при нагревании значительно увеличивается в объёме за счёт выделения бесцветного газа и образует твёрдое вещество тёмно-зелёного цвета. Выделившийся газ взаимодействует с литием даже при комнатной температуре. Продукт этой реакции гидролизуется водой с образованием газа с резким запахом, способного восстановить медь из её оксида. Напишите уравнения описанных реакций.

72. Нитрат цинка прокалили, твёрдый продукт реакции при нагревании обработали раствором едкого натра. Через образовавшийся раствор пропустили углекислый газ до прекращения выделения осадка, после чего обработали избытком концентрированного нашатырного спирта, при этом осадок растворился. Напишите уравнения описанных реакций.

73. Некоторое количество сульфида цинка разделили на две части. Одну из них обработали соляной кислотой, а другую подвергли обжигу на воздухе. При взаимодействии выделившихся газов образовалось простое вещество. Это вещество нагрели с концентрированной азотной кислотой, причём выделился бурый газ.

74. Хром растворили в разбавленной азотной кислоте. К полученному раствору добавляли щелочь, наблюдая образование и растворение осадка. К полученному раствору добавили пероксид водорода, в результате чего раствор приобрёл жёлтый цвет. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

75. Оксид хрома (VI) растворили в воде и к полученному раствору порциями добавляли раствор аммиака до появления жёлтой окраски. Затем к раствору добавляли оксид хрома(VI) до появления оранжевой окраски. При охлаждении полученного раствора выпали оранжевые кристаллы. К ним прилили концентрированную соляную кислоту, а выделившийся газ пропустили над нагретым красным фосфором. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

76. Оксид хрома(VI) прореагировал с гидроксидом калия. Полученное вещество обработали серной кислотой, из образовавшегося раствора выделили соль оранжевого цвета. Эту соль обработали бромоводородной кислотой. Полученное простое

вещество вступило в реакцию с сероводородом. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

77. Сульфид хрома (III) обработали водой, при этом выделился газ и осталось нерастворимое вещество. К этому веществу прибавили раствор едкого натра и пропустили газообразный хлор, при этом раствор приобрёл жёлтое окрашивание. Раствор подкислили серной кислотой, в результате окраска изменилась на оранжевую; через полученный раствор пропустили газ, выделившийся при обработке сульфида водой, и цвет раствора изменился на зелёный. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

78. После кратковременного нагревания неизвестного порошкообразного вещества оранжевого цвета начинается самопроизвольная реакция, которая сопровождается изменением цвета на зелёный, выделением газа и искр. Твёрдый остаток смешали с едким кали и нагрели, полученное вещество внесли в разбавленный раствор соляной кислоты, при этом образовался осадок зелёного цвета, который растворяется в избытке кислоты. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

79. При добавлении в охлаждённый раствор соли жёлтого цвета, окрашивающей пламя в фиолетовый цвет, разбавленной соляной кислоты окраска изменилась на оранжево-красную. После нейтрализации раствора концентрированной щёлочью цвет раствора вернулся к первоначальному. При добавлении в полученный раствор хлорида бария выпадает осадок жёлтого цвета. Осадок отфильтровали и в фильтрат добавили раствор нитрата серебра. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

80. К раствору сульфата трёхвалентного хрома добавили кальцинированную соду. Выделившийся осадок серо-зеленого цвета отделили, перенесли в раствор едкого натра, добавили бром и нагрели. После нейтрализации продуктов реакции серной кислотой раствор приобретает оранжевую окраску, которая исчезает после пропускания через раствор сернистого газа. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

81. В концентрированную серную кислоту добавили металлический цинк. Образовавшуюся соль выделили, растворили в воде и в раствор добавили нитрат бария. После отделения

осадка в раствор внесли магниевую стружку, раствор профильтровали, фильтрат выпарили и прокалили. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

82. Нитрат цинка прокалили, продукт реакции при нагревании обработали раствором едкого натра. Через образовавшийся раствор пропустили углекислый газ до прекращения выделения осадка, после чего обработали избытком концентрированного нашатырного спирта, при этом осадок растворился. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

83. Несколько гранул цинка внесли в сосуд с концентрированной серной кислотой. Выделяющийся газ пропустили через раствор ацетата свинца (II), осадок отделили, подвергли обжигу и образовавшийся газ ввели, во взаимодействие с водным раствором перманганата калия. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

84. Несколько гранул цинка растворили при нагревании в растворе едкого натра. В полученный раствор небольшими порциями добавляли азотную кислоту до образования осадка. Осадок отделили, растворили в разбавленной азотной кислоте, раствор осторожно выпарили и остаток прокалили. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

85. Осадок, полученный при взаимодействии растворов хлорида железа (III) и нитрата серебра, отфильтровали. Фильтрат обработали раствором едкого кали. Выпавший осадок бурого цвета отделили и прокалили. Полученное вещество при нагревании реагирует с алюминием с выделением тепла и света. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

86. Оксид марганца (IV) прореагировал при нагревании с концентрированной соляной кислотой. Выделившийся газ пропустили через горячий раствор гидроксида калия. Полученный раствор разделили на 2 части. К одной части раствора добавили раствор нитрата серебра, в результате чего выпал белый осадок. К другой части раствора прилили раствор йодида натрия, образовался темно-бурый осадок. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

87. Сульфид хрома (III) обработали водой, при этом выделился газ, и образовалось нерастворимое вещество. К этому веще-

ству прибавили раствор едкого натра и перекись водорода, при этом раствор приобрел желтое окрашивание. Раствор подкислили серной кислотой, в результате окраска изменилась на оранжевую. К полученному раствору добавили йодид калия, при этом наблюдали выпадение темного осадка. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

88. Газ, образовавшийся при пропускании хлористого водорода через горячий раствор хромата калия, взаимодействует с железом. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему сульфид натрия. Более легкое из образовавшихся нерастворимых веществ отделили и ввели в реакцию с концентрированной серной кислотой при нагревании. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

89. Железный порошок растворили в большом количестве разбавленной серной кислоты, через полученный раствор пропустили воздух и добавили сульфид аммония. Образовавшуюся нерастворимую соль отделили и растворили в горячем растворе концентрированной азотной кислоты. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

90. Серебристо-серый металл, который притягивается магнитом, внесли в горячую концентрированную серную кислоту и нагрели. Раствор охладили и добавили едкий натр до прекращения образования аморфного осадка бурого цвета. Осадок отделили, прокалили и растворили в концентрированной соляной кислоте при нагревании. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

91. Осадок, полученный при добавлении в раствор алюминия каустической соды, отделили, прокалили, смешали с кальцинированной содой и нагрели до плавления. После обработки остатка серной кислотой была получена исходная соль алюминия. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

92. Соль, полученную при растворении железа в горячей концентрированной серной кислоте, обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выпавший бурый осадок отфильтровали и прокалили. Полученное вещество сплавляли с железом. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

93. Железо сожгли в хлоре. Продукт растворили в воде и в раствор внесли железные опилки. Через некоторое время раствор профильтровали и в фильтрат добавили сульфид натрия. Выделившийся осадок отделили и обработали 20%-ной серной кислотой, получив почти бесцветный раствор. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

94. При взаимодействии гидроксида алюминия с азотной кислотой образовалась соль. Соль высушили и прокалили. Твердый осадок подвергли электролизу в расплавленном криолите. Полученный металл нагрели с концентрированным раствором, содержащим нитрат и гидроксид натрия, при этом выделился газ. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

95. Зловонную жидкость, образовавшуюся при взаимодействии бромоводородной кислоты с перманганатом калия, отделили и нагрели с железной стружкой. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему раствор гидроксида цезия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

96. Раствор хлорида железа (III) подвергли электролизу с графитовыми электродами. Осадок бурого цвета, образовавшийся в качестве побочного продукта электролиза, отфильтровали и прокалили. Вещество, образовавшееся на катоде, растворили в концентрированной азотной кислоте при нагревании. Продукт, выделившийся на аноде, пропустили через холодный раствор гидроксида калия. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

97. В раствор нитрата ртути (II) добавили медную стружку. После окончания реакции раствор профильтровали и фильтрат по каплям прибавляли к раствору, содержащему едкий натр и гидроксид аммония. При этом наблюдали кратковременное образование осадка, который растворялся с образованием раствора ярко-синего цвета. При добавлении в полученный раствор избытка раствора серной кислоты происходило изменение цвета. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

98. Твердый продукт термического разложения малахита растворили при нагревании в концентрированной азотной кислоте. Раствор осторожно выпарили, а твердый остаток прокалили,

получив вещество черного цвета, которое нагрели в избытке аммиака. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

99. К порошкообразному веществу черного цвета добавили раствор разбавленной серной кислоты и нагрели. В полученный раствор голубого цвета приливали раствор едкого натра до прекращения выделения осадка. Осадок отфильтровали и нагрели. Продукт реакции нагревали в атмосфере водорода, в результате чего получилось вещество красного цвета. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

100. При взаимодействии раствора соли А со щелочью было получено студенистое нерастворимое в воде вещество голубого цвета, которое растворили в бесцветной жидкости Б с образованием раствора синего цвета. Твердый продукт, оставшийся после осторожного выпаривания раствора, прокалили. При этом выделились 2 газа, один из которых бурого цвета, а второй входит в состав атмосферного воздуха, и осталось твердое вещество черного цвета, которое растворяется в жидкости Б с образованием вещества А. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

101. Оксид меди (II) нагревали в токе угарного газа. Полученное простое вещество сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции растворили в воде. Полученный раствор разделили на две части. К одной части добавили раствор иодида калия, ко второй – раствор нитрата серебра. И в том, и в другом случае наблюдали образование осадка. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

102. Порошок металлического алюминия смешали с твердым йодом и добавили несколько капель воды. К полученной соли добавили раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Образовавшийся осадок растворили в соляной кислоте. Полученный раствор подвергли электролизу. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

103. Алюминий растворили в разбавленной серной кислоте, к полученному раствору добавили избыток водного раствора аммиака. Выпавший осадок прокалили, и твердый остаток сплавляли с карбонатом натрия. Напишите уравнения четырех описанных реакций. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

104. К раствору гидроксида натрия добавили порошок алюминия. Через раствор полученного вещества пропустили избыток углекислого газа. Выпавший осадок отделили и прокалили. Полученный продукт сплавляли с карбонатом натрия. Составьте уравнения четырех описанных реакций.

105. Карбид алюминия полностью растворили в бромоводородной кислоте. К полученному раствору добавили раствор сульфита калия, при этом наблюдали образование белого осадка и выделение бесцветного газа. Газ поглотили раствором дихромата калия в присутствии серной кислоты. Образовавшуюся соль хрома выделили и добавили к раствору нитрата бария, наблюдали выделение осадка. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В., Попков В.В. Начала химии. Бином. Лаборатория знаний. 2018.
2. Лидин Р.А. Полный справочник для подготовки к ЕГЭ. М.: АСТ. 2017.
3. Доронькин В.Н., Бережная А.Г. ЕГЭ Химия. Большой справочник. Легион. 2018.
4. Доронькин В.Н., Бережная А.Г. ЕГЭ Химия. 10-11 классы. Задания высокого уровня сложности. Легион. 2018.
5. Медведев Ю.Н. ЕГЭ 2019. Химия. Эксперт. М.: Интеллект-центр. 2018.
6. Каверина А.А., Медведев Ю.Н. Химия. Я сдам ЕГЭ! Курс самоподготовки. Технология решения заданий. М., 2018.
7. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в ВУЗы. М.: Высшая школа, 2012.
8. Лабий Ю.М. Решение задач по химии с помощью уравнений и неравенств. М.: Просвещение, 2012.
9. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В. 2400 задач для школьников и поступающих в ВУЗы. М.: Дрофа, 2013.
10. Слета Л.А., Черный А.В., Холин Ю.В. 1001 задача по химии с ответами, указаниями, решениями. М.: Илекса. 2011.
11. Задачи всероссийских олимпиад по химии / Под общ. ред. академика РАН, профессора В.В. Лунина. М.: Издательство «Экзамен», 2011.

Перечень использованных электронных образовательных ресурсов

1. Открытый банк заданий ЕГЭ по химии. Режим доступа - <http://85.142.162.119/os11/xmodules/qprint/afirms.php?proj=>
11. Д.Д. Гушин. Решу ЕГЭ: образовательный портал для подготовки к экзаменам. Режим доступа <http://chem.reshuege.ru/>
2. Мишенина Л.Н. Неорганическая химия: учебно-методический комплекс. Режим доступа <http://ido.tsu.ru/schools/chem/data/res/neorg/uchpos/>.

3. Дерябина Г.И., Кантария Г.В. Органическая химия: интерактивный мультимедиа учебник. Режим доступа <http://www.chemistry.ssu.samara.ru/>

4. Седякин В.П. Обучающие энциклопедии по химии. Режим доступа <http://school-sector.relarn.ru/nsm/chemistry/START.html>.

5. Мануйлов А.В., Родионов В.И. Основы химии: интернет-учебник. Режим доступа <http://www.hemi.nsu.ru/index.htm>

Учебное электронное издание

Урядникова Марина Николаевна
Урядников Александр Алексеевич

ХИМИЯ В ЗАДАЧАХ И УПРАЖНЕНИЯХ

Учебное пособие

В двух частях

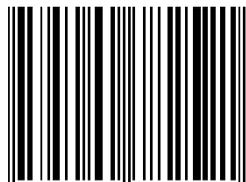
Часть 1.

Общая и неорганическая химия

Тексты пособия представлены в авторской редакции

Компьютерная верстка *Т.Ю. Шталовой*

ISBN 978-5-00078-252-1



9 785000 782521

Подписано к использованию 06.12.2019 г.

Заказ № 19072

Объём издания – 1,98 МБ

Комплектация издания – 1 pdf файл

Издательский дом «Державинский»
392008, г. Тамбов, ул. Советская, 190г
Телефон: 8 (4752) 45-28-19
e-mail: izdat_tsu09@mail.ru

