

Ю.Ю., ГРОМОВ, О.А. ШЕИНА,  
Т.П. ДЬЯЧКОВА, И.В. ЗАРАПИНА

# СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Издательство ТГТУ

УДК 54(075.8)  
ББК г.я73-4  
Г874

Рецензенты:

Кандидат химических наук, доцент Тамбовского государственного  
университета им. Г.Р. Державина

*Г.Г. Бердникова,*

Кандидат технических наук, доцент Тамбовского государственного  
технического университета

*В.С. Орехов*

**Громов, Ю.Ю.**

Г874 Сборник задач и упражнений по общей химии / Ю.Ю. Громов, О.А. Шеина, Т.П. Дьячкова, И.В. Зарапина. – Тамбов : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2007. – 80 с. – 100 экз. – ISBN 978-5-8265-0643-1.

В сборнике приведены вопросы, акцентирующие внимание на узловых моментах конкретного раздела химии. Дается детальное решение типовых задач. Задачи и упражнения каждой главы составлены по принципу нарастания сложности, чтобы студенты могли освоить оптимальные методы их решения. Заключительная глава включает варианты тестовых заданий.

Предназначен для подготовки иностранных учащихся к поступлению на технические специальности российских вузов.

УДК 54(075.8)

ББК г.я73-4

ISBN 978-5-8265-0643-1

© ГОУ ВПО «Тамбовский государственный  
технический университет» (ТГТУ), 2007  
Министерство образования и науки Российской Федерации

**ГОУ ВПО «Тамбовский государственный технический университет»**

**Ю.Ю., ГРОМОВ, О.А. ШЕИНА, Т.П. ДЬЯЧКОВА, И.В. ЗАРАПИНА**

# **СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**



---

Тамбов  
◆ Издательство ТГТУ ◆  
2007

Учебное издание

ГРОМОВ Юрий Юрьевич,  
ШЕИНА Ольга Александровна,  
ДЬЯЧКОВА Татьяна Петровна,  
ЗАРАПИНА Ирина Вячеславовна

## СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Редактор Т.М. Г л и н к и н а  
Инженер по компьютерному макетированию М.А. Ф и л а т о в а

Подписано к печати 12.11.2007  
Формат 60 × 84 / 16. 4,65 усл. печ. л. Тираж 100 экз. Заказ № 725

Издательско-полиграфический центр  
Тамбовского государственного технического университета  
392000, Тамбов, Советская, 106, к. 14

## ВВЕДЕНИЕ

Каждый отдельный вид материи, обладающий при данных условиях определенными физическими свойствами, называют **веществом**. Свойствами вещества называются признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой. Важнейшими физическими свойствами веществ являются: агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное); цвет; плотность; температуры кипения и плавления; тепло- и электропроводность; растворимость в воде и других жидкостях; вкус; запах и т.д.

Химия изучает состав, строение, свойства и превращение веществ.

Изменения с веществами можно отнести к физическим или к химическим явлениям.

Физические явления, которые происходят вокруг нас, имеют огромное значение. В промышленном производстве металлам, пластмассам и другим материалам придают определенную форму (при штамповке, прокате) и в результате получают многообразные предметы.

При химических реакциях исходные вещества превращаются в другие вещества, обладающие другими свойствами. Об этом можно судить по внешним признакам химических реакций: 1) выделение теплоты (иногда света); 2) изменение окраски; 3) появление запаха; 4) образование осадка; 5) выделение газа. Во многих случаях химические реакции служат источником получения энергии различных видов. При сгорании топлива выделяется теплота, которую используют в быту и в промышленности. Сложные биохимические процессы, протекающие в организмах растений, животных и человека, связаны с различными химическими превращениями.

## Задачи и упражнения

1. К каким явлениям (физическим или химическим) относят следующие превращения:

- при сжигании желтой серы образуется газ с резким запахом;
- при внесении медной (Cu) пластинки красного цвета в пламя пластинка покрывается черным налетом;
- в стакане с водой при отрицательной температуре образуется лед.

Объясните свой ответ.

2. При нагревании студенистого вещества голубого цвета образовался черный порошок. Состав студенистого вещества и черного порошка разный. К каким явлениям (физическим или химическим) можно отнести этот процесс? На чем основан ваш вывод?

3. Какие условия необходимы для сжигания газа в бытовых плитах?

4. Приведите по одному примеру физического явления и химической реакции. Поясните, на основании каких признаков вы подобрали соответствующие примеры.

5. При добавлении йодной воды к крахмальному клейстеру наблюдается синее окрашивание. При нагревании оно исчезает, на основании этих признаков сделайте вывод о характере явления.

6. Почему прекращается горение древесины или угля при недостатке кислорода? Что нужно сделать, чтобы возобновить сжигание топлива?

7. Какое явление происходит при скисании молока? На основании чего можно это утверждать?

8. При сливании двух бесцветных растворов (иодида калия и нитрата свинца) выпадает желтый осадок. Какое явление (физическое или химическое) происходит? На основании чего сделан вывод?

9. Какие явления (процессы) происходят при ржавлении железного гвоздя? Как можно их предотвратить?

10. Охарактеризуйте условия, необходимые для сжигания топлива:

а) жидкого; б) газообразного; в) твердого.

11. С какой целью используются химические реакции сжигания природного газа? Выберите правильный ответ: а) для получения высокой температуры; б) для получения энергии; в) для получения продуктов горения; г) для защиты окружающей среды.

12. При разложении мела образуется негашеная известь и углекислый газ. Какой процесс происходит? Может ли он протекать при обычных условиях?

13. Какие из перечисленных реакций протекают с выделением теплоты: а) горение угля; б) ржавление железа; в) разложение соли калия при нагревании; г) процессы окисления питательных веществ в организме человека?

14. Для чего необходимо измельчать или растворять твердые вещества перед проведением реакций между ними?

Выберите правильный ответ: а) для увеличения площади соприкосновения реагирующих веществ;

б) реакции между твердыми веществами не протекают; в) для ускорения протекания реакций; г) для увеличения числа столкновений частиц реагирующих веществ.

15. Как влияет сжигание твердого топлива на окружающую среду? Выберите правильный ответ: а) при неполном сжигании в атмосферу попадают твердые частицы, загрязняющие воздух; б) при полном сжигании выделяется углекислый газ, необходимый растениям для процессов фотосинтеза; в) не изменяет состав воздуха; г) улучшает.

16. Чем отличается химическая реакция от физического процесса? Как влияет химическая реакция на состав вещества? Выберите правильный ответ: а) при химической реакции не изменяется состав вещества;

б) при физическом явлении не изменяется состав вещества; в) при химической реакции состав вещества изменяется; г) не отличается.

17. Какие условия необходимы для полного сжигания твердого топлива: а) доступ воздуха; б) измельчение топлива и доступ воздуха; в) высокая температура; г) постоянное нагревание?

# 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Молекула – это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства. Атомы – это мельчайшие химически неделимые частицы. Из атомов образуются новые молекулы. Каждый отдельный вид атомов называется химическим элементом. Вещества, которые состоят из атомов одного элемента, называются простыми. Вещества, которые состоят из атомов разных элементов, называются сложными.

Относительная атомная масса элемента ( $A_r$ ) – величина, равная отношению массы атома элемента к  $1/12$  (одной двенадцатой) массы атома углерода-12.

Относительная молекулярная масса вещества ( $M_r$ ) – величина, равная отношению массы молекулы вещества к  $1/12$  массы атома углерода-12.

Моль – это количество вещества, содержащее столько частиц (молекул, атомов, ионов или других), сколько содержится атомов в 12 граммах углерода  $^{12}\text{C}$ .

Масса  $6,02 \times 10^{23}$  молекул, атомов или других частиц вещества называется его молярной массой ( $M$ ). Молярная масса – это величина, равная отношению массы вещества ( $m$ ) к количеству вещества ( $n$ ).

## СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ

**1. Закон сохранения массы веществ:** общая масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна общей массе веществ, которые образуются в результате реакции.

**2. Закон постоянства состава:** всякое чистое вещество имеет постоянный состав, который не зависит от способа получения этого вещества.

**3. Закон Авогадро:** в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Первое следствие из закона Авогадро: один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

Объем, который занимает  $6,02 \times 10^{23}$  молекул любого газа при нормальных условиях ( $t = 0^\circ\text{C}$  и  $P = 101\,325\text{ Па}$ ), приблизительно равен 22,4 л. Этот объем называется молярным объемом газа  $V_m$ .

Второе следствие из закона Авогадро: отношение плотностей двух газов при одинаковых условиях называется относительной плотностью одного газа по другому ( $D$ ).

**4. Закон объемных отношений газов:** объемы газов, которые при одинаковых условиях вступают в реакцию и которые получаются в результате реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

**5. Закон эквивалентов:** массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

Эквивалентом элемента называют такое его количество, которое соединяется с одним моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических соединениях. Масса одного эквивалента элемента называется его эквивалентной массой.

## Примеры:

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу хлорной кислоты  $\text{HClO}_4$ .

Дано: формула вещества $\text{HClO}_4$ $M_r(\text{HClO}_4) - ?$	Решение: 1. Используя периодическую систему Д.И. Менделеева, находим значения $A_r$ элементов, входящих в состав хлорной кислоты: $A_r(\text{H}) = 1$ ; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$ ; $A_r(\text{O}) = 16$ .
---	---

**2. Рассчитываем относительную молекулярную массу хлорной кислоты:**

$$M_r(\text{HClO}_4) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Cl}) + 4A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{HClO}_4) = 1 + 35,5 + 4 \cdot 16 = 100,5.$$

О т в е т :  $M_r(\text{HClO}_4) = 100,5$ .

2. Определите среднюю массу атома фтора (в кг), если известно, что масса атома углерода-12 равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг.

Дано: Элемент фтор F $m(^{12}\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26}$ кг $m(\text{F}) - ?$	Решение: <b>1. Рассчитываем массу (в кг) атомной единицы массы:</b> $m(\text{а.е.м.}) = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C});$
--	---

$$m(\text{а.е.м.}) = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

2. Зная, что  $A_r(\text{F}) = 19$ , вычисляем массу атома фтора:

$$m(\text{F}) = m(\text{а.е.м.}) \cdot A_r(\text{F});$$

$$m(\text{F}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \cdot 19 = 3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг}.$$

О т в е т :  $m(\text{F}) = 3,15 \cdot 10^{-26}$  кг.

3. Вычислите количество вещества цинка в образце массой 2,6 г.

Дано: $\frac{m(\text{Zn}) = 2,6 \text{ г}}{n(\text{Zn}) - ?}$	Решение: 1. Относительная атомная масса цинка равна 65, следовательно, молярная масса цинка равна 65 г/моль, т.е. $M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$ . 2. Вычисляем количество вещества цинка в образце по формуле:
--	---

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{2,6 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль.}$$

Ответ:  $n(\text{Zn}) = 0,04 \text{ моль}$ .

4. Вычислите массу иодида натрия NaI, если количество вещества его равно 0,02 моль.

Дано: $\frac{n(\text{NaI}) = 0,02 \text{ моль}}{m(\text{NaI}) - ?}$	Решение: <b>1. Рассчитываем относительную молекулярную массу иодида натрия:</b> $M_r(\text{NaI}) = 23 + 127 = 150$ . Молярная масса иодида натрия $M(\text{NaI}) = 150 \text{ г/моль}$ .
--	---

2. Определяем массу иодида натрия по формуле:

$$m(\text{NaI}) = n(\text{NaI}) \cdot M(\text{NaI});$$

$$m(\text{NaI}) = 0,02 \text{ моль} \cdot 150 \text{ г/моль} = 3 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{NaI}) = 3 \text{ г}$ .

5. Рассчитайте число молекул  $\text{Br}_2$  в броме массой 6,4 г.

Дано: $\frac{M(\text{Br}_2) = 6,4 \text{ г}}{N(\text{Br}_2) - ?}$	Решение: 1. Учитывая, что молярная масса брома $M(\text{Br}_2) = 160 \text{ г/моль}$ , вычисляем количество вещества $\text{Br}_2$ по формуле:
--	--

$$n(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{Br}_2)}{M(\text{Br}_2)};$$

$$n(\text{Br}_2) = \frac{6,4 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль.}$$

2. Рассчитываем число молекул (структурных единиц) в веществе:

$$N(\text{Br}_2) = n(\text{Br}_2) N_A;$$

$$N(\text{Br}_2) = 0,04 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 2,41 \cdot 10^{22}.$$

Ответ:  $2,41 \cdot 10^{22}$  молекул.

6. Вычислите объем, который займет при нормальных условиях бромоводород массой 48,6 г.

Дано: $\frac{m(\text{HBr}) = 48,6 \text{ г}}{V(\text{HBr}) - ?}$	Решение: <b>1. Вычисляем молярную массу бромоводорода:</b> $M(\text{HBr}) = M(\text{H}) + M(\text{Br});$ $M(\text{HBr}) = (1 + 80) \text{ г/моль} = 81 \text{ г/моль}$ .
---	---

2. Количество вещества бромоводорода равно:

$$n(\text{HBr}) = \frac{m(\text{HBr})}{M(\text{HBr})}; \quad n(\text{HBr}) = \frac{48,6 \text{ г}}{81 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль.}$$

3. Рассчитываем объем, который займет бромоводород при нормальных условиях:

$$V(\text{HBr}) = n(\text{HBr}) V_m;$$

$$V(\text{HBr}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 13,44 \text{ л.}$$

**Ответ: 13,44 л.**

7. При взаимодействии 0,91 г некоторого металла с соляной кислотой выделилось 0,314 л (н. у.) водорода.

Определите этот металл.

Дано: $\frac{m(\text{Me}) = 0,91 \text{ г}}{V(\text{O}_2) = 0,314 \text{ л}}$ Me - ?	Решение: Согласно закону эквивалентов можно записать:
--	--

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{H}}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Me}}}{\mathcal{E}_{\text{H}}},$$

Откуда

$$\frac{0,91}{0,314 \cdot \frac{2}{22,4}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Me}}}{\mathcal{E}_{\text{H}}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Me}}}{1}; \mathcal{E}_{\text{Me}} = 32,5.$$

Эквивалент элемента  $\mathcal{E}$ , валентность элемента  $V$  и его атомная масса  $A$  связаны между собой соотношением:

$$\mathcal{E} = A/V.$$

Предположим, что валентность искомого металла равна единице, тогда его атомная масса  $A = 32,5$ . Металла с такой атомной массой не существует. Предполагая последовательно, что валентность металла равна 2, 3 и т.д., находим, что искомым металлом является цинк с атомной массой

$A = 65$ , который является двухвалентным.

О т в е т : Цинк.

## ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Приведите символы следующих химических элементов: литий, гелий, кремний, хлор, медь, платина, уран, ксенон.
2. Назовите следующие химические элементы: He, Br, B, C, N, Zn, S, Fe.
3. Рассчитайте относительные молекулярные массы следующих веществ: а) селеноводорода  $\text{H}_2\text{Se}$ ; б) сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
4. Средняя масса атомов серы равна  $5,31 \cdot 10^{-26}$  кг. Вычислите относительную атомную массу элемента серы. Масса атома углерода-12 равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг.
5. Рассчитайте массы: а) двух атомов кальция; б) одной молекулы бензола.
6. Вычислите среднюю массу молекул оксида серы (IV) в кг. Масса атома углерода-12 равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг.
7. Где содержится больше атомов: в 5 г железа или 3 л гелия (н. у.)?
8. Сколько атомов азота содержится: а) в 17 моль аммиака; б) в 17 г аммиака; в) в 17 л аммиака (н. у.)?
9. Рассчитайте количество вещества магния в образце магния массой 6 г.
10. Количество вещества сульфата бария  $\text{BaSO}_4$ , взятого для проведения опыта, равно 0,12 моль. Рассчитайте массу этого вещества.
11. Образец вещества массой 6,6 г содержит  $9,03 \cdot 10^{22}$  молекул. Определите молярную массу этого вещества.
12. Масса образца сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  равна 1,7 г. Вычислите число молекул сероводорода в данном образце.
13. Определите массу образца оксида серы (IV), который содержит столько же молекул, сколько атомов содержится в кусочке железа массой 1,4 г.
14. Определите количество вещества сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , если его масса равна 49,7 г.
15. Определите число молекул оксида серы (IV), который занимает объем 2,8 л (н. у.).
16. Относительная плотность газа по воздуху равна 1,517. Рассчитайте количество вещества этого газа, которое заключается в его образце массой 11 г.
17. При давлении 105,4 кПа и температуре 25 °C азот занимает сосуд вместимостью 5,5 л. Вычислите количество вещества азота, находящегося в данном сосуде.
18. Молекулярный кислород занимает при н. у. объем 7,28 л. Вычислите массу газа.
19. Рассчитайте объем, который при н. у. займет хлор массой 42,6 г.
20. Вычислите количество вещества оксида углерода (IV), который занимает объем 120 л при температуре 27 °C и давлении 166,2 кПа.
21. Плотность галогеноводорода по воздуху равна 4,41. Определите плотность этого газа по водороду и назовите его.
22. Неизвестный газ имеет относительную плотность по воздуху 1,31. Определите массу образца этого газа объемом 168 л (н. у.).
23. Вычислите относительную плотность по водороду газовой смеси, состоящей из аргона объемом 56 л и азота объемом 28 л. Объемы газов приведены к н. у.
24. Газовая смесь состоит из кислорода (2,24 л) и оксида серы (IV) (3,36 л). Объемы газов приведены к н. у. Рассчитайте массу смеси.
25. Вычислите объем, который займет при н. у. газовая смесь, содержащая водород массой 1,4 г и азот массой 5,6 г.
26. Газ массой 30,3 г заполнил сосуд вместимостью 15 л при температуре 18 °C. Давление газа внутри сосуда составляет 122 кПа. Рассчитайте молярную массу газа.
27. Определите число молекул газа, который заполняет сосуд вместимостью 190,4 л. Давление газа в сосуде равно 180 кПа, температура 37 °C.
28. Стекланный сосуд, заполненный азотом, имеет массу 206,6 г; тот же сосуд, заполненный неизвестным газом, имеет массу 207,2 г. Масса сосуда, из которого откачаны газы, равна 202,4 г. Определите молярную массу неизвестного газа (азот и неизвестный газ находятся в сосуде при одинаковых условиях).
29. Некоторый газ объемом 2,8 л (объем приведен к н. у.) поместили в сосуд, который в отсутствие газов имел массу 110,3 г. Масса сосуда с газом равна 115,8 г. Вычислите относительную плотность газа по воздуху.
30. Сколько моль составляют и сколько молекул содержат 22 г углекислого газа?
31. Имеются два сосуда, заполненных смесями газов: а)  $\text{H}_2$  и  $\text{Cl}_2$ ; б)  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$ . Как изменится давление в сосудах при пропускании через эти смеси электрической искры?

32. Масса 12 л газовой смеси (н. у.), состоящей из аммиака и углекислого газа, равна 18 г. Сколько литров каждого газа содержит смесь?

33. При разложении 21 г карбоната двухвалентного металла выделилось 5,6 л оксида углерода (IV) при н. у. Установите формулу соли.

34. При сгорании металла массой 3 г образуется его оксид массой 5,67 г. Валентность металла в оксиде равна 3. Что это за металл?

## 2. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

Формулы веществ показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. Различают формулы простейшие и молекулярные. Простейшая формула выражает наиболее простой возможный атомный состав молекул вещества, соответствующий отношениям масс между элементами, образующими данное вещество. Молекулярная формула показывает действительное число атомов каждого элемента в молекуле (для веществ молекулярного строения).

Примеры:

1. Найти простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4 % (мас.) хрома.

Дано: $\omega(\text{Cr}) = 68,4\%$ $\text{Cr}_x\text{O}_y - ?$	Решение: Обозначим числа атомов хрома и кислорода в простейшей формуле оксида соответственно через $x$ и $y$ . $A_r(\text{Cr}) = 52, A_r(\text{O}) = 16$ . Поэтому массы хрома и кислорода в составе оксида относятся как $52x : 16y$ . По условию задачи это отношение равно $68,4 : (100 - 68,4)$ . Следовательно, $52x : 16y = 68,4 : 31,6$ , откуда $x : y = 1,32 : 1,98$ . Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим оба его члена на меньший из них: $x : y = 1 : 1,5$ , а затем умножим оба члена последнего отношения на два для получения целочисленных значений $x : y = 2 : 3$ . Таким образом, простейшая формула оксида хрома $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . О т в е т : $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .
--	---

2. Вычислите массу кислорода, содержащуюся в 15 г серной кислоты.

Дано: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15 \text{ г}$ $m(\text{O}) = ?$	Решение: I способ. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) =$ $= 15 \text{ г} / 98 \text{ (г/моль)} = 0,153 \text{ моль}$ .
---	--

Согласно химической формуле  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в 1 моль серной кислоты содержится 4 моль кислорода, поэтому  $n(\text{O}) = 4 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,612 \text{ моль}$ .  
 $m(\text{O}) = n(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 0,612 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 9,79 \text{ г}$ .

II способ.

В 98 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержится  $4 \cdot 16 = 64 \text{ г O}$

В 15 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  —  $x \text{ г O}$

$x = (15 \cdot 64) / 98 = 9,79 \text{ г}$ .

О т в е т : 9,79 г кислорода.

3. В соединении азота с углеродом массовая доля углерода 46,15 %. Плотность его паров по воздуху 1,79. Выведите истинную формулу вещества.

Дано: $\omega(\text{C}) = 46,15\%$ $D_{\text{возд}}(\text{C}_{nx}\text{N}_{ny}) = 1,79$ $\text{C}_{nx}\text{N}_{ny} - ?$	Решение: Рассчитаем массы элементов, содержащихся в 100 г соединения: $m(\text{C}) = 46,15 \text{ г}; m(\text{N}) = (100 - 46,15) = 53,85 \text{ г}$ . Обозначим число атомов углерода в молекуле соединения через $x$ , азота – через $y$ . Тогда простейшая формула примет вид $\text{C}_x\text{N}_y$ , а истинная $\text{C}_{nx}\text{N}_{ny}$ или $n(\text{C}_x\text{N}_y)$ . (Следует определить число $n$ .) Число атомов элементов в простейшей формуле соединения определяется отношением количества вещества элементов, содержащихся в определенной порции вещества, например в 100 г.
---	--

$$x : y = n(\text{C}) : n(\text{N}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{46,15 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} : \frac{53,85 \text{ г}}{14 \text{ г/моль}} = 3,8 : 3,8 = 1 : 1.$$

Такое отношение отвечает простейшей формуле  $\text{CN}$ ,  $M(\text{CN}) = 26 \text{ г/моль}$ .

Для нахождения истинной формулы найдем вначале молярную массу соединения:

$$M(\text{C}_{nx}\text{N}_{ny}) = D_{\text{возд}}(\text{C}_{nx}\text{N}_{ny}) \cdot M_{\text{возд}} = 1,79 \cdot 29 \text{ г/моль} = 51,9 \text{ г/моль},$$

отсюда

$$n = (51,9 \text{ г/моль}) / (26 \text{ г/моль}) = 2.$$



Истинная формула примет вид  $C_2N_2$ .

О т в е т :  $C_2N_2$ .

4. Вычислите массу азота в 1 кг нитрата аммония.

Д а н о : $m(NH_4NO_3) = 1 \text{ кг}$ $m(N) = ?$	Р е ш е н и е : Стехиометрическое соотношение азота в нитрате аммония $NH_4NO_3 \rightarrow 2N$ показывает, что 1 моль $NH_4NO_3$ содержит 2 моль N. Поэтому $m(N) : m(NH_4NO_3) = 2 M(N) : M(NH_4NO_3)$ ; $m(N) = (m(NH_4NO_3) \cdot 2 M(N)) : (M(NH_4NO_3)) =$ $= (2 \cdot 1000 \text{ г} \cdot 14 \text{ г/моль}) : 80 \text{ г/моль} = 350 \text{ г}.$
---	--

О т в е т : 350 г.

5. Какой объем углекислого газа (н. у.) выделится, если к карбонату натрия массой 70 г прибавить раствор, содержащий 40,5 г HCl? (Растворимость  $CO_2$  в растворе пренебречь).

Д а н о : $m(Na_2CO_3) = 70 \text{ г}$ $m(HCl) = 40,5 \text{ г}$ $V(CO_2) = ?$	Р е ш е н и е : Запишем уравнение реакции: $\begin{array}{ccccccc} 70 \text{ г} & 40,5 \text{ г} & & & & & \text{х л} \\ Na_2CO_3 + 2HCl & \rightarrow & 2NaCl + CO_2 + H_2O \\ 1 \text{ моль} & 2 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} & & & \\ 106 \text{ г} & 73 \text{ г} & & 22,4 \text{ л} & & & \end{array}$
---	--

Прежде всего, необходимо определить, какое вещество находится в избытке. Можно использовать разные способы решения. Рассмотрим один из них.

По уравнению реакции  $n(Na_2CO_3) = 1$  моль;  $n(HCl) = 2$  моль.

На 1 моль HCl потребуется 0,5 моль  $Na_2CO_3$ . По условию задачи

$n(Na_2CO_3) = m(Na_2CO_3) : M(Na_2CO_3) = 70 \text{ г} : 106 \text{ г/моль} = 0,66$  моль.

$n(HCl) = m(HCl) : M(HCl) = 40,5 \text{ г} : 36,5 \text{ г/моль} = 1,11$  моль.

На 1,11 моль HCl потребуется  $1,11 : 2 = 0,55$  моль  $Na_2CO_3$ . Избыток

$n(Na_2CO_3) = 0,66 - 0,55 = 0,11$  моль.

К аналогичному выводу приходим и при расчете на 1 моль  $Na_2CO_3$ .

Расчет образовавшегося продукта ( $CO_2$ ) ведут по веществу, которое прореагировало полностью (HCl). Так как по уравнению реакции из 2 моль HCl получается 1 моль  $CO_2$ , то из 1,11 моль HCl получится соответственно 0,55 моль  $CO_2$ :

$V(CO_2) = n(CO_2) \cdot V_m = 0,55 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 12,4 \text{ л}.$

О т в е т : 12,4 л.

6. Из смеси хлоридов натрия и калия массой 20,2 г осадили избытком нитрата серебра хлорид серебра массой 34,5 г. Каковы массы хлоридов натрия и калия в смеси?

Д а н о : $m(NaCl + KCl) = 20,2 \text{ г}$ $m(AgCl) = 34,5 \text{ г}$ $m(NaCl) = ?$ $m(KCl) = ?$	Р е ш е н и е : Обозначим $m(NaCl) = x$ . Тогда $m(KCl) = 20,2 - x$ . Составим уравнения реакций: $\begin{array}{ccc} \text{х г} & & m_1 \\ NaCl + AgNO_3 = AgCl + NaNO_3; & & \\ 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \\ 58,5 \text{ г} & & 143,5 \text{ г} \\ & & \\ & & m_2 \\ (20,2 - x) \text{ г} & & \\ KCl + AgNO_3 = AgCl + KNO_3; & & \\ 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \\ 74,5 \text{ г} & & 143,5 \text{ г} \end{array}$
--	--

$m(AgCl) = m_1(AgCl) + m_2(AgCl).$

$m_1 = x \cdot 143,5 : 58,5;$

$m_2 = (20,2 - x) \cdot 143,5 : 74,5.$

Отсюда

$34,5 = x \cdot 143,5 : 58,5 + (20,2 - x) \cdot 143,5 : 74,5;$

$x = 8,65;$

$m(NaCl) = 8,65 \text{ г};$

$m(KCl) = 20,2 - 8,65 = 11,55 \text{ г}.$

О т в е т : 8,65 г NaCl; 11,55 г KCl.

## ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Найти простейшую формулу вещества, в состав которого входят H, C, O и N в соотношении 1 : 3 : 4 : 7 по массе.
2. Минерал изумруд содержит элементы Be, Al, Si, O, массовые доли (%) которых 5, 10, 31, 54. Зеленую окраску изумруды придает примесь хрома. Найдите простейшую формулу изумруда.
3. Три вещества имеют одинаковый состав: массовые доли (%) углерода, водорода равны соответственно 85,7 и 14,3. Эти вещества объемом 1 л имеют массы 1,87; 2,50; 3,75 г. Определите формулы веществ.
4. При сжигании соединения азота массой 0,620 г с водородом получены вода  $H_2O$  массой 0,696 г и азот  $N_2$  объемом 0,443 л (при н. у.). Плотность пара этого вещества по воздуху 1,1. Установите молекулярную формулу этого вещества.
5. При взаимодействии газообразного углеводорода, находящегося в избытке, с 50 мл кислорода образовалось 30 мл  $CO_2$  и 45 мл паров воды (при н. у.). Определите простейшую формулу углеводорода.
6. Соединение содержит углерод ( $\omega(C) = 54,5\%$ ), кислород ( $\omega(O) = 36,34\%$ ) и водород. Это соединение массой 0,39 г при  $27^\circ C$  и давлении  $1,013 \cdot 10^5$  Па имеет объем 220 мл. Найдите молекулярную формулу соединения.
7. При сгорании углеводорода массой 8,4 г образовалось 26,4 г  $CO_2$ . Плотность пара углеводорода по водороду 42. Найдите молекулярную формулу вещества.
8. Вычислите массовые доли каждого элемента в соединениях:  
1)  $Fe(NO_3)_3$ ; 2)  $(NH_4)_2SO_4$ ; 3)  $Ca_3(PO_4)_2$ .
9. Какую массу  $NaCl$  можно получить из 350 г  $Na_2CO_3$ ?
10. При взаимодействии 5 моль  $SO_2$  с 7,5 моль  $O_2$  образовалось 4 моль  $SO_3$ . Какие количества веществ  $SO_2$  и  $O_2$  не прореагировали?
11. Какой объем воздуха (содержащего 21 % кислорода по объему) потребуется для сжигания  $1\text{ м}^3$  газа следующего объемного состава: 45 %  $H_2$ , 40 %  $CH_4$ , 5 %  $CO$ , 5 %  $C_2H_4$  и 5 % негорючих примесей?
12. К раствору, содержащему 68 г  $AgNO_3$ , прилили раствор, содержащий такую же массу  $NaCl$ . Какова масса  $AgCl$ , полученного в результате реакции?
13. При взаимодействии магния с серной кислотой получили 72 г  $MgSO_4$ . Определите массы прореагировавших веществ.
14. Определите реакцию среды в растворе после взаимодействия 85 г  $NaOH$  и 73 г  $HCl$ .
15. При взаимодействии смеси натрия и калия массой 8,5 г с водой выделился водород объемом 3,0 л при температуре  $27^\circ C$  и давлении  $1,2 \cdot 10^5$  Па. Определите массы металлов в смеси.
16. Найти простейшую формулу оксида ванадия, зная, что 2,73 г оксида содержат 1,53 г металла.
17. Вещество содержит (по массе) 26,53 % калия, 35,37 % хрома и 38,10 % кислорода. Найти его простейшую формулу.
18. Найти формулу кристаллогидрата хлорида бария, зная, что 36,6 г соли при прокаливании теряют в массе 5,4 г.
19. Найти молекулярную формулу масляной кислоты, содержащей (по массе) 54,5 % углерода, 36,4 % кислорода и 9,1 % водорода, зная, что плотность ее паров по водороду равна 44.
20. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего (по массе) 93,75 % углерода и 6,25 % водорода, если плотность этого вещества по воздуху равна 4,41.
21. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г  $CO_2$ . Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.
22. При полном сгорании навески органического бромсодержащего вещества массой 1,88 г получено 0,88 г  $CO_2$  и 0,3 г  $H_2O$ . После превращения всего брома, содержащегося в навеске, в бромид серебра получено 3,76 г  $AgBr$ . Плотность паров вещества по водороду равна 94. Определить молекулярную формулу исследуемого вещества.
23. При взрыве смеси, полученной из одного объема некоторого газа и двух объемов кислорода, образуются два объема  $CO_2$  и один объем  $N_2$ . Найти молекулярную формулу газа.
24. Найти молекулярную формулу соединения бора с водородом, если масса 1 л этого газа равна массе 1 л азота, а содержание бора в веществе составляет 78,2 % (мас.).
25. Вычислить процентное (по массе) содержание каждого из элементов в соединениях: а)  $Mg(OH)_2$ ; б)  $H_2SO_4$ .
26. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94 % (мас.)  $Fe_2O_3$ ?
27. К раствору, содержащему 10 г  $H_2SO_4$ , прибавили 9 г  $NaOH$ . Какую реакцию имеет полученный раствор?
28. Раствор, содержащий 34,0 г  $AgNO_3$ , смешивают с раствором, содержащим такую же массу  $NaCl$ . Весь ли нитрат серебра вступит в реакцию? Сколько граммов  $AgCl$  получилось в результате реакции?
29. К раствору, содержащему 0,20 моль  $FeCl_3$ , прибавили 0,24 моль  $NaOH$ . Сколько моль  $Fe(OH)_3$  образовалось в результате реакции и сколько молей  $FeCl_3$  осталось в растворе?
30. Сколько литров гремучего газа (условия нормальные) получается при разложении 1 моль воды электрическим током?
31. Сколько граммов  $NaCl$  можно получить из 265 г  $Na_2CO_3$ ?
32. Смешано 7,3 г  $HCl$  с 4,0 г  $NH_3$ . Сколько граммов  $NH_4Cl$  образуется? Найти массу оставшегося после реакции газа.
33. Карбонат кальция разлагается при нагревании на  $CaO$  и  $CO_2$ . Какая масса природного известняка, содержащего 90 % (мас.)  $CaCO_3$  потребуется для получения 7,0 т негашеной извести?
34. К раствору, содержащему 6,8 г  $AlCl_3$ , прилили раствор, содержащий 5,0 г  $KOH$ . Найти массу образовавшегося осадка.
35. Через раствор, содержащий 7,4 г гидроксида кальция, пропустили 3,36 л диоксида углерода, взятого при н. у. Найти общую массу солей, образовавшихся в результате реакции.
36. Рассчитать массу кристаллогидрата  $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$ , полученного растворением 10 г меди в азотной кислоте и последующим выпариванием раствора.
37. При обработке раствором гидроксида натрия 3,90 г смеси алюминия с его оксидом выделилось 840 мл газа, измеренного при н. у. Определить процентный состав (по массе) исходной смеси.

38. 5,10 г порошка частично окисленного магния обработали соляной кислотой. При этом выделилось 3,74 л  $H_2$ , измеренного при н. у. Сколько процентов магния (по массе) содержалось в образце?

39. Какой объем водорода (условия нормальные) надо затратить для восстановления 125 г  $MoO_3$  до металла?

40. При взаимодействии соляной кислоты с 1,20 г сплава магния с алюминием выделилось 1,42 л водорода, измеренного при 23 °С и давлении 100,7 кПа. Вычислить процентный состав сплава (по массе).

### 3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

**Периодический закон Д.И. Менделеева:** свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.

Величина положительного заряда ядра атома равна порядковому номеру элемента в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Атом электронейтрален, следовательно, число электронов в электронной оболочке атома равно заряду ядра или порядковому номеру элемента в периодической системе  $Z$ . Протон (p) – это частица с массой, равной 1 а. е. м., и зарядом + 1. Нейтрон (n) – это электронейтральная частица массой, близкой к массе протона. Заряд ядра атома определяется числом протонов, которые входят в его состав. Следовательно, число протонов в ядре атома также равно порядковому номеру элемента в периодической системе

Д.И. Менделеева.

Масса атома  $A$  равна сумме масс всех частиц, которые входят в атом:

$A = \text{масса протонов} + \text{масса нейтронов} + \text{масса электронов}$ .

Масса электронов настолько мала, что ею можно пренебречь, и масса атома определяется суммой масс его протонов и нейтронов. Общее число протонов и нейтронов называется массовым числом ( $A$ ). Оно равно округленному до целого числа значению относительной атомной массы.

$$A_r = Z + N,$$

где  $A_r$  – относительная атомная масса элемента;  $Z$  – число протонов (или порядковый номер элемента в периодической системе);  $N$  – число нейтронов.

Таким образом, число нейтронов в ядре атома равно разности между относительной атомной массой элемента и его порядковым номером:

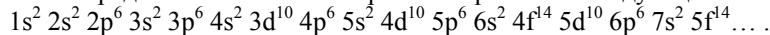
$$N = A_r - Z.$$

Разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами, называются изотопами.

Реакции, при которых изменяется состояние атомного ядра или ядро превращается в ядра новых элементов, называются ядерными.

Электроны в атоме характеризуются разной энергией, находятся на разном расстоянии от ядра и образуют разные энергетические уровни. Электроны, которые находятся на одинаковом расстоянии от ядра, образуют один энергетический уровень. Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется орбиталью.

Порядок заполнения электронных орбиталей следующий:



**Примеры:**

1. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23 по его положению в периодической системе.

**Решение.** По периодической системе определяем, что элемент с порядковым номером 23 находится в четвертом периоде и в побочной подгруппе V группы. Этот элемент – ванадий V. Электронная формула V:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ . Следовательно, V – d-элемент. Элемент может легко отдавать 2 электрона с 4-го уровня, проявляя степень окисления +2. При этом он образует оксид VO и гидроксид  $V(OH)_2$ , проявляющие основные свойства. Газообразных водородных соединений ванадия не образует, так как расположен в побочной подгруппе. Атом ванадия может также отдавать электроны с d-подуровня предпоследнего энергетического уровня (3 электрона) и, таким образом, проявлять высшую степень окисления +5 (численно равную номеру группы, в которой расположен элемент). Оксид, соответствующий высшей степени окисления,  $V_2O_5$ . Этот оксид обладает кислотными свойствами. В качестве гидроксида ему соответствует неустойчивая метаванадиевая кислота  $HVO_3$  (соли ее – ванадаты – устойчивые соединения).

2. Элемент литий состоит из двух природных изотопов  ${}^6Li$  (массовая доля 7,52 %) и  ${}^7Li$  (92,48 %). Чему равна относительная атомная масса элемента лития?

<b>Дано:</b> $\omega({}^6Li) = 7,52\%$ $\omega({}^7Li) = 92,48\%$ $A_r(Li) = ?$	<b>Решение:</b> 1. Выберем для расчетов образец лития массой 100 г, т.е. $m(Li) = 100$ г. Рассчитываем массу изотопа ${}^6Li$ : $m({}^6Li) = \frac{m(Li)\omega({}^6Li)}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot 7,52}{100} = 7,52 \text{ г}.$
--	--

**2. Количество вещества лития в этой массе составит:**

$$n({}^6Li) = \frac{m({}^6Li)}{M({}^6Li)} = \frac{7,52 \text{ г}}{6 \text{ г/моль}} \approx 1,25 \text{ моль}.$$

3. Аналогично вычисляем массу и количество вещества  ${}^7Li$ :

$$m({}^7Li) = \frac{m(Li)\omega({}^7Li)}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot 92,48}{100} = 92,48 \text{ г};$$

$$n(^7\text{Li}) = \frac{m(^7\text{Li})}{M(^7\text{Li})} = \frac{92,48 \text{ г}}{7 \text{ г/моль}} \approx 13,21 \text{ моль.}$$

**4. Общее количество вещества лития в выбранном образце составит:**

$$n(\text{Li}) = n(^6\text{Li}) + n(^7\text{Li}) = 1,25 \text{ моль} + 13,21 \text{ моль} = 14,46 \text{ моль.}$$

5. Рассчитываем молярную массу лития:

$$M(\text{Li}) = \frac{m(\text{Li})}{n(\text{Li})} = \frac{100}{14,46 \text{ моль}} \approx 6,9 \text{ г/моль.}$$

6. Относительная атомная масса численно равна молярной массе, т.е.  $A_r(\text{Li}) = 6,9$ .

О т в е т :  $A_r(\text{Li}) = 6,9$ .

3. Относительная атомная масса элемента бора составляет 10,811. Известно, что бор имеет два природных изотопа  $^{10}\text{B}$  и  $^{11}\text{B}$ . Определите массовую долю каждого из изотопов в природном боре.

Д а н о : $A_r(\text{B}) = 10,811$ ; $^{10}\text{B}$ и $^{11}\text{B}$ $\omega(^{10}\text{B}) - ?$ $\omega(^{11}\text{B}) - ?$	Р е ш е н и е : 1. Выберем для расчетов образец бора массой 100 г, т.е. $m(\text{B}) = 100 \text{ г}$ . Обозначим массовую долю $^{10}\text{B}$ в природном боре через $x$ , т.е. $\omega(^{10}\text{B}) = x \%$ . Тогда $\omega(^{11}\text{B}) = 100 - \omega(^{10}\text{B}) = (100 - x)\%$ . 2. Определяем массу и количество вещества $^{10}\text{B}$ в выбранном образце: $m(^{10}\text{B}) = \frac{m(\text{B})\omega(^{10}\text{B})}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot x}{100} = x \text{ г};$
--	--

$$n(^{10}\text{B}) = \frac{m(^{10}\text{B})}{M(^{10}\text{B})} = \frac{x \text{ г}}{10 \text{ г/моль}} = \frac{x}{10} \text{ моль.}$$

3. Аналогично вычисляем массу и количество вещества  $^{11}\text{B}$ :

$$m(^{11}\text{B}) = \frac{m(\text{B})\omega(^{11}\text{B})}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot (100 - x)}{100} = (100 - x) \text{ г};$$

$$n(^{11}\text{B}) = \frac{m(^{11}\text{B})}{M(^{11}\text{B})} = \frac{(100 - x) \text{ г}}{11 \text{ г/моль}} = \frac{100 - x}{11} \text{ моль.}$$

**4. Общее количество вещества бора составит:**

$$n(\text{B}) = n(^{10}\text{B}) + n(^{11}\text{B}) = \left( \frac{x}{10} + \frac{100 - x}{11} \right) \text{ моль} = \frac{x + 1000}{110} \text{ моль.}$$

5. Молярная масса бора численно равна относительной атомной массе:  $M(\text{B}) = 10,811 \text{ г/моль}$ . С другой стороны:

$$M(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{n(\text{B})}; 10,811 \text{ г/моль} = \frac{100 \text{ г}}{\frac{x + 1000}{110}} \text{ моль.}$$

6. Решая полученное уравнение, получаем  $x \approx 17,5$ , т.е.  $\omega(^{10}\text{B}) = 17,5 \%$ .

7. Рассчитываем массовую долю изотопа  $^{11}\text{B}$ :

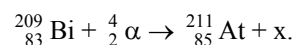
$$\omega(^{11}\text{B}) = (100 - 17,5)\% = 82,5 \%.$$

О т в е т : 82,5 %.

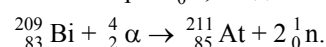
4. Элемент астат (изотоп  $^{211}_{85}\text{At}$ ) был получен облучением изотопа висмута  $^{209}_{83}\text{Bi}$   $\alpha$ -частицами (ядрами атомов гелия).

Напишите уравнение ядерной реакции.

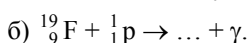
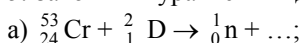
Р е ш е н и е . При составления уравнений ядерных реакций необходимо учитывать закон сохранения массы веществ (масса электронов при этом не учитывается). Кроме того, заряды всех частиц в левой и правой частях уравнения должны быть равны. В левой части записываем взаимодействующие ядра, в правой – продукты реакции. Учитывая порядковые номера и относительные массы атомов, напомним схему реакции:



Очевидно, частица  $x$  должна иметь заряд 0 (так как  $83 + 2 = 85$ ) и атомную массу  $209 + 4 - 211 = 2$ . Частица с зарядом 0 – это нейтрон  $^1_0\text{n}$ , следовательно, должно образоваться два нейтрона. Окончательный вид уравнения

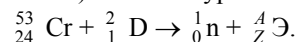


5. Закончить уравнения ядерных реакций:

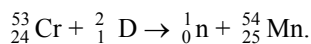


Р е ш е н и е :

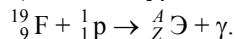
а) Запишем уравнение реакции в виде:



Для верхних индексов:  $53 + 2 = 1 + A$ , тогда  $A = 54$ . Для нижних индексов:  $24 + 1 = 0 + Z$ , отсюда  $Z = 25$ . Образующееся ядро  ${}^{54}_{25}\text{Mn}$  – изотоп марганца. Полная запись уравнения:

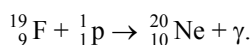


б) Запишем уравнение реакции в виде:



Для верхних индексов:  $19 + 1 = A + 0$ ;  $A = 20$ . Для нижних индексов:

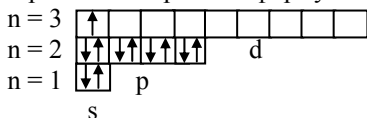
$9 + 1 = Z + 0$ ;  $Z = 10$ . Образующееся ядро  ${}^{20}_{10}\text{Ne}$  – изотоп неона. Полная запись уравнения:



6. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 11. Покажите распределение электронов по орбиталиям.

Решение:

По порядковому номеру заключаем: в атоме 11 электронов. Данный элемент – натрий. Электронная формула Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Электронной формуле натрия соответствует следующее распределение электронов по орбиталиям:



### ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Не пользуясь периодической системой Д.И. Менделеева, определите, в какой группе и в каком периоде находится элемент с порядковым номером 49.
2. У какого из элементов – кальция или калия будет больше сходства с литием?
3. Какие соединения с водородом образуют соединения главной подгруппы VI группы периодической системы Д.И. Менделеева?
4. Напишите формулы высших оксидов и водородных соединений элементов главной подгруппы IV группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева.
5. С каким из перечисленных ниже элементов германий будет иметь наибольшее сходство, а с каким – наименьшее: кадмий, гафний, свинец?
6. Какой высший оксид и гидроксид образует химический элемент с порядковым номером 31? Какие свойства будут проявлять эти соединения?
7. Напишите формулы соединений, которые образует элемент № 34 с кислородом (высший оксид), водородом и натрием.
8. Определите массовую долю кислорода в высшем оксиде элемента, расположенного в V группе (главной подгруппе) и 5 периоде системы элементов Д.И. Менделеева.
9. На основании положения стронция в периодической системе Д.И. Менделеева напишите формулы его высших оксида, гидроксида и хлорида.
10. Напишите формулы высших оксидов всех элементов 5-го периода системы элементов Д.И. Менделеева, находящихся в главных подгруппах.
11. Массовая доля кислорода в высшем оксиде элемента V группы периодической системы Д.И. Менделеева составляет 16,06 %. Определите, что это за элемент.
12. На основании положения кальция в периодической системе элементов Д.И. Менделеева напишите формулы его оксида, гидроксида и хлорида.
13. Исходя из положения галлия в периодической системе элементов Д.И. Менделеева, опишите важнейшие свойства простого вещества и соединений элемента.
14. Один из элементов, предсказанных Д.И. Менделеевым, образует оксид, массовая доля кислорода в котором составляет 0,305. Элемент проявляет в этом оксиде степень окисления, равную +4. Определите относительную атомную массу этого элемента и назовите его.
15. Элемент образует высший оксид состава  $(\text{ЭO}_3)$ . С водородом этот же элемент образует летучее соединение, массовая доля водорода в котором составляет 5,88 %. Рассчитайте относительную атомную массу элемента и назовите его.
16. Какой элемент пятого периода периодической системы Д.И. Менделеева является наиболее типичным неметаллом? Почему?
17. Определите число протонов и электронов в атомах железа и ртути.
18. Определите число протонов и нейтронов в ядрах атомов следующих изотопов: а)  ${}^4\text{He}$ ; б)  ${}^{24}\text{Mg}$ ; в)  ${}^{37}\text{Cl}$ ; г)  ${}^{31}\text{P}$ ; д)  ${}^{209}\text{Bi}$ .
19. Сколько различных видов молекул оксида углерода (IV) можно получить из изотопа углерода  ${}^{12}\text{C}$  и трех изотопов кислорода:  ${}^{16}\text{O}$ ,  ${}^{17}\text{O}$  и  ${}^{18}\text{O}$ ? Напишите все формулы оксидов и рассчитайте их молярные массы (в формулах укажите массы изотопов).
20. Изотоп некоторого элемента имеет 10 нейтронов в составе ядра атома и атомную массу 19. Определите, что это за элемент.
21. Рассчитайте относительную атомную массу элемента кобальта, если известно, что в природе существуют два его изотопа:  ${}^{57}\text{Co}$  (массовая доля 0,17 %) и  ${}^{59}\text{Co}$  (99,83 %).
22. Элемент галлий имеет два природных изотопа:  ${}^{69}\text{Ga}$  и  ${}^{71}\text{Ga}$ . Рассчитайте массовые доли этих изотопов в природном галлии, если относительная атомная масса элемента равна 69,72.

23. Рассчитайте число протонов и нейтронов в ядре атома технеция (изотоп с атомной массой 99) и ядре атома радия (изотоп с атомной массой 226).

24. Природный магний состоит из изотопов  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  и  $^{26}\text{Mg}$ . Вычислить среднюю атомную массу природного магния, если содержание отдельных изотопов в атомных процентах соответственно равно 78,6; 10,1 и 11,3.

25. Допишите уравнения ядерных реакций:

- а)  $^{52}\text{Cr} + n \rightarrow ^{52}\text{V} + \dots$ ;  
 б)  $^{55}\text{Mn} + n \rightarrow ^{52}\text{V} + \dots$ ;  
 в)  $^{239}\text{U} \rightarrow ^{239}\text{Np} + \dots$ ;  
 г)  $^{239}\text{Pu} + ^4\text{He} \rightarrow ^{242}\text{Cm} + \dots$ ;  
 д)  $^{209}\text{Bi} + ^4\text{He} \rightarrow ^{211}\text{At} + \dots$

26. Записать уравнения ядерных реакций:

- а)  $^{61}_{28}\text{Ni} + ^1_1\text{H} \rightarrow \dots + ^1_0\text{n}$ ;  
 б)  $^{10}_5\text{B} + ^1_0\text{n} \rightarrow \dots + ^4_2\text{He}$ ;  
 в)  $^{27}_{13}\text{Al} + ^1_1\text{H} \rightarrow \dots + ^4_2\text{He}$ ;  
 г)  $\dots + ^1_1\text{H} \rightarrow ^{83}_{35}\text{Br}$ ;  
 д)  $^{83}_{35}\text{Br} \rightarrow \dots + ^1_0\text{n}$ .

27. Покажите распределение электронов по энергетическим уровням в атомах следующих элементов:

- а) азота; б) титана; в) галлия; г) цезия; д) вольфрама.

28. Сколько энергетических уровней, занятых электронами, имеется в атомах элементов с порядковыми номерами 17, 29, 42?

29. Изобразите распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням в атомах кремния и ванадия. К каким типам элементов с точки зрения строения атома они относятся?

30. Напишите электронные формулы следующих элементов: а) фосфора; б) калия; в) скандия; в) криптона.

31. Изобразите распределение электронов по орбиталям (графические электронные формулы) в атомах следующих элементов: а) фтора; б) селена; в) железа.

32. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 18, 27 и 56. К каким из элементов, с точки зрения строения атома, они относятся?

33. Приведите примеры s-, p- и d-элементов, изобразите их электронные формулы и покажите распределение электронов по орбиталям.

34. Определите число неспаренных электронов в атомах следующих элементов: а) магния; б) марганца; г) брома.

35. Что общего, с точки зрения строения атомов, у элементов главной подгруппы IV группы периодической системы Д.И. Менделеева.

36. Составьте электронные формулы атомов следующих элементов:

а) никеля; б) германия; в) рубидия. К какому типу (s-, p-, d-, f-) относятся эти элементы.

37. Опишите свойства элемента с порядковым номером 33, исходя из его положения в периодической системе элементов Д.И. Менделеева и строения атома. Напишите формулы высшего оксида и летучего водородного соединения этого элемента. Определите число протонов и нейтронов в ядре атома этого элемента.

#### 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Ковалентная связь – химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  и т.п.).

Ионная связь – результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обособленными друг от друга электронными оболочками ( $\text{Cs}^+\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  и т.п.). В подавляющем большинстве молекул химические связи имеют характер промежуточный между чисто ковалентными и чисто ионными связями. Это полярные ковалентные связи, которые осуществляются общей для двух атомов парой электронов, смещенной к ядру одного из атомов-партнеров. Для оценки способности атома данного элемента оттягивать к себе электроны, осуществляющие связь, пользуются значением относительной электроотрицательности ( $\chi$ ). Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобществленные электроны. Иными словами, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому и в тем большей степени, чем больше разность электроотрицательностей ( $\Delta\chi$ ) взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом  $\Delta\chi$  степень ионности связи возрастает. Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов по отношению к электроотрицательности фтора, принятой равной 4,0, приведены в табл. 3.1.

##### 3.1. Относительная электроотрицательность атомов

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Примеры:

1. Вычислить разность относительных электроотрицательностей атомов для связей Н – О и О – Э в соединениях Э(ОН)<sub>2</sub>, где Э – Mg, Ca или Sr, и определить: а) какая из связей Н – О или О – Э характеризуется в каждой молекуле большей степенью ионности; б) каков характер диссоциации этих молекул в водном растворе?

Решение:

По данным табл. 3.1 вычисляем разность электроотрицательностей для связей О – Э:  $\Delta\chi_{\text{Mg-O}} = 3,5 - 1,2 = 2,3$ ;  $\Delta\chi_{\text{Ca-O}} = 3,5 - 1,04 = 2,46$ ;  $\Delta\chi_{\text{Sr-O}} = 3,5 - 0,99 = 2,51$ . Разность электроотрицательностей для связи О – Н составляет 1,4.

Таким образом: а) во всех рассмотренных молекулах связь Э – О более полярна, т.е. характеризуется большей степенью ионности; б) диссоциация на ионы в водных растворах будет осуществляться по наиболее ионной связи в соответствии со схемой:  $\text{Э(ОН)}_2 = \text{Э}^{2+} + 2\text{ОН}^-$ ; следовательно, все рассматриваемые соединения будут диссоциировать по типу оснований.

2. Определите, у какого соединения (KF или KI) температура плавления ниже.

Решение:

Радиус Г и, следовательно, его поляризуемость существенно больше, чем у F<sup>-</sup>. Поэтому электронная плотность в кристалле KI частично сместится от аниона к катиону, что уменьшит их эффективные заряды и прочность связи. Температура плавления у KI будет ниже, чем у KF.

3. Какая из солей (RbCl или AgCl) начинает плавиться при более низкой температуре?

Решение:

По размерам катионы приблизительно одинаковы, но Ag<sup>+</sup>, имеющий 18-электронную внешнюю конфигурацию, обладает большим поляризующим действием, чем Rb<sup>+</sup>, имеющий 8-электронную внешнюю оболочку. Это приведет к большей поляризации Cl<sup>-</sup> в AgCl, уменьшению эффективных зарядов на ионах, ослаблению связи в кристалле. AgCl оказывается менее стойким и плавится при более низкой температуре.

4. Фторид кальция не диссоциирует на атомы даже при 1000 °С, а иодид меди (II) неустойчив уже при обычной температуре. Чем объяснить различную прочность этих соединений?

Решение:

Ион Cu<sup>2+</sup>, имеющий 17-электронную внешнюю оболочку и сравнительно небольшой радиус (0,08 нм), обладает сильным поляризующим действием, а большой по размеру ион Г (r = 0,22 нм) характеризуется высокой поляризуемостью. Поэтому поляризация аниона Г катионом Cu<sup>2+</sup> приводит к полному переходу электрона от аниона к катиону: ион Cu<sup>2+</sup> восстанавливается до Cu<sup>+</sup>, а ион Г окисляется до свободного иода. Соединение CuI<sub>2</sub> не существует.

Ион Ca<sup>2+</sup> обладает благородногазовой электронной структурой, а его радиус составляет 0,104 нм; поэтому он оказывает более слабое поляризующее действие на анион, чем ион Cu<sup>2+</sup>. С другой стороны, поляризуемость иона F<sup>-</sup>, обладающего сравнительно малыми размерами (r = 0,133 нм), значительно меньше, чем иона Г. При взаимодействии слабополяризующего катиона Ca<sup>2+</sup> со слабо поляризующимся анионом F<sup>-</sup> электронные оболочки ионов почти не деформируются; соединение CaF<sub>2</sub> очень устойчиво.

Атом водорода, соединенный с атомом сильно электроотрицательного элемента, способен к образованию еще одной химической связи – водородной. Наличие водородных связей приводит к заметной полимеризации воды, фтороводорода, многих органических соединений. Например, при невысоких температурах фтороводород – полимер (HF)<sub>n</sub>, где n может достигать до шести, муравьиная кислота – димер даже в газовой фазе.

Энергия водородных связей обычно лежит в пределах 8 – 40 кДж/моль. Наличие водородных связей является причиной аномально высоких температур кипения и плавления некоторых веществ, так как на разрыв водородных связей требуется дополнительная затрата энергии.

В веществах с молекулярной структурой проявляется межмолекулярное взаимодействие. Силы межмолекулярного взаимодействия, называемые также силами Ван-дер-Ваальса, слабее сил, приводящих к образованию ковалентной связи, но проявляются они на больших расстояниях. В их основе лежит электростатическое взаимодействие молекулярных диполей.

5. При нормальном давлении (1,01 · 10<sup>5</sup> Па) температура кипения H<sub>2</sub>O – 373; H<sub>2</sub>S – 212,8; H<sub>2</sub>Se – 231,7; H<sub>2</sub>Te – 271 К. Объясните кажущееся «нарушение» в характере изменения температуры кипения в ряду H<sub>2</sub>O – H<sub>2</sub>S – H<sub>2</sub>Se – H<sub>2</sub>Te.

Решение:

Для перевода «тяжелых» молекул из жидкого состояния в газообразное требуются большие затраты энергии, и температуры кипения таких веществ выше. Этому требованию отвечает последовательность H<sub>2</sub>S – H<sub>2</sub>Se – H<sub>2</sub>Te. «Аномалия» для воды объясняется агрегацией ее молекул в более крупные образования за счет водородной связи, которая проявляется прежде всего в водородных соединениях сильно электроотрицательных элементов второго периода периодической системы. Перевод молекул воды в газообразное состояние требует дополнительных энергетических затрат на разрыв водородных связей в жидкости.

6. У какого из соединений ( $C_2H_5OH$  или  $C_2H_5SH$ ) температура кипения выше?

Решение:

Водородная связь образуется между молекулами полярных соединений (или внутри них) за счет взаимодействия атомов водорода с атомами сильно электроотрицательных элементов второго периода (F, O, N). Поэтому возникновение водородной связи и образование ассоциатов из молекул более вероятно  $C_2H_5OH$ , что приведет к повышению его температуры кипения по сравнению с  $C_2H_5SH$ .

7. Сероводород при обычной температуре – газ, а вода – жидкость. Чем можно объяснить это различие в свойствах?

Решение:

Кислород более электроотрицательный элемент, чем сера. Поэтому между молекулами воды возникают более прочные водородные связи, чем между молекулами сероводорода. Разрыв этих связей, необходимый для перехода воды в газообразное состояние, требует значительной затраты энергии, что и приводит к аномальному повышению температуры кипения воды.

8. Ниже приведены температуры кипения (в К) благородных газов:

He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
4,3	27,2	87,3	119,9	165,0	211,2

Чем объясняется повышение температуры кипения с возрастанием порядкового номера благородного газа?

Решение:

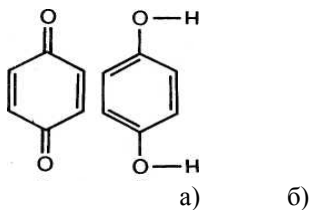
С ростом порядкового номера благородных газов увеличиваются размеры их атомов при сохранении аналогичной структуры внешнего электронного слоя атома. Поэтому поляризуемость атомов возрастает, вследствие чего возрастают и силы дисперсионного взаимодействия между ними; отрыв атомов друг от друга, происходящий при переходе вещества из жидкого в газообразное состояние, требует все большей затраты энергии. Это и приводит к повышению температуры кипения.

## ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

- Сравните способы образования ковалентных связей в молекуле  $NH_3$  и в ионе  $NH_4^+$ .
- Какой атом выступает в роли донора, а какой – в роли акцептора электронной ковалентной пары при образовании иона  $BF_4^-$  по реакции  $BF_3 + F^- \rightarrow BF_4^-$ ?
- По значениям относительных электроотрицательностей определите характер связи в соединениях HF, NaF.
- Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей элементов, определите, как меняется характер связи в оксидах элементов третьего периода периодической системы элементов.
- Как меняется степень ионности связи в предложенном ряду:  
 $H_2O - Li_2O - Na_2O - K_2O - Rb_2O - Cs_2O$ ?
- Как определить, какая связь в молекуле  $H - O - Cl$  более полярна?
- Сопоставьте значения разности относительных электроотрицательностей элементов в гидридах (водородных соединениях) щелочных металлов. Что можно сказать о распределении зарядов в молекулах гидридов:  $LiH - NaH - KH - RbH - CsH$ ?
- Определите степень окисления атомов серы в соединениях:  $H_2S, H_2S_2, SO_3, SO_2, H_2SO_4$ .
- Определите степень окисления атомов кислорода в соединениях:  $O_2, O_3, H_2O, H_2O_2, Li_2O$ .
- Определите длину связи  $C - Cl$  в  $CCl_4$ , если известны длины связей  $l(C - C) = 1,54 \cdot 10^{-10}$  м;  $l(Cl - Cl) = 1,99 \cdot 10^{-10}$  м.
- Чем объяснить разницу в длинах связей в различных молекулах?
- Какой из приведенных катионов обладает большей поляризуемостью:  $Li^+, K^+, Cs^+$ ?
- Какой из анионов обладает большей поляризуемостью:  $F^-, Cl^-, Br^-, I^-$ ?
- Расположите катионы в ряд по возрастанию их поляризующего действия:  $Na^+, Al^{3+}, Rb^+, Mg^{2+}$ .
- Расположите катионы в ряд по возрастанию их поляризующего действия:  $Ag^+, K^+, Cu^+, Cs^+$ .
- Определите, какая из солей будет плавиться при более низкой температуре:  $LiCl$  или  $RbCl$ .
- Температуры плавления  $CaI_2$  и  $CdI_2$   $575^\circ C$  и  $388^\circ C$ , соответственно, радиусы ионов  $Ca^{2+}$  и  $Cd^{2+}$  близки по размерам. В чем причина различия в температурах плавления данных веществ?
- В чем причина меньшей температуры плавления кристаллов  $PbCl_4$  по сравнению с  $PbCl_2$ ?
- Что можно сказать о температурах плавления следующих соединений:  $NaCl, MgCl_2, AlCl_3$ ?
- Сравните температуры плавления  $AlCl_3$  и  $NaF$ .
- Какой вывод можно сделать об отношении значений энергий кристаллических решеток: 1)  $K_2S$  с  $K_2Se$ ; 2)  $CaCl_2$  и  $CaI_2$ ?
- Исходя из представлений о природе ионной связи, объясните, почему при обычных условиях ионные соединения существуют в виде ионных кристаллов, а не в виде отдельных молекул.
- При переходе от  $CsF$  к  $CsI$  температура плавления кристаллов уменьшается. Объясните наблюдаемый ход изменения температур плавления.



24. Объясните неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).  
 25.  $K_2CO_3$  плавится при  $890\text{ }^\circ\text{C}$  без разложения,  $Ag_2CO_3$  разлагается уже при  $220\text{ }^\circ\text{C}$ . Объясните указанное различие.  
 26. Температуры кипения  $BF_3$ ,  $BCl_3$ ,  $BBr_3$  и  $BI_3$  соответственно равны 172, 286, 364, 483 К. Объясните наблюдаемую закономерность.  
 27. Температуры кипения  $NF_3$ ,  $PF_3$  и  $AsF_3$  соответственно равны 144, 178, 336 К. Объясните наблюдаемую закономерность.  
 28. Объясните, почему анион  $HF_2^-$  существует, а анион  $HCl_2^-$  нет.  
 29. Объясните, как образуются водородные связи в хингидроне – молекулярном соединении хинона (а) с гидрохиноном (б).



## 5. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

Количественной характеристикой быстроты течения химической реакции является ее скорость. За скорость химической реакции принимают изменение количества реагирующего вещества (или продукта) во времени в единице объема реакционной системы. Например,  $A_i$  – одно из реагирующих веществ или продуктов реакции. В момент времени  $\tau_1$  в объеме  $V$  содержалось вещество  $A$  количеством  $n_1(A_i)$ , в момент времени  $\tau_2$  в том же объеме количество вещества  $A$  равно  $n_2(A_i)$ .

Тогда скорость реакции  $\nu$  по веществу  $A_i$  составит:  $\nu = \pm \frac{n_2(A_i) - n_1(A_i)}{V(\tau_2 - \tau_1)}$  или  $\nu = \pm \frac{\Delta n(A_i)}{V\Delta\tau}$ .

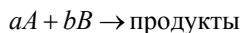
Учитывая, что  $\frac{n(A_i)}{V} = c(A_i)$ , получаем

$$\nu = \pm \frac{\Delta c(A_i)}{\Delta\tau},$$

где  $c(A_i)$  – молярная концентрация – количество вещества, содержащееся в единице объема, моль/л.

Таким образом, скорость реакции – это изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени.

В зависимости от концентрации реагирующих веществ в соответствии с основным законом химической кинетики для реакции



скорость выражается следующим соотношением:

$$\nu = kC_A^p C_B^q,$$

где  $k$  – константа скорости реакции;  $p$  и  $q$  – коэффициенты (определяются экспериментально).

Зависимость скорости реакции от температуры передается уравнением Вант-Гоффа:

$$\nu(t_2) = \nu(t_1)\gamma^{10},$$

где  $\nu(t_2)$  и  $\nu(t_1)$  – скорости реакции при температурах  $t_2$  и  $t_1$ ;  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции (для многих реакций  $\gamma = 2 \dots 4$ ). Это правило говорит о том, что скорость реакций возрастает в 2 – 4 раза при увеличении температуры на  $10\text{ }^\circ\text{C}$ .

Состояние обратной системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется химическим равновесием. Химическое равновесие можно сместить, т.е. изменить равновесные концентрации веществ. Согласно принципу Ле Шателье, если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию веществ), то равновесие сместится в сторону протекания той реакции, которая ослабляет это воздействие.

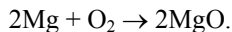
Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют экзотермическими, с поглощением теплоты – эндотермическими. Количество выделенной или поглощенной теплоты при данных количествах реагирующих веществ называют тепловым эффектом реакции.

Примеры:

1. При сгорании магния массой 3 г в кислороде выделилась теплота количеством 75 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Дано: $m(\text{Mg}) = 3\text{ г}$ $\Delta H' = 75\text{ кДж}$ $\Delta H$	Решение: 1. Вычисляем количество вещества сожженного магния: $n'(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{3\text{ г}}{24\text{ г/моль}} = 0,125\text{ моль.}$
---	---

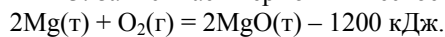
2. Составляем уравнение реакции горения магния в кислороде:



Вычисляем количество теплоты, которая выделилась бы при сгорании 2 моль магния:

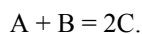
$$\Delta H = \frac{n(\text{Mg})}{n'(\text{Mg})} \Delta H' = \frac{2 \text{ моль}}{0,125 \text{ моль}} (-75 \text{ кДж}) = -1200 \text{ кДж}.$$

3. Записываем термохимическое уравнение реакции:



О т в е т :  $-1200 \text{ кДж}$ .

2. В сосуде вместимостью 2 л смешали 4,5 моль газа А и 3 моль газа В. Газы А и В реагируют в соответствии с уравнением



Через 2 с в реакционной системе образовался газ С количеством вещества 1 моль. Определите среднюю скорость реакции. Рассчитайте количества веществ газов А и В, которые не прореагировали.

Д а н о :	Р е ш е н и е :
$\Delta n(\text{C}) = 1 \text{ моль}$	1. Из уравнения реакции следует, что
$n_1(\text{A}) = 4,5 \text{ моль}$	$\Delta n(\text{A}) = -\frac{1}{2} \Delta n(\text{C}) = \frac{1}{2} \cdot 1 \text{ моль} = 0,5 \text{ моль},$
$n_1(\text{B}) = 3 \text{ моль}$	где $\Delta n$ – изменение количества вещества в ходе реакции, знак « $\rightarrow$ » означает, что вещество А
$V = 2 \text{ л}$	расходуется в ходе реакции.
$\Delta \tau = 2 \text{ с}$	2. Аналогично получаем для вещества В:
$\nu - ?$	$\Delta n(\text{B}) = -\frac{1}{2} \Delta n(\text{C}) = \frac{1}{2} \cdot 1 \text{ моль} = 0,5 \text{ моль}.$
$n_2(\text{A}) - ?$	3. Вычисляем количество вещества А, которое вступило в реакцию:
$n_2(\text{B}) - ?$	$n_2(\text{A}) = n_1(\text{A}) + \Delta n(\text{A}) = (4,5 - 0,5) \text{ моль} = 4 \text{ моль}.$

4. Количество вещества В, которое осталось в реакционной смеси, равно:

$$n_2(\text{B}) = n_1(\text{B}) + \Delta n(\text{B}) = (3 - 0,5) \text{ моль} = 2,5 \text{ моль}.$$

5. Среднюю скорость реакции за данный промежуток времени вычисляем по формуле

$$\nu = -\frac{\Delta n}{V \Delta \tau} = -\frac{0,5 \text{ моль}}{2 \text{ л} \cdot 2 \text{ с}} = 0,125 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}.$$

О т в е т : 4 моль; 2,5 моль;  $0,125 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$ .

3. Реакция при температуре  $50^\circ\text{C}$  протекает за 2 мин 15 с. За сколько времени закончится эта реакция при  $70^\circ\text{C}$ , если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Д а н о :	Р е ш е н и е :
$t_1 = 50^\circ\text{C}$	1. С использованием правила Вант-Гоффа вычисляем, во сколько раз увеличится скорость реакции
$t_2 = 70^\circ\text{C}$	при увеличении температуры с $50$ до $70^\circ\text{C}$ :
$\Delta \tau_1 = 2 \text{ мин } 15 \text{ с} =$ $= 135 \text{ с}$	$\frac{\nu_{t_2}}{\nu_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{70 - 50}{10}} = 9.$
$\gamma = 3$	2. По определению скорости
$\Delta \tau_2 - ?$	$\nu_{t_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau_1}; \quad \nu_{t_2} = -\frac{\Delta c}{\Delta \tau_2}.$

Так как при обеих температурах  $t_1$  и  $t_2$   $\Delta c$  одинаково, получаем:

$$\frac{\Delta \tau_1}{\Delta \tau_2} = \frac{\nu_{t_2}}{\nu_{t_1}}; \quad \frac{\Delta \tau_1}{\Delta \tau_2} = 9.$$

3. Вычисляем время, за которое реакция произойдет при температуре  $70^\circ\text{C}$ :

$$\Delta \tau_2 = \frac{\Delta \tau_1}{9} = \frac{135 \text{ с}}{9} = 15 \text{ с}.$$

О т в е т : 15 с.

4. Во сколько раз увеличится скорость реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ , если увеличить количества вещества йода и водорода в реакционной системе в два раза при постоянном объеме.

Д а н о :	Р е ш е н и е :
$n_2(\text{H}_2) = 2n_1(\text{H}_2)$	В соответствии с основным законом химической кинетики
$n_2(\text{I}_2) = 2n_1(\text{I}_2)$	
$V = \text{const}$	
$\frac{\nu_2}{\nu_1} - ?$	

$$v_1 = kC_1(\text{H}_2)C_1(\text{I}_2) = k \frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}.$$

Аналогично для скорости  $v_2$ , когда количества реагентов увеличились, имеем:

$$v_2 = kC_2(\text{H}_2)C_2(\text{I}_2) = k \frac{2n_1(\text{H}_2)}{V} \frac{2n_1(\text{I}_2)}{V} = 4k \frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}.$$

Определяем, во сколько раз увеличилась скорость реакции:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4k \frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}}{k \frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}} = 4.$$

О т в е т : Скорость реакции увеличится в 4 раза.

5. В реакции  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{ж})$  установилось химическое равновесие. Какое влияние на равновесное состояние окажут: 1) увеличение давления; 2) уменьшение концентрации оксида серы (VI)?

Р е ш е н и е :

1. При протекании прямой реакции количество газообразных веществ в системе уменьшается (из 2 моль газа  $\text{SO}_2$  и 1 моль газа  $\text{O}_2$  образуется жидкость  $\text{SO}_3$ ). В соответствии с принципом Ле Шателье повышение давления приведет к смещению равновесия в сторону образования меньшего количества газообразных веществ, т.е.  $\text{SO}_3$ .

2. Уменьшение концентрации  $\text{SO}_3$  (отвод продукта из реакционной системы) вызовет смещение равновесия в сторону образования  $\text{SO}_3$ .

6. В системе  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ ,  $\Delta H < 0$  установилось равновесие. Какое влияние окажут на равновесное состояние:

- 1) понижение температуры;
- 2) катализатор?

Р е ш е н и е :

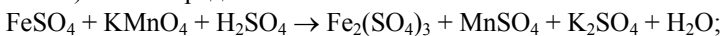
1. Из приведенного термохимического уравнения реакции следует, что прямая реакция является экзотермической (так как  $\Delta H < 0$ ), следовательно, обратная реакция – эндотермическая.

В соответствии с принципом Ле Шателье понижение температуры будет способствовать протеканию реакции, которая увеличивает температуру системы, т.е. экзотермической реакции. Поэтому при понижении температуры равновесие сместится в сторону образования вещества С.

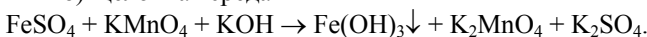
2. Катализатор не приводит к смещению равновесия в системе, так как в одинаковой степени ускоряет прямую и обратную реакции.

7. Составьте уравнение реакций окисления сульфата железа (II) перманганатом калия в кислой и щелочной средах:

а) кислая среда

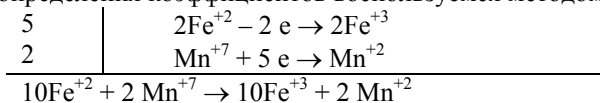


б) щелочная среда

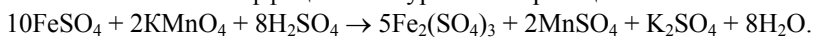


Р е ш е н и е :

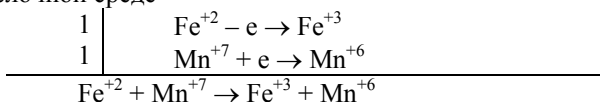
а) Для определения коэффициентов воспользуемся методом электронного баланса. В кислой среде



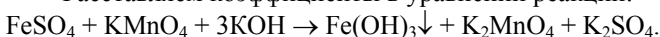
Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



б) В щелочной среде



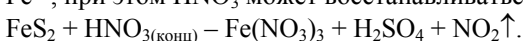
Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



8. Составьте уравнение реакции окисления дисульфида железа (II) концентрированной азотной кислотой. Напишите схемы электронного баланса.

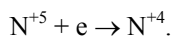
Р е ш е н и е :

$\text{HNO}_3$  – сильный окислитель, поэтому сера будет окисляться до максимальной степени окисления  $\text{S}^{+6}$ , а железо – до  $\text{Fe}^{+3}$ , при этом  $\text{HNO}_3$  может восстанавливаться до  $\text{NO}$  или  $\text{NO}_2$ . Рассмотрим случай восстановления до  $\text{NO}_2$ .

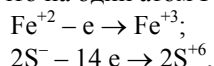


Где будет находиться  $\text{H}_2\text{O}$  (в левой или правой части), пока неизвестно.

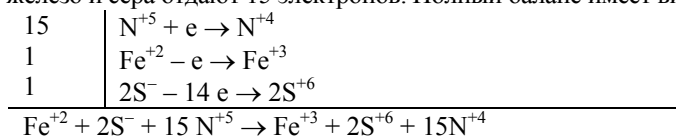
Уравняем данную реакцию методом электронного баланса. Процесс восстановления описывается схемой:



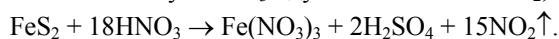
В полуреакцию окисления вступают сразу два элемента – Fe и S. Железо в дисульфиде имеет степень окисления +2, а сера –1. Необходимо учесть, что на один атом Fe приходится два атома S:



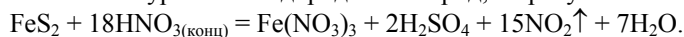
Вместе железо и сера отдадут 15 электронов. Полный баланс имеет вид:



15 молекул  $\text{HNO}_3$  идут на окисление  $\text{FeS}_2$ , и еще три молекулы  $\text{HNO}_3$  необходимы для образования  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ :



Чтобы уравнять водород и кислород, в правую часть надо добавить семь молекул  $\text{H}_2\text{O}$ :

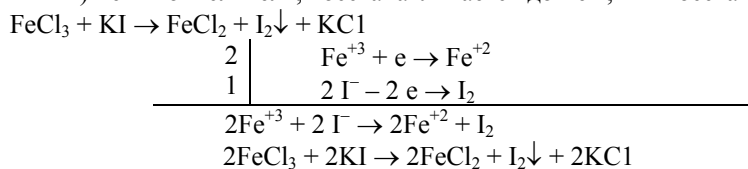


9. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

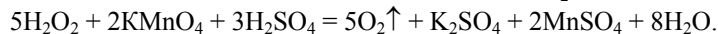
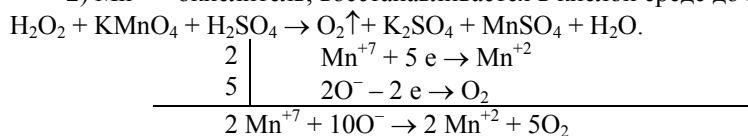
- 1)  $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow$
- 2)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3)  $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$

Решение:

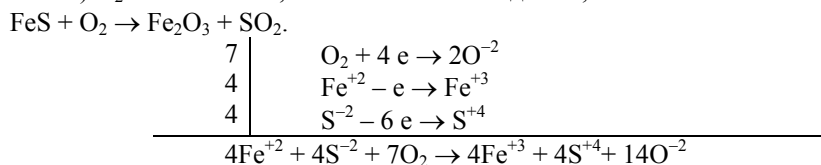
1)  $\text{Fe}^{+3}$  – окислитель, восстанавливается до  $\text{Fe}^{+2}$ ;  $\text{I}^-$  – восстановитель, окисляется до  $\text{I}_2$ :



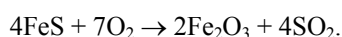
2)  $\text{Mn}^{+7}$  – окислитель, восстанавливается в кислой среде до  $\text{Mn}^{+2}$ ;  $\text{O}^{2-}$  – восстановитель, окисляется до  $\text{O}_2$ :



3)  $\text{O}_2$  – окислитель, восстанавливается до  $\text{O}^{2-}$ ;  $\text{Fe}^{+2}$  и  $\text{S}^{2-}$  – восстановители, окисляются до  $\text{Fe}^{+3}$  и  $\text{S}^{+4}$ :



В этом балансе мы учли, что число атомов S и Fe должно быть одинаковым, как в молекуле  $\text{FeS}$ :



## ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Сколько теплоты выделится при сгорании серы массой 240 г, если известно, что изменение энтальпии реакции образования оксида серы (IV) из кислорода и серы равно  $-297$  кДж/моль?
2. При сгорании кальция массой 8 г количество выделившейся теплоты составило 127 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.
3. Железо массой 7 г сожгли в хлоре, получив хлорид железа (III). При этом количество выделившейся теплоты составило 50 кДж. Напишите термохимическое уравнение данной реакции.
4. На разложение оксида ртути (II) массой 8,68 г затрачена теплота количеством 3,64 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.
5. Сколько теплоты выделится при сгорании теллура массой 1,92 г, если для  $\text{TeO}_2(\text{к})$   $\Delta H^\circ = 322$  кДж/моль?
6. Рассчитайте количество теплоты, которая поглотится при получении кислорода объемом 6,72 л по реакции  $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ ,  $\Delta H^\circ = 255$  кДж.  
Объем кислорода приведен к нормальным условиям.
7. Две реакции протекают с такой скоростью, что за единицу времени в первой образовался сероводород массой 3 г, во второй – йодоводород массой 10 г. Какая из реакций протекала с большей средней скоростью?
8. Скорость реакции при температуре  $0^\circ\text{C}$  равна 1 моль/(л·с). Вычислите скорость этой реакции при температуре  $30^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
9. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
10. При температуре  $20^\circ\text{C}$  реакция протекает за две минуты. За сколько времени будет протекать эта же реакция: а) при температуре  $0^\circ\text{C}$ ; б) при температуре  $50^\circ\text{C}$ ? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

11. При температуре 30 °С реакция протекает за 25 мин, при 50 °С – за 4 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

12. Во сколько раз надо увеличить концентрацию водорода, чтобы скорость реакции  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$  возросла в три раза?

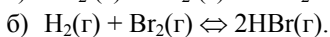
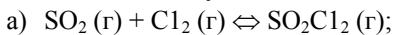
13. Концентрация реагирующих веществ в системе  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$  уменьшилась в 1,5 раза. Во сколько раз уменьшилась при этом скорость реакции?

14. Газы X и Y реагируют в соответствии с уравнением:  $\text{X} + 2\text{Y} = 2\text{Z}$ .

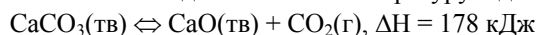
В сосуде вместимостью 10 л исходные количества X и Y равны 2 моль. Через 4 с образовался газ Z, количество вещества которого составило

0,8 моль. Определите среднюю скорость реакции по веществу X и количества веществ оставшихся в сосуде газов X и Y.

15. Как повлияет увеличение давления на равновесие в следующих системах:

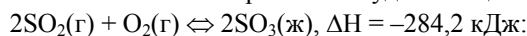


16. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция



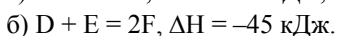
сместить в сторону продуктов разложения?

17. В каком направлении будет смещаться равновесие в обратимой реакции

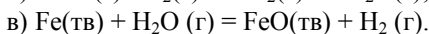
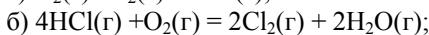
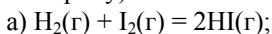


а) при уменьшении температуры; б) при уменьшении давления; в) при добавлении катализатора?

18. Как повлияет уменьшение температуры на химическое равновесие в следующих системах:



19. Сместится ли равновесие в следующих обратимых системах при повышении давления (если сместится, укажите, в какую сторону):

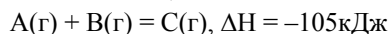


20. Изменением каких параметров можно добиться смещения равновесия в системе



в сторону образования бромоводорода?

21. Реакция



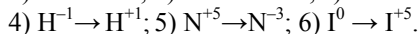
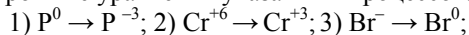
при определенных условиях является обратимой. Какое влияние на равновесное состояние этой обратимой системы окажут:

а) увеличение давления; б) понижение температуры; в) введение катализатора; г) увеличение концентрации вещества B?

22. Определите степени окисления атомов элементов в веществах:  $\text{HClO}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KCrO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{LiH}$ . Выделите типичные окислители, восстановители и вещества, способные проявлять оба свойства.

23. Укажите, в каких из приведенных ниже процессов происходит приобретение электронов, а в каких – потеря.

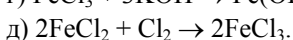
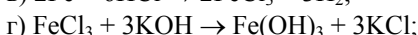
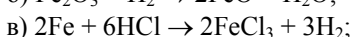
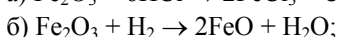
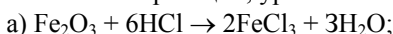
Напишите электронные уравнения указанных процессов:



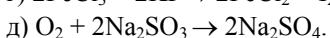
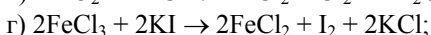
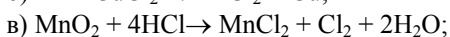
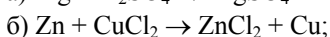
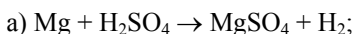
Какие типы окислительно-восстановительных реакций здесь представлены?

24. Из перечисленных молекул и ионов выберите те, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства:  $\text{Fe}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ .

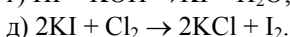
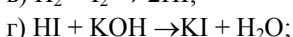
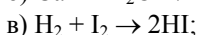
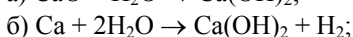
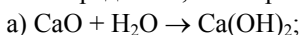
25. Какие из реакций, уравнения которых описаны ниже, являются окислительно-восстановительными? Ответ поясните.



26. Укажите окислитель и восстановитель в следующих реакциях:



27. Определите, какие реакции являются окислительно-восстановительными:



28. Какие из реакций с участием меди и ее соединений являются окислительно-восстановительными? Укажите окислитель и восстановитель.

- а)  $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ ;  
 б)  $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + 2\text{KCl}$ ;  
 в)  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ ;  
 г)  $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 д)  $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

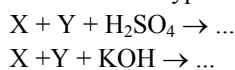
29. Укажите окислитель и восстановитель и определите, к какому типу относятся окислительно-восстановительные реакции:

- а)  $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ ;  
 б)  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{O}_2$ ;  
 в)  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2$ ;  
 г)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
 д)  $3\text{S} + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ .

30. Составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций, пользуясь методом электронного баланса:

- 1)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$ ;  
 2)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ ;  
 3)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 4)  $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$ .

31. Напишите уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:



Определите вещества X и Y. Предложите два разных решения.

32. Какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$          | 5) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \dots$     |
| 2) $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$            | 6) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow \dots$                  |
| 3) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \dots$                     | 7) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$           |
| 4) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO} \rightarrow \dots$ | 8) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ |

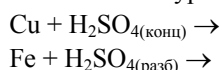
33. Подберите коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций:

- 1)  $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$ ;  
 2)  $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ ;  
 3)  $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 4)  $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ .

34. Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций:

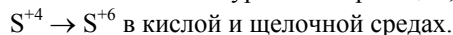
- 1)  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$ ;  
 2)  $\text{P} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$ ;  
 3)  $\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$ ;  
 4)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$ .

35. Напишите уравнения следующих реакций:

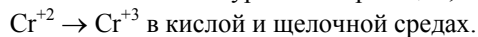


Составьте электронные схемы.

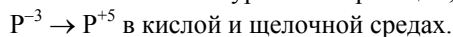
36. Напишите уравнения реакций, описывающих превращение



37. Напишите уравнения реакций, описывающих превращение



38. Напишите уравнения реакций, описывающих превращение



39. Напишите уравнение реакции между хлоридом железа (II) и нитратом натрия в подкисленном растворе.

40. Напишите уравнение реакции между сульфатом железа (III) и йодоводородной кислотой.

41. Напишите уравнения реакций, протекающих в водной среде:

- а)  $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{X} + \dots$ ;  
 б)  $\text{X} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

Определите неизвестное вещество X.

42. Напишите уравнения реакций:

- а)  $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{X} + \dots$  ;  
 б)  $\text{X} + \text{P} \rightarrow \dots$

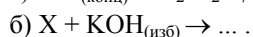
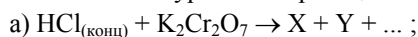
Определите неизвестное вещество X.

43. Напишите уравнения реакций:

- а)  $\text{KClO}_3 + \text{P} \rightarrow \text{X} + \dots$  (при нагревании);  
 б)  $\text{X} + \text{CaO} \rightarrow \dots$  (при нагревании)

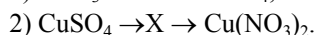
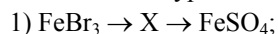
Определите неизвестное вещество X.

44. Напишите уравнения реакций:

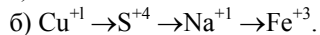
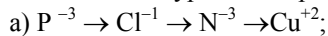


Определите неизвестные вещества X и Y.

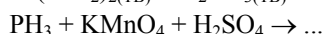
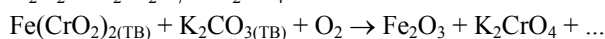
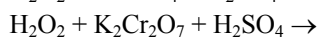
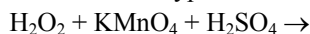
45. Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим схемам:



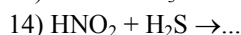
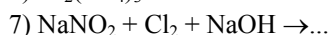
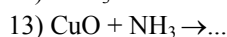
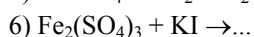
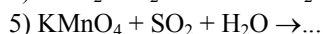
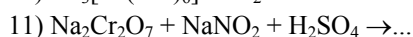
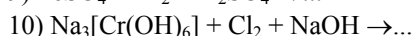
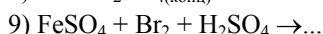
46. Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:



47. Напишите уравнения следующих реакций:



48. Составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



49. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфита калия массой 8 г, находящегося в нейтральном растворе?

50. Хватит ли раствора массой 120 г с массовой долей перманганата калия 4 % для окисления раствора массой 50 г с массовой долей сульфита натрия 3 %, который содержит также гидроксид калия?

51. Какой объем сероводорода, измеренный при нормальных условиях, прореагирует с раствором молекулярного йода массой 150 г, массовая доля  $\text{I}_2$  в котором составляет 2 %?

52. Какая масса дихромата калия (в подкисленном растворе) необходима для окисления 14 г железа?

53. При взаимодействии йодида калия с перманганатом калия в сернокислом растворе образовалось 1,2 г сульфата марганца (II). Вычислите массу вступившего в реакцию йодида калия.

54. При взаимодействии свежеосажденного гидроксида железа (II) с водным раствором перманганата калия образовалось 1,74 г оксида марганца (IV). Рассчитайте массу образовавшегося соединения железа (III).

## 6. РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Растворы с низким содержанием растворенного вещества называются разбавленными, с высоким – концентрированными.

Состав раствора может выражаться разными способами – как с помощью безразмерных единиц (долей или процентов), так и через размерные величины – концентрации (величины, характеризующие число частиц, отнесенное к единице объема). В химии концентрацию обычно измеряют не числом частиц, а числом молей в единице объема.

Наиболее употребительны следующие способы выражения содержания растворенного вещества в растворе:

1. **Массовая доля ( $\omega$ )** – отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

Массовую долю выражают в долях единицы. Не следует смешивать растворимость веществ и массовую долю растворенного вещества. Растворимость вещества показывает, сколько вещества в граммах может раствориться в 1 л воды или сколько вещества в граммах может раствориться в 100 г растворителя. Единицами растворимости являются грамм на литр (г/л) или грамм на 100 г растворителя. Массовая доля растворенного вещества показывает долю этого вещества, содержащегося в растворе. Она выражается только числом.

Например, для сплава Вуда, содержащего 4 массовые части (мас. ч.) висмута, 2 мас. ч. свинца, 1 мас. ч. олова и 1 мас. ч. кадмия, массовая доля компонентов раствора соответственно равна 0,50; 0,25; 0,125 и 0,125.

**Мольная доля** – отношение числа молей данного вещества в растворе к общему числу молей веществ (в общем случае число компонентов раствора  $i \geq 2$ ), образующих раствор:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i},$$

где  $x_i$  и  $n_i$  – мольная доля и число молей  $i$ -го компонента;  $\sum n_i$  – общее число молей.

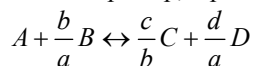
Например, для сплава Вуда, содержащего 1,00 моль Вi, 0,50 моль Pb, 0,44 моль Sn и 0,46 моль Cd, мольная доля последнего равна 0,192 (0,46 : 2,40).

2. **Молярная концентрация, или молярность** – отношение количества растворенного вещества к объему раствора. Обычно молярность обозначается  $C_M$  или (после численного значения молярности)  $M$ . Так, 2M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  означает раствор, в каждом литре которого содержится 2 моль серной кислоты, т.е.  $C_M = 2$  моль/л. Растворы, содержащие в 1 л 1 моль вещества, называют молярными; 0,1 моль – децимолярными; 0,01 моль – с антимольными; 0,001 моль – миллимолярными и т.д.

**3. Нормальная концентрация, или нормальность ( $C_n$ ).** Под нормальностью раствора понимают число эквивалентов вещества, растворенного в 1 л раствора. Раствор, содержащий 1 моль эквивалентов в 1 л, называется нормальным.

Эквивалент – реальная или условная частица вещества, равноценная в данной реакции одному атому водорода, одному электрону и т.п.

Например, в реакции



условная частица  $\frac{b}{a}B$ , равноценная одной частице А, является эквивалентом вещества В в данной реакции. Множитель  $\frac{b}{a}$  называют фактором эквивалентности вещества В.

Фактор эквивалентности  $f_{\text{эkv}}$  – число, обозначающее, какая доля условной частицы вещества реагирует (эквивалентна) с одним ионом водорода в данной кислотно-основной реакции или с одним электроном в данной окислительно-восстановительной реакции.

Различают эквивалент элемента в соединениях, окислительно-восстановительный эквивалент, объемный эквивалент, обменный эквивалент.

Фактор эквивалентности элемента в бинарных водородсодержащих соединениях рассчитывают по определению:

HCl – фактор эквивалентности хлора равен 1, H<sub>2</sub>S – фактор эквивалентности серы равен 1/2; NH<sub>3</sub> – фактор эквивалентности азота равен 1/3; CH<sub>4</sub> – фактор эквивалентности углерода равен 1/4.

Фактор эквивалентности элемента в подобного типа соединениях можно определить и по его валентности. Эквивалент – величина обратная валентности ( $f_{\text{эkv}} = 1/V$ , где  $f_{\text{эkv}}$  – фактор эквивалентности элемента; V – его валентность). Так как валентность – величина непостоянная для многих элементов, то и эквивалент – величина переменная.

Например, углерод и кислород образуют два соединения CO и CO<sub>2</sub>:

Формулы веществ ..... CO CO<sub>2</sub>

Отношение масс элементов ..... 12 : 16 = 6 : 8 12 : 32 = 3 : 8

Эквивалент углерода ..... 1/2 1/4

Эквивалентным объемом называют объем, который занимает при данных условиях 1 эквивалент газообразного вещества. Например, при нормальных условиях эквивалентный объем водорода равен 11,2 л, эквивалентный объем кислорода равен 5,6 л. По этим величинам можно рассчитывать эквиваленты других веществ, которые взаимодействуют, выделяя водород или кислород.

Обменным эквивалентом характеризуют вещество в кислотно-основных реакциях. Это реальная или условная частица вещества, которая может присоединять, высвобождать или каким-то иным способом взаимодействовать с одним ионом водорода (или другого одновалентного элемента).

Например:

– в реакции H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + NaOH → NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O одна молекула кислоты реагирует с одним гидроксид-ионом, следовательно, эквивалент ортофосфорной кислоты в данной реакции равен 1 молекуле H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и  $f_{\text{эkv}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1$ ;

– в реакции H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 2NaOH → Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O условная частица (эквивалент), реагирующая с двумя OH<sup>-</sup>-ионами (равноценными двум

H<sup>+</sup>) – это 1/2 молекулы H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и  $f_{\text{эkv}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2$ ;

– в реакции H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 3NaOH → Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 3H<sub>2</sub>O эквивалент кислоты равен 1/3 молекулы H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и  $f_{\text{эkv}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$ .

Таким образом, обменный эквивалент – величина непостоянная и определяется числом обмениваемых или замещаемых атомов конкретного соединения.

Окислительно-восстановительный эквивалент – реальная или условная частица, которая может присоединить или высвободить один электрон. Различают эквивалент окислителя и эквивалент восстановителя:

$f_{\text{эkv}}(\text{окислителя}) = 1/\text{число присоединенных электронов}$ ;

$f_{\text{эkv}}(\text{восстановителя}) = 1/\text{число отданных электронов}$ .

Масса 1 моль эквивалента называется молярной массой эквивалента ( $M_3$ ). Она равна произведению фактора эквивалентности  $f_{\text{эkv}}$  на молярную массу вещества:  $M_3 = f_{\text{эkv}} \cdot M$ .

**4. Титр (Т).** При количественном определении вещества методом титриметрического анализа часто пользуются растворами определенной концентрации, которая может быть выражена в граммах, содержащихся в 1 мл этого раствора. Такую концентрацию называют **титром** и обозначают **Т**. Раствор, титр которого известен, называют титрованным. Титр раствора можно рассчитать, если известны объем и масса растворенного вещества. Связь между титром и нормальной концентрацией описывается уравнением:

$$C_n = 1000T/M_3; T = m/V.$$

**5. Моляльная концентрация, или моляльность ( $C_m$ )** – количество вещества (в моль), содержащееся в 1 кг растворителя.

Примеры:

1. Найти молярную концентрацию 30 %-ной серной кислоты (плотность раствора 1,22 г/мл).

Дано:
$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30\%$
$\rho = 1,22 \text{ г/мл}$
$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение:

1. Поскольку молярная концентрация и массовая доля растворенного вещества не зависят от общей массы раствора, можно выбрать любое удобное количество раствора, например, 1 л. Масса раствора  $m$  равна произведению объема раствора  $V$  на его плотность  $\rho$ :  
 $m = V\rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1,22 \text{ г/мл} = 1220 \text{ г}$ .



2. Найдем количество серной кислоты в этом растворе:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m(p - pa)\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1220 \text{ г} \cdot 0,3}{98 \text{ г/моль}} = 3,73 \text{ моль}.$$

3. Молярная концентрация серной кислоты  $C(\text{H}_2\text{SO}_4)$  равна отношению количества вещества серной кислоты  $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$  к объему раствора  $V$ :

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)/V = 3,73 \text{ моль/л} = 3,73 \text{ моль/л}.$$

О т в е т : 3,73 моль/л  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2. Массовая доля сульфата калия в насыщенном при  $10^\circ\text{C}$  водном растворе равна 8,44 %. Вычислите массу сульфата калия, которая растворится в 100 г воды при этой же температуре.

<p>Д а н о :</p> $\omega(\text{K}_2\text{SO}_4) = 8,44 \%$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$ $m(\text{K}_2\text{SO}_4) - ?$	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Пусть масса сульфата калия <math>m(\text{K}_2\text{SO}_4)</math> равна <math>x</math> г, тогда масса его раствора <math>m = x + 100</math>, а массовая доля соли <math>\omega(\text{K}_2\text{SO}_4)</math> равна:</p> $\omega(\text{K}_2\text{SO}_4) = x/(x + 100) = 0,0844 \text{ (по условию), откуда } x = 9,22 \text{ г.}$ <p>О т в е т : 9,22 г <math>\text{K}_2\text{SO}_4</math>.</p>
---	---

3. В 100 мл воды растворили 20 г пентагидрата сульфата меди (II). Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

<p>Д а н о :</p> $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ г}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл}$ $\omega(\text{CuSO}_4) - ?$	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>1. Для определения массовой доли вещества надо найти две величины: массу вещества <math>m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})</math> и массу раствора <math>m</math>. В данном случае</p> $m = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 100 + 20 = 120 \text{ г.}$
---	---

2. Для определения массы вещества надо рассчитать, сколько безводной соли  $\text{CuSO}_4$  содержится в 20 г кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{20 \text{ г}}{250 \text{ г/моль}} = 0,08 \text{ моль}.$$

Масса безводной соли равна:

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,08 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 12,8 \text{ г}.$$

3. Массовая доля сульфата меди (II) равна:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4)/m = 12,8 \text{ г}/120 \text{ г} = 0,107 \text{ (или } 10,7 \%)$$

О т в е т : 10,7 %  $\text{CuSO}_4$ .

4. Сколько граммов нитрата серебра выпадает в осадок из 10 г раствора, насыщенного при  $80^\circ\text{C}$ , при охлаждении его до  $20^\circ\text{C}$ ? Растворимость нитрата серебра составляет 635 г при  $80^\circ\text{C}$  и 228 г при  $20^\circ\text{C}$ .

<p>Д а н о :</p> $m(p - pa) = 10 \text{ г}$ $s_{80^\circ\text{C}} = 635 \text{ г}$ $s_{20^\circ\text{C}} = 228 \text{ г}$ $m(\text{AgNO}_3) - ?$	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Найдем состав исходного раствора. Массовая доля вещества в насыщенном растворе (<math>\omega</math>) связана с растворимостью (<math>s</math>) соотношением:</p> $\omega = s/(s + 100).$ <p>При <math>80^\circ\text{C}</math> <math>\omega(\text{AgNO}_3) = 635/735 = 0,864</math>.</p> $m(\text{AgNO}_3) = \omega(\text{AgNO}_3) m = 0,864 \cdot 10 \text{ г} = 8,64 \text{ г}.$
--	---

Пусть при охлаждении выпало  $x$  г  $\text{AgNO}_3$ . Тогда масса конечного раствора равна  $10 - x$ , а массовая доля соли в охлажденном растворе равна

$$\omega(\text{AgNO}_3) = (8,64 - x)/(10 - x) = 228/328,$$

откуда  $x = 5,54$  г.

О т в е т : 5,54 г  $\text{AgNO}_3$ .

5. Гексагидрат 1 : 3 сульфата цинка и моногидрат сульфата цинка смешали в соотношении 13 по массе. Какую массу такой смеси нужно растворить в 5 моль воды для получения 15 %-ного раствора сульфата цинка?

<p>Д а н о :</p> $\frac{m(\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O})}{m(\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})} = 1/3$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ моль}$ $\omega(\text{ZnSO}_4) = 15 \%$ $m(\text{смеси}) - ?$	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Пусть искомая масса смеси равна <math>x</math> г, тогда</p> $m(\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,25x \text{ г},$ $m(\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0,75x \text{ г}.$ <p>Найдем массу безводного сульфата цинка в составе этой смеси:</p>
--	--

$$n(\text{ZnSO}_4) = n(\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) + n(\text{ZnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = (0,25x/269) + (0,75x/179) = 0,00512x;$$

$$m(\text{ZnSO}_4) = 0,00512x \cdot 161 = 0,824x;$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 90 \text{ г}.$$

$$\text{Масса полученного раствора равна } 90 \text{ г} + x \text{ г (масса смеси), а массовая доля сульфата цинка составляет } \omega(\text{ZnSO}_4) = 0,824x/(x + 90) = 0,15, \text{ откуда } x = 20,0 \text{ г}.$$

Ответ: 20,0 г.

6. Какое количество бария нужно взять, чтобы при взаимодействии с 1 л воды образовался 2 %-ный раствор гидроксида бария?

<b>Дано:</b> $V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л}$ $\omega(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 2 \%$ $n(\text{Ba}) = ?$	<b>Решение:</b> Барий растворяется в воде по уравнению $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ . По уравнению реакции, если в реакцию вступило $x$ моль Ba, то образовалось по $x$ моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ( $M = 171 \text{ г/моль}$ ) и $\text{H}_2$ . Масса гидроксида бария в растворе составляет $171x$ , а масса раствора равна:
--	---

$$m = 1000 + m(\text{Ba}) - m(\text{H}_2) = 1000 + 137x - 2x = 1000 + 135x.$$

Массовая доля гидроксида бария равна:

$$\omega(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171x / (1000 + 135x) = 0,02,$$

откуда  $x = 0,119$ .

Ответ: 0,119 моль Ba.

7. Рассчитайте массовые доли веществ в растворе, образовавшемся при действии 25 мл 20 %-ной соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) на 4,0 г сульфида железа (II).

<b>Дано:</b> $V(\text{р-ра HCl}) = 25 \text{ мл}$ $\omega(\text{HCl}) = 20 \%$ $\rho(\text{р-ра HCl}) = 1,1 \text{ г/мл}$ $m(\text{FeS}) = 4,0 \text{ г}$ $\omega(\text{FeCl}_2) = ?$ $\omega(\text{HCl}) = ?$	<b>Решение:</b> Сульфид железа (II) растворяется в соляной кислоте по уравнению $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ , $m(\text{р-ра HCl}) = \rho(\text{р-ра HCl}) \cdot V(\text{р-ра HCl}) =$ $= 1,1 \text{ г/мл} \cdot 25 \text{ мл} = 27,5 \text{ г}$ . $m(\text{HCl}) = m(\text{р-ра HCl}) \cdot \omega(\text{HCl}) =$ $= 27,5 \text{ г} \cdot 0,2 = 5,5 \text{ г}$ . $n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{5,5 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,151 \text{ моль}$ .
--	--

$$n(\text{FeS}) = \frac{m(\text{FeS})}{M(\text{FeS})} = \frac{4 \text{ г}}{88 \text{ г/моль}} = 0,0455 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции  $n(\text{FeS})/n(\text{HCl}) = 0,5$ , но  $0,0455/0,151 \approx 0,3$ , т.е. FeS находится в недостатке, и расчет надо вести по FeS.

$$m(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = 0,0455 \text{ моль} \cdot 34 \text{ г/моль} = 1,55 \text{ г}$$

В результате реакции образуется по 0,0455 моль  $\text{FeCl}_2$  ( $m(\text{FeCl}_2) = n(\text{FeCl}_2) \cdot M(\text{FeCl}_2) = 0,0455 \text{ моль} \cdot 127 \text{ г/моль} = 5,78 \text{ г}$ ) и  $\text{H}_2\text{S}$ , и расходуется 0,091 моль HCl. В растворе останется 0,151 моль – 0,091 моль = 0,06 моль HCl массой 2,19 г (0,06 моль · 36,5 г/моль).

**Масса образовавшегося раствора равна:**

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра HCl}) + m(\text{FeS}) - m(\text{H}_2\text{S}) = 27,5 \text{ г} + 4,0 \text{ г} - 1,55 = 30,0 \text{ г}.$$

**Массовые доли веществ в растворе:**

$$\omega(\text{FeCl}_2) = m(\text{FeCl}_2) / m(\text{р-ра}) = 5,78 / 30,0 = 0,193, \text{ или } 19,3 \%;$$

$$\omega(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / m(\text{р-ра}) = 2,19 / 30,0 = 0,073, \text{ или } 7,3 \%.$$

Ответ: 19,3 %  $\text{FeCl}_2$ , 7,2 % HCl.

8. Какие объемы 40 %-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,25 г/мл) и 10 %-ного раствора этой же кислоты (плотность 1,06 г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 15 %-ного раствора (плотность 1,08 г/мл)?

<b>Дано:</b> $\rho_{40\%} = 1,25 \text{ г/мл}$ $\rho_{10\%} = 1,06 \text{ г/мл}$ $V_{15\%} = 2 \text{ л}$ $V_{40\%} = ?$ $V_{10\%} = ?$	<b>Решение:</b> Определяем массу полученного раствора $m = \rho \cdot V = 1,08 \text{ г/мл} \cdot 2000 \text{ мл} = 2160 \text{ г}$ . $m(\text{HNO}_3) = m \cdot \omega(\text{HNO}_3) = 2160 \cdot 0,15 = 324 \text{ г}$ . Пусть масса 40 %-ного раствора равна $x$ г, тогда масса азотной кислоты в нем $0,4x$ г. В 10 %-ном растворе масса азотной кислоты равна $(324 - 0,4x)$ г. $(324 - 0,4x) \text{ г HNO}_3$ составляют 10 % массы раствора
--	---

$$\begin{array}{r} x \text{ г} \\ - \\ 100 \% \end{array}$$

Откуда масса 10 %-ного раствора равна  $10 \cdot (324 - 0,4x)$  г.

Масса полученного раствора

$$x + 10(324 - 0,4x) = 2160 \text{ г}.$$

Откуда  $x = 360 \text{ г}$ .

$$\text{Объем } 40 \%- \text{ного раствора } V_{40\%} = x / \rho_{40\%} = 360 \text{ г} / 1,25 \text{ г/мл} = 288 \text{ мл}.$$

$$\text{Масса } 10 \%- \text{ного раствора равна } 2160 \text{ г} - 360 \text{ г} = 1800 \text{ г}. \text{ Его объем } V_{10\%} = 1800 \text{ г} / 1,06 \text{ г/мл} = 1698 \text{ мл}.$$

Ответ: 288 мл 40 %-ного раствора;

1698 мл 10 %-ного раствора.

9. Какова нормальная концентрация 30 %-ного раствора серной кислоты ( $\rho = 1,22$  г/мл,  $f_{\text{экв}} = 1/2$ )?

<p>Д а н о :</p> <p><math>\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30\%</math></p> <p><math>\rho(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1,22</math> г/мл</p> <p><math>f_{\text{экв}} = 1/2</math></p> <p><math>C_{\text{н}}(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = ?</math></p>	<p>Р е ш е н и е :</p> <p><math>m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = \rho(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) \times V(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1,22 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1220 \text{ г.}</math></p> <p>Масса кислоты в растворе</p> <p><math>m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1220 \text{ г} \cdot 0,3 = 366 \text{ г.}</math></p>
--	---

Находим нормальную концентрацию раствора (число моль эквивалентов в единице объема):

$$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль экв} = n_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M_3(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{366 \text{ г}}{49 \text{ г/моль экв}} = 7,47 \text{ моль экв.}$$

$$C_{\text{н}}(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = \frac{n_3(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4)} = 7,47 \text{ моль экв/л.}$$

О т в е т : 7,47 моль экв /л.

10. Сколько миллилитров 24 %-ного раствора аммиака ( $f_{\text{экв}} = 1$ ) потребуется для приготовления 2 л 0,5 н раствора?

<p>Д а н о :</p> <p><math>\omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 24\%</math></p> <p><math>f_{\text{экв}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1</math></p> <p><math>C_{\text{н}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,5</math> моль/л</p> <p><math>V(\text{р-ра NH}_4\text{OH}) = 2</math> л</p> <p><math>V_{24\%} = ?</math></p>	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Находим количество <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> в 2 л 0,5 н раствора:</p> <p><math>m(\text{NH}_4\text{OH}) = n_3(\text{NH}_4\text{OH}) \cdot M_3(\text{NH}_4\text{OH}) = (C_{\text{н}}(\text{NH}_4\text{OH}) \cdot V(\text{р-ра NH}_4\text{OH})) \times (f_{\text{экв}}(\text{NH}_4\text{OH}) \cdot M(\text{NH}_4\text{OH})) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} \cdot 1 \cdot 35 \text{ г/моль} = 35 \text{ г.}</math></p>
---	---

Находим массу 24 %-ного раствора аммиака, содержащего 35 г  $\text{NH}_4\text{OH}$ :

$$m(\text{р-ра NH}_4\text{OH}) = m(\text{NH}_4\text{OH}) / \omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 35 \text{ г} / 0,24 = 145,8 \text{ г.}$$

Согласно справочным данным, плотность 24 %-ного раствора аммиака 0,915 г/мл. Следовательно, объем этого раствора составляет ( $V = m/\rho$ ) 159,4 мл.

О т в е т : 159,4 мл 24 %-ного раствора аммиака.

11. Рассчитать титр 12 %-ного раствора соляной кислоты с плотностью 1,06 г/мл.

<p>Д а н о :</p> <p><math>\omega(\text{HCl}) = 12\%</math></p> <p><math>\rho(\text{р-ра HCl}) = 1,06</math> г/мл</p> <p><math>T(\text{HCl}) = ?</math></p>	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Титр – количество миллиграмм вещества в 1 мл раствора. Масса 1 мл раствора 1,06 г, масса соляной кислоты в нем</p> <p><math>m(\text{HCl}) = m(\text{р-ра HCl}) \cdot \omega(\text{HCl}) = 1,06 \text{ г} \cdot 0,12 = 0,1272 \text{ г;}</math></p>
--	--

$$T(\text{HCl}) = 0,1272 \text{ г/мл.}$$

О т в е т : 0,1272 г/мл.

12. Рассчитать моляльную концентрацию 2М раствора серной кислоты, плотность которого 1,06 г/мл.

<p>Д а н о :</p> <p><math>C_M(\text{р-р H}_2\text{SO}_4) = 2</math> моль/л</p> <p><math>\rho(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1,06</math> г/мл</p> <p><math>C_m = ?</math></p>	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Пусть объем раствора 1 л, тогда его масса 1060 г. По условию, в 1 л раствора содержится 2 моль серной кислоты, что составляет <math>196 \text{ г} : 2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г.}</math></p>
---	--

**Масса растворителя равна разности масс раствора и кислоты в нем:**

$$1060 \text{ г} - 196 \text{ г} = 864 \text{ г.}$$

2 моль кислоты приходится на 864 г растворителя  
 х моль – на 1000 г

$$x = 2,315 \text{ моль.}$$

Таким образом, в 1 кг растворителя содержится 2,315 моль кислоты.

О т в е т :  $C_m = 2,315$  моль/1 кг  $\text{H}_2\text{O}$ .

13. Приготовлен 0,10 н раствор  $\text{NaCl}$  в мерной колбе на 250 мл и из нее взято пипеткой 25 мл. Сколько граммов  $\text{NaCl}$  следует прибавить в колбу, чтобы после заполнения ее водой до метки раствор стал 0,25 н?

<p>Д а н о :</p> <p><math>C_{\text{н1}}(\text{р-ра NaCl}) = 0,1</math> моль/л</p> <p><math>\Delta V(\text{р-ров NaCl}) = 0,25 \text{ л} - 0,025 \text{ л}</math></p> <p><math>C_{\text{н2}}(\text{р-ра NaCl}) = 0,25</math> моль/л</p> <p><math>\Delta m(\text{NaCl}) = ?</math></p>	<p>Р е ш е н и е :</p> <p>Определяем, сколько моль соли осталось в колбе:</p> <p><math>n(\text{NaCl}) = C_{\text{н}}(\text{р-ра NaCl}) \times \Delta V(\text{р-ров NaCl}) = 0,1 \text{ моль/л} \times (0,25 \text{ л} - 0,025 \text{ л}) = 0,0225 \text{ моль.}</math></p>
--	--

Находим количество вещества  $\text{NaCl}$  в конечном растворе:

$$n_{\text{к}}(\text{NaCl}) = C_{\text{н2}}(\text{р-ра NaCl}) \cdot V_{\text{к}}(\text{р-ра NaCl}) = 0,25 \text{ моль/л} \cdot 0,25 \text{ л} = 0,0625 \text{ моль.}$$

Количество соли, которое необходимо добавить в колбу, – это разность между  $n_{\text{к}}(\text{NaCl})$  и  $n(\text{NaCl})$ :  $0,0625 - 0,0225 = 0,04$  моль.

$$\Delta m(\text{NaCl}) = \Delta n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г} = 2,34 \text{ г.}$$

Ответ: 2,34 г NaCl.

14. Рассчитать молярную концентрацию 2Мл (моляльного) раствора серной кислоты плотностью 1,06 г/мл.

Дано: $C_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\text{Мл}$ $\rho(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4) = 1,06 \text{ г/мл}$ $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$	Решение: 1) По условию задачи, на 1000 г растворителя (и на 1000 мл, так как $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$ ) приходится 2 моль кислоты, что составляет 196 г ( $m = n \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г}$ ). 2) Масса раствора равна сумме масс кислоты и растворителя $m(\text{р-ра}) = 196 \text{ г} + 1000 \text{ г} = 1196 \text{ г}$ . 3) Объем раствора составляет $V(\text{р-ра}) = m(\text{р-ра})/\rho(\text{р-ра}) = \frac{1196 \text{ г}}{1,06 \text{ г/мл}} = 1128,30 \text{ мл}$ .
--	--

4) Молярность – число моль вещества в единице объема, значит

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{2 \text{ моль}}{1,1283 \text{ л}} = 1,77 \text{ моль/л}$$

Ответ: 1,77 моль/л.

15. Рассчитать нормальность 2Мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  плотностью 1,06 г/мл, если при количественном взаимодействии серной кислоты со щелочью образуется кислая соль.

Дано: $C_L(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\text{Мл}$ $\rho(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4) = 1,06 \text{ г/мл}$ $C_n(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$	Решение: <b>Рассуждая, как в предыдущей задаче (п. 1 – 3), находим массу кислоты (196 г) и объем раствора (1,1283 л).</b> Нормальность – число моль эквивалентов вещества в единице объема: $C_n = n_3/V(\text{р-ра})$ , $n_3 = m/M_3$ , $M_3 = f_{\text{эkv}} \cdot M$ , т.е. $C_n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/(M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f_{\text{эkv}} \cdot V(\text{р-ра}))$ .
--	---

Поскольку при взаимодействии кислоты со щелочью образуется кислая соль, то одной  $\text{OH}^-$  – группе соответствует 1 молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $f_{\text{эkv}} = 1$ .

$$C_n = 196 \text{ г} / (98 \text{ г/моль} \cdot 1 \cdot 1,1283 \text{ л}) = 1,77 \text{ моль/л}$$

Ответ: 1,77 моль/л.

16. Определите концентрации всех частиц в водном 0,01М растворе HF. Степень электролитической диссоциации плавиковой кислоты в данном растворе  $\alpha = 25\%$ .

Дано: $C(\text{HF}) = 0,01 \text{ моль/л}$ $\alpha = 25\%$ $C(\text{HF}) = ?$ $C(\text{H}^+) = ?$ $C(\text{F}^-) = ?$	Решение: Запишем уравнение электролитической диссоциации: $\text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$ . От исходного количества $\text{HF} = 0,01 \text{ моль}$ , содержащегося в 1 л раствора, подверглось электролитической диссоциации 25 %, или $n(\text{HF}) = 0,01 \text{ моль} \cdot 0,25 = 0,0025 \text{ моль} = 2,5 \cdot 10^{-1} \text{ моль}$ . Концентрации непродиссоциировавших молекул HF составит $C(\text{HF}) = 0,01 \text{ моль/л} - 0,0025 \text{ моль/л} = 0,0075 \text{ моль/л} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$ .
--	---

Так как каждая молекула HF дает при диссоциации один катион  $\text{H}^+$  и один  $\text{F}^-$  -анион, их концентрации будут соответственно:

$$C(\text{H}^+) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}; C(\text{F}^-) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\text{О т в е т: } C(\text{HF}) = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$C(\text{H}^+) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

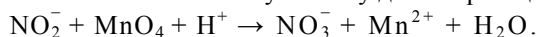
$$C(\text{F}^-) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

17. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в водном растворе по схеме:  $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

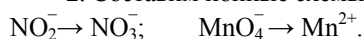
Решение:

Ионно-электронный метод. В этом случае целесообразно пользоваться методом составления уравнений, который учитывает изменения, происходящие с реальными ионами в растворе. Этот метод называется электронно-ионным методом или методом полуреакций.

1. Напишем ионную схему данной реакции:



2. Составим ионные схемы процессов окисления и восстановления:



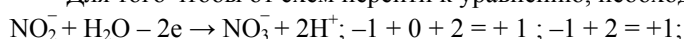
3. Дополним схемы определенным числом молекул или ионов, находящихся в данном растворе и определяющих реакцию среды.

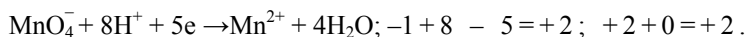
Это могут быть молекулы воды и ионы водорода, если реакция протекает в кислой среде; молекулы воды и гидроксид-ионы, если реакция протекает в щелочной среде.

Для данной реакции, протекающей в кислой среде, электронно-ионные схемы процессов окисления и восстановления примут вид:

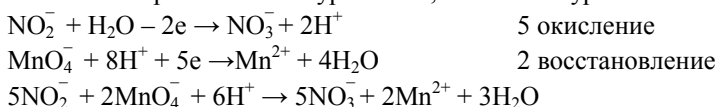


Для того чтобы от схем перейти к уравнению, необходимо сделать равными суммарные заряды обеих частей схемы:





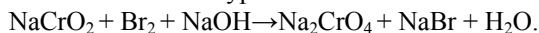
5. Уравнивая число отданных и принятых электронов, первое уравнение умножаем на 5, а второе – на 2. Суммируя полученные электронно-ионные уравнения, составляем уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионной форме:



и в молекулярной:

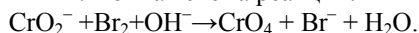


18. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в щелочной среде:

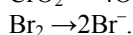
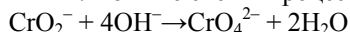


Решение:

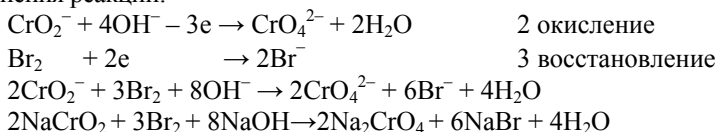
1. Ионная схема реакции:



2. Ионные схемы процессов окисления и восстановления, протекающих в щелочной среде:



3. Электронно-ионные схемы процессов окисления и восстановления и составленные с их помощью ионное и молекулярное уравнения реакций:



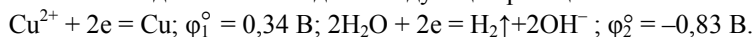
19. Составьте схемы электролиза растворов сульфата меди (II) и хлорида натрия с инертными электродами.

Решение:

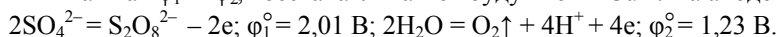
В окислительно-восстановительных процессах, происходящих на электродах при электролизе растворов электролитов, могут, кроме ионов электролита, принимать участие вода, ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . Из нескольких возможных процессов на электроде будет протекать тот, осуществление которого сопряжено с минимальной затратой энергии. Это означает, что на катоде будут восстанавливаться окисленные формы электрохимических систем, имеющих наибольшие электродные потенциалы, а на аноде будут окисляться восстановленные формы систем с наименьшими электродными потенциалами.

1. Схема электролиза водного раствора  $\text{CuSO}_4$ .

На катоде можно ожидать следующие реакции восстановления:

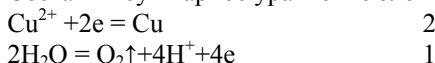


Так как  $\varphi_1^\circ > \varphi_2^\circ$ , восстанавливаться будут ионы  $\text{Cu}^{2+}$ . На аноде можно ожидать следующие реакции окисления:



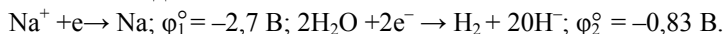
Так как  $\varphi_1^\circ < \varphi_2^\circ$ , окисляться будет вода.

Составим суммарное уравнение электролиза раствора  $\text{CuSO}_4$ :



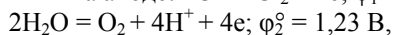
2. Схема электролиза водного раствора  $\text{NaCl}$ .

На катоде:

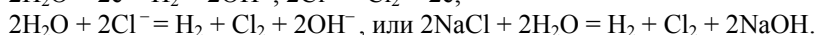


Так как  $\varphi_1^\circ < \varphi_2^\circ$ , восстанавливается  $\text{H}_2\text{O}$  и на катоде выделяется водород.

На аноде:  $2\text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{e}; \varphi_1^\circ = 1,36 \text{ В};$



где  $\varphi_2^\circ$  немного меньше  $\varphi_1^\circ$  и должна окисляться вода, но из-за большого перенапряжения выделения  $\text{O}_2$  эта реакция затормаживается и окисляется  $\text{Cl}^-$ . Таким образом, суммарное уравнение электролиза  $\text{NaCl}$ :



20. Какая масса никеля выделится на катоде, если ток силой 1,5 А пропускать через электролизер с раствором соли никеля (II) в течение

20 мин и если выход по току 95 % ?

Дано:	Решение:
$I = 1,5 \text{ А}$	Согласно закону Фарадея
$t = 20 \text{ мин}$	$m = T_3 \cdot Q / F,$
$\eta = 95 \%$	где $m_3(\text{Ni}) = M(\text{Ni})/2 = 29,35 \text{ г/моль}; F = 96\,500 \text{ Кл/моль};$
$m(\text{Ni}) - ?$	$Q = I \cdot t$ – количество электричества, прошедшее через электролизер. Согласно условию задачи
	$Q = 1,5 \cdot 20 \cdot 60 = 1800 \text{ Кл}.$

Вследствие побочных процессов только 95 % прошедшего электричества принимало участие в восстановлении  $\text{Ni}^{2+}$ ,

т.е.

$$Q_{\text{практ}} = 1800 \cdot 95/100 = 1710 \text{ Кл.}$$

Подставив значения  $F$ ,  $t_3$  и  $Q$  в уравнение, найдем массу никеля, выделившегося на катоде:

$$m(\text{Ni}) = 29,35 \cdot 1710/96500 = 0,52 \text{ г.}$$

О т в е т : 0,52 г никеля.

### Задачи и упражнения

1. Приведите известные Вам способы выражения количественного состава растворов.
2. В 190 г воды растворили 10 г сахарозы. Вычислите массовую долю сахарозы в полученном растворе.
3. Предложите необходимые количества веществ йода и этилового спирта, необходимые для приготовления 513 г раствора, в котором массовая доля йода составляет 0,0495.
4. В воде растворили 11,2 г гидроксида калия, объем раствора довели до 257 мл. Определите молярную концентрацию раствора.
5. Сколько граммов хлорида калия содержится в 750 мл 10 %-ного раствора, плотность которого равна 1,063 г/мл?
6. 1 мл 25 %-ного раствора содержит 0,458 г растворенного вещества. Какова плотность этого раствора?
7. Имеется 30 %-ный раствор азотной кислоты (плотность 1,2 г/мл). Какова молярная концентрация этого раствора?
8. Растворимость хлорида натрия при 25 °С равна 36,0 г в 100 г воды. Определите массовую долю соли в насыщенном растворе при этой температуре.
9. Массовая доля  $\text{AgNO}_3$  в насыщенном при 20 °С водном растворе равна 69,5 %. Вычислите массу этой соли, которая растворится в 100 г воды при этой же температуре.
10. Какова должна быть массовая доля хлороводорода в соляной кислоте, чтобы в ней на 10 моль воды приходилось 1 моль хлороводорода?
11. Чему равна массовая доля серной кислоты в растворе, в котором числа атомов водорода и кислорода равны между собой?
12. Какой объем формальдегида (при н. у.) нужно растворить в воде, чтобы получить 1 л формалина (40 %-ный раствор формальдегида с плотностью 1,11 г/мл)?
13. Упарили вдвое (по объему) 2 л 10 %-ного раствора  $\text{NaCl}$  (плотность 1,07 г/мл). Определите молярную концентрацию полученного раствора.
14. Рассчитайте мольные доли спирта и воды в 96 %-ном растворе этилового спирта.
15. Сколько граммов нитрата бария выделится из раствора, насыщенного при 100 °С и охлажденного до 0 °С, если во взятом растворе было 50 мл воды? Растворимость нитрата бария при 0 °С равна 5,0 г, а при 100 °С – 34,2 г.
16. Сколько граммов сульфата калия выпадает в осадок из 400 г раствора, насыщенного при 80 °С, при охлаждении его до 20 °С? Растворимость  $\text{K}_2\text{SO}_4$  составляет 21,4 г при 80 °С и 11,1 г при 20 °С.
17. Определите молярную концентрацию азотной кислоты, полученной смешиванием 40 мл 96 %-ного раствора  $\text{HNO}_3$  (плотность 1,5 г/мл) и 30 мл 48 %-ного раствора  $\text{HNO}_3$  (плотность 1,3 г/мл), если новый раствор имеет плотность 1,45 г/мл.
18. При 20 °С и атмосферном давлении в одном объеме воды растворяется 450 объемов хлороводорода. Вычислите массовую долю вещества в насыщенном при этой температуре растворе (предполагаем, что при растворении хлороводорода объем раствора не изменяется). Как получить более концентрированный раствор?
19. Рассчитайте объем концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/мл), содержащей 38 % хлороводорода, необходимый для приготовления 1 л 2М раствора.
20. Колба заполнена сухим хлороводородом при нормальных условиях. Затем колбу заполнили водой, в которой полностью растворился хлороводород. Определите массовую долю хлороводорода в растворе.
21. В каком соотношении по объему смешали 4,20 %-ный раствор  $\text{NaOH}$  (плотность 1,045 г/мл) и раствор того же вещества с концентрацией 6,12 моль/л (плотность 1,22 г/мл), если при этом получился 10,10 %-ный раствор?
22. В 100 г воды при 0 °С растворяется 127 г бромид марганца. Массовая доля этой соли в насыщенном при 40 °С растворе равна 62,8 %. Насыщенный при 0 °С раствор массой 250 г нагрели до 40 °С. Какую массу бромида марганца можно дополнительно растворить в этом растворе?
23. Через 1 л раствора аммиака с массовой долей, равной 10 % (плотность 0,96 г/мл), пропустили 10 л аммиака (н. у.). Вычислите массовую долю аммиака в образовавшемся растворе.
24. К насыщенному раствору карбоната натрия (растворимость 21,5 г в 100 г воды) добавили раствор того же вещества с молярной концентрацией 0,960 моль/л (плотность 1,095 г/мл). В каком диапазоне может находиться значение массовой доли карбоната натрия в получившемся растворе?
25. Какой объем раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 1,98 моль/л (плотность 1,015 г/мл) был добавлен к 10 мл 40,2 %-ного раствора того же вещества (плотность 1,050 г/мл), если при этом получился 27,2 %-ный раствор (плотность 1,035 г/мл)?
26. Через 250 г 5,75 %-ного раствора аммиака пропустили 10,5 л аммиака (20 °С, 101 кПа), при этом получился раствор с плотностью 0,963 г/мл. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
27. Растворимость аммиака равна при 0 °С 1300 объемов в 1 объеме воды, а при 30 °С – 595 объемов в 1 объеме воды. Как изменится масса 250 г насыщенного при 0 °С раствора при его нагревании до 30 °С (испарением воды пренебречь, давление 101 кПа)?
28. Кристаллогидрат сульфата меди (II) (кристаллизуется с пятью молекулами воды) массой 5 г растворили в воде количеством 5 моль. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.
29. Из 500 г 40 %-ного раствора сульфата железа (II) при охлаждении выпало 100 г его кристаллогидрата (кристаллизуется с 7 молекулами воды). Какова массовая доля вещества в оставшемся растворе?

30. Какую массу тетрагидрата нитрата кальция нужно растворить в 75 г 2 %-ного раствора нитрата кальция для получения раствора с молярной концентрацией 0,948 моль/л (плотность 1,11 г/мл)?
31. Массовые доли пентагидрата сульфата марганца и моногидрата сульфата марганца в их смеси равны между собой. Какая максимальная масса этой смеси может раствориться в 8 моль воды? Растворимость безводного сульфата марганца равна 65 г в 100 г воды.
32. Из 300 г насыщенного при 40 °С раствора хлорида цинка (растворимость 452,5 в 100 г воды) при охлаждении до 0 °С выпало 254 г кристаллогидрата, а массовая доля соли в растворе снизилась до 73,1 %. Установите формулу кристаллогидрата.
33. К 700 кг 25 %-ного раствора серной кислоты прибавили 93 %-ный раствор серной кислоты, в результате чего образовался 40 %-ный раствор. Определить массу добавляемого 93 %-ного раствора.
34. Какова нормальная концентрация 22 %-ного раствора серной кислоты ( $\rho = 1,16$  г/мл), если  $f_{\text{экр}} = 1/2$ ?
35. Сколько миллилитров 0,1 н раствора серной кислоты можно приготовить из 200 мл 20 %-ного раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (плотность раствора 1,145 г/мл)?
36. Какой объем 1М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 2 л 0,25 н раствора?
37. Определить процентную и молярную концентрации 6 н растворов следующих кислот, имеющих указанные плотности: 1) серной ( $f_{\text{экр}} = 1/2$ ,  $\rho = 1,18$  г/мл); 2) азотной ( $f_{\text{экр}} = 1$ ,  $\rho = 1,19$  г/мл); 3) уксусной ( $f_{\text{экр}} = 1$ ,  $\rho = 1,043$  г/мл).
38. Определить процентную концентрацию, молярность и молярность 1,9 н раствора фосфорной кислоты, плотность которого 1,031 г/мл при  $f_{\text{экр}} = 1/3$ ,  $2/3$ .
39. Рассчитать титр и нормальную концентрацию раствора соды, если в 250 мл воды растворили 5,3 г безводного карбоната натрия при  $f_{\text{экр}} = 1/2$ .
40. Сколько литров 2 н раствора гидроксида аммония можно приготовить из 1 л 24 %-ного раствора аммиака?
41. Из мерной колбы на 200 мл, в которой приготовлен 0,25 н раствор хлорида калия, взято пипеткой 50 мл. Сколько граммов х. ч. KCl нужно добавить в эту колбу, чтобы после заполнения ее водой до метки раствор стал 0,5 н?
42. Будет ли отличаться электролитическая диссоциация NaCl в спирте (диэлектрическая проницаемость спирта  $\epsilon = 24$ ) по сравнению с диссоциацией в воде (диэлектрическая проницаемость воды  $\epsilon = 80$ )?
43. Распределите названные вещества по трем группам: 1) сильные электролиты; 2) слабые электролиты; 3) электролиты средней силы – в зависимости от степени диссоциации в водных растворах ( $c = 0,1$  моль/л): KCl,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_3$ , NaOH, HF,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .
44. Степень электролитической диссоциации  $\alpha(\text{HNO}_2) = 20\%$  в растворе, содержащем 0,01 моль/л кислоты. Рассчитайте концентрации всех образующихся частиц.
45. Определите значение коэффициента активности ионов в растворе, содержащем 0,05 моль/л NaCl, если ионы натрия и хлора ведут себя так, как будто их концентрации равны 0,04 моль/л.
46. Рассчитайте константу диссоциации гидрата аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , если в растворе с концентрацией 0,2 моль/л степень его электролитической диссоциации равна 0,95 %.
47. При какой молярной концентрации уксусной кислоты 96,5 % ее находится в растворе в виде молекул?
48. Определите соотношение степеней электролитической диссоциации муравьиной и уксусной кислот в растворах одинаковых концентраций. Изменится ли оно, если имеется смесь этих кислот одинаковых концентраций?
49. Дайте объяснение изменению типа диссоциации и силы гидроксидов в ряду  $\text{NaOH} - \text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Al}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{SiO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HClO}_4$ .
50. Как меняется сила кислот в ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ ? Приведите объяснение.
51. Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков, газов или малодиссоциированных соединений:
- |   |   |
|---|---|
| $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$       | $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$                |
| $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$          | $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ |
| $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$                 | $\text{KHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$                       |
| $\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$         | $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \dots$                     |
| $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow \dots$        | $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$    |
| $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$               | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \dots$     |
| $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ | $\text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$             |
| $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$                 | $\text{NiCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$               |
52. Запишите уравнение реакций гидролиза и укажите характер среды для следующих солей:  
1)  $\text{Na}_2\text{S}$ ; 2)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ; 3)  $\text{CuSO}_4$ ; 4) NaCl; 5)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ; 6)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  
7)  $\text{CuCl}_2$ ; 8)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 9)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; 10)  $\text{FeCl}_3$ .
53. Напишите электронно-ионные уравнения процессов окисления и восстановления, а также полные уравнения в ионном и молекулярном виде для следующих реакций:
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ .
  - $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{H}_2$ .
  - $\text{Al} + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3$ .
  - $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ .
  - $\text{Si} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$ .
54. Напишите уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих при электролизе водных растворов нитрата и хлорида кадмия с платиновыми электродами.
55. Что выделяется на катоде и аноде при электролизе раствора иодида калия с угольными электродами? Напишите уравнения катодного и анодного процессов.
56. Как протекает электролиз водного раствора серноокислого никеля: 1) с угольным анодом; 2) с никелевым анодом?

Напишите уравнения реакций.

57. Электролизу подвергается раствор ацетата свинца, подкисленный уксусной кислотой. (Для чего?) Электроды медные. Чем объяснить появление голубого окрашивания у анода? Напишите уравнения реакций, протекающих у электродов.

58. Электролизу подвергается раствор, содержащий нитраты меди (II) и серебра (I). Какой металл выделится в первую очередь? Напишите уравнения электродных процессов.

59. В растворе находится смесь солей сульфата цинка и сульфата никеля (II). Какой металл при электролизе выделится на графитовом катоде раньше?

60. При электролизе водного раствора бромида меди (II) на одном из электродов выделяется медь массой 0,48 г. Какая масса брома выделится на другом электроде? Напишите уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде.

61. Какой объем газообразного хлора (н. у.) выделится при электролизе водного раствора хлорида натрия током силой 2,5 А за один час?

62. Электролизу подвергли раствор  $H_2SO_4$  объемом 200 мл с эквивалентной молярной концентрацией 0,6 моль/л. Сколько времени должен продолжаться процесс, чтобы эквивалентная концентрация  $H_2SO_4$  стала равной 1,2 моль/л? (Сила тока 7 А).

## 7. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные. Простые вещества по свойствам делятся на металлы и неметаллы. По химическим свойствам сложные вещества делятся на классы: оксиды, основания, кислоты, соли.

**Оксидами** называются вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления – 2. В оксидах атомы кислорода соединяются только с атомами других элементов и не связаны между собой.

По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие ( $CO_2$ ,  $MgO$ ) и несолеобразующие ( $N_2O$ ,  $SiO$ ). Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные. Основные оксиды ( $Na_2O$ ,  $CaO$ ,  $Cu_2O$ ,  $CrO$ ,  $MnO$ ,  $BaO$ ,  $La_2O_3$ ) образуют соли только с кислотами или кислотными оксидами. Кислотные оксиды ( $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $CO_2$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ) образуют соли только с основаниями или основными оксидами. Амфотерные ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $ZnO$ ,  $MnO_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$ ) оксиды взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами, и при этом образуют соли. В зависимости от условий они могут проявлять свойства основных или кислотных оксидов.

**Кислотами** называются соединения, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металла. При этом образуются соли. С позиций теории электролитической диссоциации, **кислотами** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода, способные замещаться на атомы металла.

Кислоты различают:

1. По наличию или отсутствию кислорода в составе кислоты:

а) бескислородные ( $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ,  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $HSCN$ ,  $HCN$ ), которые получают при растворении в воде продуктов соединения неметаллов с водородом;

б) кислородсодержащие ( $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2CrO_4$ ), которые можно получить при взаимодействии кислотных оксидов с водой.

И бескислородные, и кислородсодержащие кислоты получают при действии на их соли других кислот (более сильных или менее летучих).

2. По основности:

а) одноосновные ( $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HCN$ ,  $CH_3COOH$ ),

б) двухосновные ( $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2CO_3$ ),

в) трехосновные ( $H_3PO_4$ ,  $H_3AsO_4$ ).

Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, с основаниями, с металлами, с солями.

**Основаниями** называются соединения, которые состоят из атома металла и гидроксогрупп ( $OH$ ). С позиций теории электролитической диссоциации, **основаниями** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

В зависимости от числа протонов, которые может присоединить основание, различают основания:

1) однокислотные ( $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $NH_4OH$ ),

2) двухкислотные ( $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ ),

3) трехкислотные ( $La(OH)_3$ ,  $Bi(OH)_3$ ).

Щелочи (растворимые в воде основания) получают при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой и при взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой. Нерастворимые в воде основания получают при взаимодействии водного раствора соли со щелочью.

Основания взаимодействуют с кислотами (реакцией нейтрализации), с кислотными оксидами, с солями.

Гидроксиды, которые взаимодействуют с кислотами и щелочами с образованием солей, называются амфотерными ( $Be(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Ge(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_4$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ).

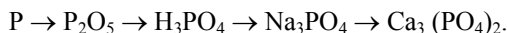
**Соли** — это продукты замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп оснований кислотными остатками. С позиций теории электролитической диссоциации, **соли** — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от анионов  $OH$ . Соли бывают средние ( $Na_2SO_4$ ,  $Ca(NO_3)_2$ ), кислые ( $NaHSO_4$ ,  $Ca(HCO_3)_2$ ), основные ( $Mg(OH)Cl$ ,  $Bi(OH)Cl_2$ ), двойные ( $KAl(SO_4)_2$ ,  $Ca(OCl)Cl$ ), комплексные ( $K_4[Fe(CN)_6]$ ).

Соли получают при взаимодействии металла с неметаллом, с кислотами, с солями, со щелочами; при взаимодействии основных оксидов с кислотами, с кислотными оксидами; при взаимодействии оснований с кислотами, с кислотными оксидами, с солями; при взаимодействии солей с кислотами, с кислотными оксидами, с неметаллами; при взаимодействии солей между собой. Соли реагируют со щелочами, с кислотами. Соли могут взаимодействовать между собой. При этом



образуются новые соли. Реакции обмена между растворами солей идут до конца, если в результате реакции образуется нерастворимая соль. Соли могут взаимодействовать с металлами. Каждый металл может вытеснить из растворов солей все металлы, стоящие в ряду напряжений после него, и не может вытеснить металлы, стоящие перед ним:

Между основными классами неорганических соединений существует генетическая связь. Из простых веществ можно получить сложное вещество, а из сложного вещества можно получить простые вещества. Из соединений одного класса можно получить соединения другого класса. Например, при горении фосфора образуется кислотный оксид  $P_2O_5$ , который взаимодействует с водой и образует кислоту. Из кислоты можно получить соль. Из одной соли можно получить другую соль:



На основе знания генетической связи можно не только превращать одни вещества в другие, но и получать вновь исходные вещества. Взаимная связь между соединениями и их превращениями свидетельствует о единстве элементарного состава веществ.

Примеры:

1. Из перманганата калия массой 7,9 г был получен кислород, который прореагировал с магнием. Какая масса оксида магния будет при этом получена?

<p>Дано:</p> $\frac{m(KMnO_4) = 7,9 \text{ г}}{m(MgO) - ?}$	<p>Решение:</p> <p>1) Составляем уравнение реакции:</p> $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2; \quad (1)$ $2Mg + O_2 = 2MgO. \quad (2)$
---	---

2) Рассчитываем количество вещества перманганата калия

$$n(KMnO_4) = \frac{m(KMnO_4)}{M(KMnO_4)} = \frac{7,9 \text{ г}}{158 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль.}$$

3) Из уравнения (1) следует:

$$n(O_2) = \frac{1}{2} n(KMnO_4) = \frac{1}{2} 0,05 \text{ моль} = 0,025 \text{ моль.}$$

4) Из уравнения реакции (2) следует:

$$n(MgO) = 2 n(O_2) = 2 \cdot 0,025 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль.}$$

5) Рассчитываем массу полученного оксида:

$$m(MgO) = n(MgO) \cdot M(MgO) = 0,05 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 2 \text{ г.}$$

2. Определите массовую долю кислорода в гидроксиде кальция

<p>Дано:</p> $\frac{Ca(OH)_2}{\omega(O) - ?}$	<p>Решение:</p> <p>1) Пусть <math>n(Ca(OH)_2) = 1 \text{ моль}</math>, тогда масса гидроксида</p> $m(Ca(OH)_2) = n(Ca(OH)_2) \cdot M(Ca(OH)_2);$ $M(Ca(OH)_2) = 74 \text{ г/моль};$
---	---

$$m(Ca(OH)_2) = 1 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 74 \text{ г.}$$

2) Из формулы гидроксида следует:

$$n(O) = 2 n(Ca(OH)_2) = 2 \cdot 1 \text{ моль} = 2 \text{ моль.}$$

3) Найдем массу кислорода в гидроксиде кальция:

$$M(O) = 16 \text{ г/моль}; m(O) = n(O) \cdot M(O) = 2 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 32 \text{ г.}$$

4) Определяем массовую долю кислорода в гидроксиде кальция:

$$\omega(O) = \frac{m(O)}{m(Ca(OH)_2)} \cdot 100\% = \frac{32 \text{ г}}{74 \text{ г}} \cdot 100\% = 43,24\%.$$

Ответ:  $\omega(O) = 43,24\%$ .

3. Какой минимальный объем оксида углерода (IV) необходимо пропустить при нормальных условиях через раствор массой 80 г с массовой долей гидроксида бария 5 % для получения гидрокарбоната бария?

<p>Дано:</p> $\frac{m(p\text{-ра})(Ba(OH)_2) = 80 \text{ г}}{\omega(Ba(OH)_2) = 5\%}$ <p>н. у.</p> $\frac{V(CO_2) - ?}{}$	<p>Решение:</p> <p>1) Записываем уравнение реакции:</p> $Ba(OH)_2 + 2CO_2 = Ba(HCO_3)_2;$ <p>2) Определяем массу <math>Ba(OH)_2</math>, содержащегося в растворе:</p> $M(Ba(OH)_2) = 171 \text{ г/моль};$ $m(Ba(OH)_2) = m(p\text{-ра})(Ba(OH)_2) \cdot \omega(Ba(OH)_2) = 80 \cdot \frac{5}{100} = 4 \text{ г};$
---	---

3) Количество вещества гидроксида бария

$$n(Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{M(Ba(OH)_2)} = \frac{4 \text{ г}}{171 \text{ г/моль}} = 0,0234 \text{ моль};$$

4) Из уравнения реакции следует

$$\frac{n(CO_2)}{n(Ba(OH)_2)} = \frac{2}{1}; n(CO_2) = 2 n(Ba(OH)_2) = 2 \cdot 0,0234 \text{ моль} = 0,0468 \text{ моль};$$

5) Определяем объем газа при нормальных условиях:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль};$$

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 0,0468 \cdot 22,4 = 1,05 \text{ л.}$$

$$\text{О т в е т: } V(\text{CO}_2) = 1,05 \text{ л.}$$

4. Оксид меди (II) массой 4 г растворили в серной кислоте, а из полученного раствора соли вытеснили медь металлическим цинком. Определите массу полученной меди, если массовая доля выхода на каждой стадии процесса составляла 80 %.

Д а н о :	Р е ш е н и е :
$m(\text{CuO}) = 4 \text{ г}$	1) Составляем уравнения реакций
$\eta_1 = 80 \%$	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}; \quad (1)$
$\eta_2 = 80 \%$	$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}; \quad (2)$
$m(\text{Cu}) - ?$	2) Вычисляем количество вещества CuO
	$M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль};$

$$n(\text{CuO}) = \frac{m(\text{CuO})}{M(\text{CuO})} = \frac{4}{80} = 0,05 \text{ моль};$$

3) Из уравнения (1) следует:

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuO}) = 0,05 \text{ моль};$$

4) Находим практически полученную массу  $\text{CuSO}_4$  с учетом выхода продукта и соответствующее ей количество вещества  $\text{CuSO}_4$ :

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4);$$

$$m_{\text{пр}}(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)\eta_1}{100};$$

$$n_{\text{пр}}(\text{CuSO}_4) = \frac{m_{\text{пр}}(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)};$$

$$n_{\text{пр}}(\text{CuSO}_4) = \frac{n(\text{CuSO}_4)M(\text{CuSO}_4)\eta_1}{M(\text{CuSO}_4) \cdot 100};$$

$$n_{\text{пр}}(\text{CuSO}_4) = \frac{n(\text{CuSO}_4)\eta_1}{100} = \frac{0,05 \cdot 80}{100} = 0,04 \text{ моль};$$

5) По уравнению реакции (2) определяем количество вещества меди, полученного из 0,04 моль  $\text{CuSO}_4$ :

$$n(\text{Cu}) = n_{\text{пр}}(\text{CuSO}_4); n(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль};$$

6) Определяем массу меди, полученную при 100 %-ном выходе по реакции (2):

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu});$$

$$m(\text{Cu}) = 0,04 \cdot 64 = 2,56 \text{ г};$$

7) Вычисляем массу реально полученной меди:

$$m_{\text{пр}}(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})\eta_2}{100}; m_{\text{пр}}(\text{Cu}) = \frac{2,56 \cdot 80}{100} \approx 2,05 \text{ г.}$$

$$\text{О т в е т: } m_{\text{пр}}(\text{Cu}) \approx 2,05 \text{ г.}$$

5. Соляная кислота используется для удаления ржавчины и оксидов с поверхности металлов. Рассчитайте массу раствора, в котором массовая доля  $\text{HCl}$  равна 20 %, который потребуется для удаления 69,6 г железной окалины  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . При решении учтите, что в результате реакции образуется смесь хлоридов железа (II) и (III).

Д а н о :	Р е ш е н и е :
$\omega(\text{HCl}) = 20 \%$	<b>1) Запишем уравнение реакции:</b>
$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 69,6 \text{ г}$	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{FeCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O};$
$m(\text{р-ра HCl}) - ?$	2) Рассчитываем количество вещества $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :
	$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль};$

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4)}{M(\text{Fe}_3\text{O}_4)} = \frac{69,6 \text{ г}}{232 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль};$$

3) Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{HCl}) = 8n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 8 \cdot 0,3 \text{ моль} = 2,4 \text{ моль};$$

4) Определяем массу  $\text{HCl}$ , необходимую для реакции:

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль};$$

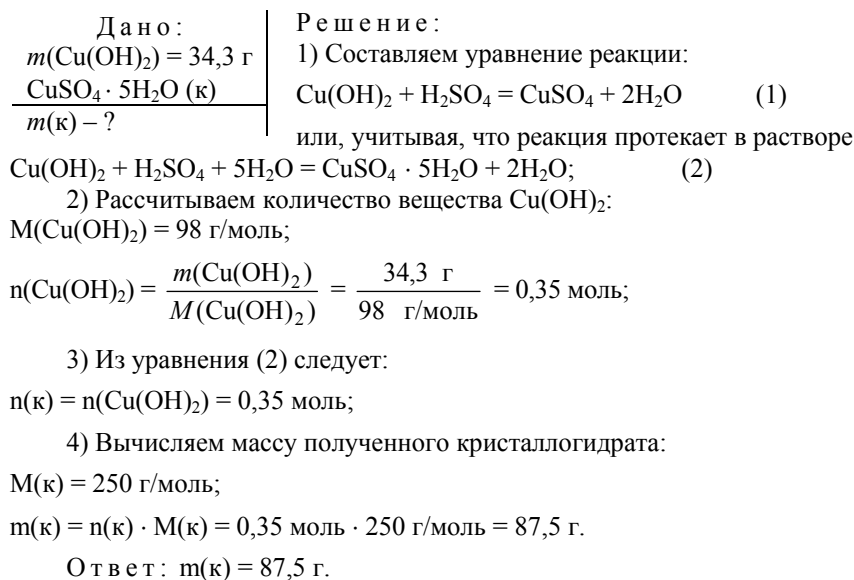
$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 2,4 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль};$$

5) Рассчитываем требуемую массу раствора:

$$m(\text{р-ра HCl}) = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 100}{\omega(\text{HCl})} = \frac{87,6 \text{ г} \cdot 100}{20} = 438 \text{ г.}$$

$$\text{О т в е т: } m(\text{р-ра HCl}) = 438 \text{ г.}$$

6. Гидроксид меди (II) массой 34,3 г растворили в серной кислоте. Рассчитайте массу кристаллогидрата (медного купороса)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , который можно выделить из данного раствора.



### Задачи и упражнения

1. Из оксида ртути (II) массой 86,8 г был получен кислород массой 6 г. Рассчитайте массовую долю выхода кислорода.
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ ; б)  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$ .
3. Для реакции были взяты сера массой 8 г и кислород массой 12 г. Определите массу и количество вещества оксида серы (IV), который будет получен.
4. Хватит ли 16 г кислорода, чтобы получить оксид фосфора (V) из 15,5 г фосфора? Какое количество вещества  $\text{P}_2\text{O}_5$  может быть получено в этой реакции?
5. В каких из перечисленных ниже соединений массовая доля кислорода самая большая и самая маленькая: а)  $\text{CO}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$ ; в)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
6. В оксиде некоторого одновалентного металла массовая доля кислорода равна 53,3%. Определите, что это за металл.
7. Допишите схемы и составьте уравнения реакций:
 

а) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$ ;	г) $\text{MgCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \dots$ ;
б) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \dots$ ;	д) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ ;
в) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ ;	е) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ .
8. В воде массой 120 г растворили при нагревании 5 г оксида фосфора (V). Рассчитайте массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе.
9. Имеется смесь меди и оксида меди (II). На восстановление 10 г такой смеси затрачен водород массой 0,06 г. Определите массовую долю меди в исходной смеси.
10. При восстановлении водородом 20 г оксида двухвалентного металла получен металл массой 16 г. Определите, какой это металл.
11. Какая масса цинка вступила в реакцию с соляной кислотой, если в результате ее образовалось 6 г водорода?
12. В некоторой кислоте массовые доли элементов равны: водорода – 1,25 %, фосфора – 88,76 %, кислорода – 60,0 %. Определите формулу этой кислоты.
13. Рассчитайте массу газообразного водорода, который выделится, если растворить 4,5 г алюминия в соляной кислоте.
14. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 
$$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

↓

$$\text{Ca}(\text{OH})_2$$
15. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 
$$\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$$

↓

$$\text{NaCl}$$
16. Составьте уравнения реакций по следующей схеме:
 
$$\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$$

↓

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaO}$$
17. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 
$$\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$$
18. Составьте уравнения реакций по следующей схеме:
 
$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3.$$
19. В одном из гидроксидов олова массовая доля элементов равна: олова – 63,6 %; кислорода – 34,2 %; водорода – 2,1 %. Определите формулу этого гидроксида.
20. К раствору, содержащему избыток хлорида железа (III), прилили раствор, содержащий 240 г гидроксида натрия. Определите массу образовавшегося гидроксида железа (III).



53. При действии на карбонат кальция массой 5 г соляной кислотой (кислота в избытке) выделился хлорид кальция массой 4,5 г. Определите массовую долю выхода продукта.

54. При нагревании нитрата натрия образовался кислород объемом 280 мл (нормальные условия). Какая масса соли подверглась разложению?

55. Свинец массой 6,9 г растворили в концентрированной азотной кислоте. Через полученный раствор пропустили избыток сероводорода. Рассчитайте массу полученного при этом осадка.

56. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$ .

57. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_2 \rightarrow \text{SbOHCl} \rightarrow \text{Sb(OH)}_2 \rightarrow \text{Sb(NO}_3)_2$ .

58. Составьте уравнения четырех реакций, в результате которых образуется бромид натрия.

59. Составьте уравнения реакций по следующей схеме:

$\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$ .

60. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{P} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

61. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{Cu} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{CuSO}_4$ .

Назовите вещества А и Б.

62. Составьте уравнения реакций по следующей схеме:

$\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

63. В воде массой 120 г растворили при нагревании 5 г оксида фосфора (V). Рассчитайте массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе.

64. Какое количество вещества гидроксида калия потребуется для взаимодействия с 1,02 г  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

65. Какой объем  $\text{CO}_2$  выделится, если прокалить 200 г  $\text{CaCO}_3$ , содержащего 15 % примесей?

66. Массовая доля воды в кристаллогидрате сульфата никеля (II) равна 44,8 %. Какое количество вещества воды содержит 1 моль кристаллогидрата?

67. К раствору, содержащему 16,2 г бромоводорода, добавили 6 г гидроксида натрия. Рассчитайте массу бромида натрия, который можно выделить из полученного раствора.

68. Рассчитайте массу газообразного водорода, который выделится, если растворить 4,5 г алюминия в соляной кислоте.

69. При взаимодействии с водой некоторого металла при нагревании образовался двухвалентный оксид этого металла массой 16,2 г и водород массой 0,4 г. Определите, какой металл был взят для реакции с водой

70. Раствор с массовой долей серной кислоты 44 % имеет плотность 1,34 г/мл. Рассчитайте количество вещества  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , которое содержится в 1 л такого раствора.

71. Определите массу оксида серы (VI), который надо растворить в 4 кг воды, чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 4,9 %.

72. Определите массу раствора с массовой долей серной кислоты 5 %, который потребуется для реакции с 4 г оксида меди (II).

73. Для полного растворения оксида магния массой 3,6 г потребовался раствор соляной кислоты массой 65,7 г. Вычислите массовую долю  $\text{HCl}$  в растворе кислоты.

74. Оксид кальция массой 2,8 г растворили в 200 г хлороводородной кислоты. Рассчитайте массовую долю хлорида кальция в полученном растворе.

75. К раствору нитрата свинца (II) массой 250 г прилили избыток раствора сульфида калия. Образовался осадок массой 47,8 г. Определите массовую долю нитрата свинца (II) в исходном растворе.

76. Рассчитайте массовые доли серы и оксида серы (VI) в серной кислоте и олеуме, предположив, что он имеет состав  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$ .

77. К 50 мл раствора с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  12 % (плотность 1,08 г/мл) добавили избыток раствора хлорида бария. Определите массу образовавшегося осадка.

78. Действием избытка серной кислоты на хлорид калия массой 14,9 г получили хлороводород, который поглотили 80 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 15 %. Определите, будет ли полученный раствор щелочным или кислым.

79. В раствор гидроксида калия (масса растворенного  $\text{KOH}$  равна 14 г) пропустили оксид углерода (IV) объемом 2,8 л (н. у.). Какая соль образуется при этом? Определите массу соли в полученном растворе.

80. Рассчитайте массу карбоната натрия, который образуется при пропускании оксида углерода (IV) количеством вещества 0,04 моль через раствор гидроксида натрия массой 40 г (массовая доля  $\text{NaOH}$  в растворе составляет 10 %).

Тесты по химии

### Вариант 1

1. Атом какого элемента легче всего отдает 1 электрон (e):

а)  ${}_{11}\text{Na}$ ; б)  ${}_{12}\text{Mg}$ ; в)  ${}_{13}\text{Al}$ ; г)  ${}_{14}\text{Si}$ ?

2. В результате ядерной реакции  ${}_{13}^{27}\text{Al} + {}_1^2\text{H} \rightarrow {}_2^4\text{He} + ?$  образуется изотоп:

а)  ${}_{12}^{25}\text{Mg}$ ; б)  ${}_{16}^{33}\text{S}$ ; в)  ${}_{14}^{29}\text{Si}$ ; г)  ${}_{13}^{25}\text{Al}$ .

3. Сколько электронов (e) у атома железа (Fe):

а) 56; б) 26; в) 8; г) 4?

4. Сколько молекул содержится в 0,5 моль вещества:

а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б)  $12,04 \cdot 10^{23}$ ; в)  $24,08 \cdot 10^{23}$ ; г)  $3,01 \cdot 10^{23}$ ?

5. Абсолютная температура (Т) кипения воды:

а) 0 °С; б) 273 К; в) 100 °С; г) 373 К.

6. Валентность железа (Fe) в соединении FeO составляет:

а) I; б) II; в) III; г) IV.

7. Составьте формулу соединения  $S^{+6}O_7$ :

а) 2; б) 3; в) 4; г) 5.

8. Восстановите схему реакции  $? + H_2O \rightarrow 2NaOH$ :

а) 2NaCl; б) 2Na; в)  $Na_2SO_4$ ; г)  $Na_2O$ .

9. С каким раствором вступает в реакцию раствор  $CuSO_4$ :

а) KCl; б)  $Na_2SO_4$ ; в) NaOH; г)  $HNO_3$ ?

10. Что обозначает запись  $4SO_2$ :

а) 4 атома серы, 4 атома кислорода; б) 4 молекулы оксида серы (IV);

в) 4 атома серы, 8 атомов кислорода; г) 4 атома серы, 4 молекулы кислорода?

11. Выберите металлы  $H_2$ , Li, Be, C, Cr,  $Na_2O$ , CuO,  $H_2SO_4$ , Ca, W, S,  $Cl_2$ , Ag, Hg

а)  $H_2$ , C, S,  $Cl_2$ , Cr, Be, Ca; б)  $Na_2O$ , CuO,  $H_2SO_4$ , Ca, W, S,  $Cl_2$ ;

в) Li, Be, C, Cr, Ca,  $Cl_2$ , Hg; г) Li, Be, Cr, Ca, W, Ag, Hg.

12. Выберите газы  $CO_2$ ,  $Na_2O$ ,  $H_2SO_4$ , Ca,  $O_2$ , S,  $Cl_2$ , Ag,  $SO_2$ , Hg,  $N_2O$ ,  $P_2O_5$ , He,  $CH_4$ ,  $H_2O$ :

а)  $CO_2$ ,  $Na_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,  $N_2O$ ,  $P_2O_5$ ,  $CH_4$ ,  $H_2O$ ; б)  $CO_2$ , Ca,  $O_2$ , S,  $Cl_2$ , Ag,  $SO_2$ ;

в)  $CO_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O$ , He,  $CH_4$ ; г) Ca,  $O_2$ , S,  $Cl_2$ , Ag, Hg, He

13. Сколько моль  $H_2$  содержится в 16 г  $H_2$ ?

а) 32 моль; б) 8 моль; в) 16 моль; г) 4 моль.

14. Чему равна относительная атомная масса железа  $A_r(Fe)$ , если масса 1 атома Fe  $93,13 \cdot 10^{-24}$  г, атомная единица массы  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г?

а) 56; б) 26; в) 36; г) 55.

15. Чему равна относительная молекулярная масса воды  $M_r(H_2O)$ ?

а) 3; б) 18; в) 10; г) 16.

16. Поставьте коэффициенты в уравнении реакции

$?Fe_2(SO_4)_3 + ?NaOH \rightarrow ?Fe(OH)_3 + ?Na_2SO_4$ :

а) 1, 6, 2, 3; б) 1, 3, 2, 3; в) 2, 6, 4, 3; г) 1, 3, 2, 4.

17. Найти относительную молекулярную массу  $M_r$  газа, если масса газа 5 г, объем 2 л, молярный объем  $V_m = 22,4$  л.

а) 28; б) 44,8; в) 564 г) 11,2.

18. Сколько граммов магния Mg в 40 г ортофосфата магния  $Mg_3(PO_4)_2$ ?

а) 11 г; б) 24 г; в) 12 г; г) 20 г.

19. Сколько граммов хлорида магния  $MgCl_2$  образуется при взаимодействии 18,25 г соляной кислоты HCl и 4 г оксида магния MgO ( $MgO +$

$+ 2HCl = MgCl_2 + H_2O$ )?

а) 9,5 г; б) 23,75 г; в) 47,5 г; г) 95 г.

20. Выберите оксиды  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $Na_2O$ ,  $H_2SO_4$ , Ca,  $O_2$ , S,  $Cl_2$ , Ag,  $SO_2$ , Hg,  $N_2O$ ,  $P_2O_5$ , He,  $CH_4$ ,  $H_2O$ :

а)  $CO_2$ ,  $Na_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,  $O_2$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O$ ; б)  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O$ ,  $P_2O_5$ ,  $H_2O$ ;

в)  $CO_2$ ,  $Na_2O$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O$ ,  $P_2O_5$ ,  $H_2O$ ; г)  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O$ , He,  $CH_4$ .

## Вариант 2

1. Атом какого элемента легче всего принимает 1 электрон:

а)  ${}_1H$ ; б)  ${}_9F$ ; в)  ${}_{18}Ar$ ; г)  ${}_{20}Ca$ ?

2. Закончите схему ядерной реакции  ${}_4^{9}Be + {}_2^4He \rightarrow {}_6^{12}C + ?$ , выбрав один из вариантов:

а)  ${}_1^1p$ ; б)  ${}_0^1n$ ; в)  ${}_1^2H$ ; г)  ${}_{-1}^0e$ .

3. Электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  имеет элемент:

а) K; б) Na; в) Li; г) F.

4. Сколько молекул содержится в 3 моль вещества:

а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б)  $12,04 \cdot 10^{23}$ ; в)  $18,06 \cdot 10^{23}$ ; г)  $3,01 \cdot 10^{23}$ ?

5. Температуре 0 °С соответствует абсолютная температура:

а) 298 К; б) 273 К; в) 1000 К; г) 323 К.

6. Валентность фосфора (P) в соединении  $P_2O_5$  составляет:

а) I; б) III; в) V; г) VII.

7. Составьте формулу соединения  $Fe^{+3}O_7$ :

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

8. Восстановите схему реакции  $? + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$ :

а) KOH; б) 2KOH; в)  $KHCO_3$ ; г)  $K_2O$ .

9. С каким раствором вступает в реакцию раствор  $Na_2SO_4$ :

а)  $Va(NO_3)_2$ ; б)  $Fe(NO_3)_3$ ; в)  $Fe(NO_3)_2$ ; г)  $KNO_3$ ?

10. Что обозначает запись  $10H_2O_2$ :

а) 10 молекул пероксида водорода; б) 10 молекул водорода, 10 молекул кислорода; в) 20 атомов водорода, 20 атомов кислорода; г) 10 молекул водорода, 20 атомов кислорода?

11. Выберите неметаллы H<sub>2</sub>, Li, Be, C, Cr, O<sub>2</sub>, W, S, Cl<sub>2</sub>, P, He:

а) H<sub>2</sub>, Be, Cr, O<sub>2</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, He; б) H<sub>2</sub>, C, O<sub>2</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, P, He;

в) Li, C, Cr, O<sub>2</sub>, W, S, Cl<sub>2</sub>; г) Cr, O<sub>2</sub>, W, S, Cl<sub>2</sub>, P, He.

12. Выберите твердые вещества CO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca, O<sub>2</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, Ag, SO<sub>2</sub>, Hg, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Au, CH<sub>4</sub>, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>:

а) Na<sub>2</sub>O, Ca, S, Ag, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Au, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>; б) CO<sub>2</sub>, Ca, O<sub>2</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, Ag, SO<sub>2</sub>;

в) CO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Au, CH<sub>4</sub>; г) Ca, O<sub>2</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, Ag, Hg, Au.

13. Сколько моль аммиака NH<sub>3</sub> содержится в 17 г NH<sub>3</sub>?

а) 34 моль; б) 8 моль; в) 17 моль; г) 1 моль.

14. Чему равна относительная атомная масса водорода A<sub>r</sub>(H), если масса 1 атома H  $1,67 \cdot 10^{-24}$  г, атомная единица массы  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г?

а) 1; б) 2; в) 3; г) 5.

15. Чему равна относительная молекулярная масса оксида углерода (IV) M<sub>r</sub>(CO<sub>2</sub>)?

а) 3; б) 44; в) 32; г) 16.

16. Поставьте коэффициенты ?Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + ?H<sub>2</sub> → ?Pb + ?...

а) H<sub>2</sub>O; 1, 4, 3, 4; б) Pb(OH)<sub>2</sub>; 1, 3, 2, 3; в) H<sub>2</sub>O; 2, 6, 4, 3; г) H<sub>2</sub>O; 1, 3, 2, 4.

17. Найдите относительную молекулярную массу M<sub>r</sub> газа, если масса газа 1,25 г, объем 1 л, молярный объем V<sub>m</sub> = 22,4 л.

а) 28; б) 44,8; в) 56; г) 11,2.

18. Сколько граммов фосфора P в 14,2 г оксида фосфора (V) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> ?

а) 11 г; б) 2,4 г; в) 6,2 г; г) 3,1 г.

19. Сколько граммов хлорида натрия NaCl образуется при взаимодействии 36,5 г соляной кислоты HCl и 40 г гидроксида натрия NaOH (HCl + NaOH = NaCl + H<sub>2</sub>O)?

а) 9,5 г; б) 23,75 г; в) 58,5 г; г) 95 г.

20. Выберите кислоты H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, HNO<sub>2</sub>, MgCl<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, AgOH, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, NaNO<sub>3</sub>, BaSO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O:

а) Na<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; б) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>2</sub>; в) Ca(OH)<sub>2</sub>, AgOH, Al(OH)<sub>3</sub>;

г) MgCl<sub>2</sub>, NaNO<sub>3</sub>, BaSO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O.

### Вариант 3

1. Атом какого элемента IA группы имеет максимальный радиус:

а) <sup>55</sup>Cs; б) <sup>87</sup>Fr; в) <sup>19</sup>K; г) <sup>3</sup>Li?

2. В результате ядерной реакции  $^{52}_{24}\text{Cr} + {}^1_0n \rightarrow ^{52}_{23}\text{V} + ?$  образуется:

а)  ${}^0_{-1}e$ ; б)  ${}^4_2\text{He}$ ; в)  ${}^1_1p$ ; г)  ${}^1_0n$ .

3. Атом стронция Sr имеет электронную формулу:

а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ;

в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ ; г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$ .

4.  $18,06 \cdot 10^{23}$  молекул составляют:

а) 0,5 моль; б) 1 моль; в) 2 моль; г) 3 моль.

5. Универсальная газовая постоянная (R) составляет:

а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б) 8,31; в) 22,4; г) 273.

6. Степень окисления хлора (Cl) в соединении NaClO составляет:

а) +1; б) -1; в) +3; г) +7.

7. Составьте формулу соединения  $\overset{\text{IV}}{\text{Si}}\text{O}_?$ :

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

8. Восстановите схему реакции  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow ? + 3\text{NaCl}$ :

а) Fe(OH)<sub>2</sub>; б) Fe(OH)<sub>3</sub>; в) FeCl<sub>2</sub>; г) H<sub>2</sub>O.

9. С каким раствором вступает в реакцию раствор AgNO<sub>3</sub>:

а) KI; б) C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>; в) NaNO<sub>2</sub>; г) KNO<sub>3</sub>?

10. Что обозначает запись 7SO<sub>3</sub>:

а) 7 атомов серы, 21 атом кислорода; б) 7 молекул оксида серы (VI);

в) 7 атомов серы, 7 молекул озона; г) 7 атомов серы, 3 молекулы кислорода?

11. Выберите жидкие вещества CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca, HNO<sub>3</sub>, S, Cl<sub>2</sub>, Ag, SO<sub>2</sub>, Hg, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Au, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>:

а) CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca, HNO<sub>3</sub>; б) Hg, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Au, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>;

в) CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, Au, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>; г) H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, Hg, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH.

12. Сколько моль гидроксида натрия NaOH содержится в 4 г NaOH?

а) 0,4 моль; б) 0,8 моль; в) 0,1 моль; г) 1 моль.

13. Чему равна относительная атомная масса урана A<sub>r</sub>(U), если масса 1 атома U  $396,67 \cdot 10^{-24}$  г, атомная единица массы  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г?

а) 239; б) 238; в) 300; г) 92.

14. Чему равна относительная молекулярная масса серной кислоты M<sub>r</sub>(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)?

а) 7; б) 98; в) 32; г) 16.

15. Поставьте коэффициенты  $?MnO_2 + ?Al \rightarrow ?Al_2O_3 + ?Mn$ :  
 а) 1, 4, 3, 1; б) 3, 4, 2, 3; в) 2, 6, 4, 3; г) 1, 3, 2, 4.
16. Найти массу 10 л метана  $CH_4$ , молярный объем  $V_m = 22,4$  л.  
 а) 2,8; б) 44,8; в) 7,14; г) 11,2.
17. Сколько граммов кислорода O в 40 г оксида меди (II)  $CuO$ ?  
 а) 8 г; б) 12 г; в) 16 г; г) 4 г.
18. Сколько граммов водорода  $H_2$  образуется при взаимодействии 108 г алюминия Al с серной кислотой  $H_2SO_4$  ( $2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$ )?  
 а) 12 г; б) 23,75 г; в) 58,5 г; г) 95 г.
19. Выберите основания  $H_2CO_3, Na_2O, H_2SO_4, Ca(OH)_2, HNO_2, MgCl_2, SO_2, AgOH, P_2O_5, Al(OH)_3, NaNO_3, BaSO_4, H_2O$ :  
 а)  $Na_2O, SO_2, P_2O_5$ ; б)  $H_2CO_3, H_2SO_4, HNO_2$ ;  
 в)  $Ca(OH)_2, AgOH, Al(OH)_3$ ; г)  $MgCl_2, NaNO_3, BaSO_4, H_2O$ .
20. Запишите уравнения реакций. Найдите X.  
 $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow X \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$   
 а)  $H_3PO_3$ ; б)  $K_3PO_4$ ; в)  $AlPO_4$ ; г)  $BaSO_4$ .

#### Вариант 4

1. Атом какого элемента VA группы имеет максимальный радиус:  
 а)  ${}^7N$ ; б)  ${}^{15}P$ ; в)  ${}^{33}As$ ; г)  ${}^{83}Bi$ ?
2. В результате ядерной реакции  ${}^{227}_{89}Ac \rightarrow {}^{223}_{87}At + ?$  образуется:  
 а)  ${}^0_{-1}e$ ; б)  ${}^4_2He$ ; в)  ${}^1_1p$ ; г)  ${}^1_0n$ .
3. Электронная формула имеет окончание  $\dots 3d^5 4s^2$  для элемента:  
 а) Cr; б) V; в) Mn; г) Co.
4. Молярный объем газа  $V_m$  при нормальных условиях (1 атм, 0 °C) составляет:  
 а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б) 8,31; в) 22,4; г) 273.
5. Абсолютной температуре 273 К соответствует:  
 а) 0 °C; б) 100 °C; в) 78 °C; г) 73 °C.
6. Степень окисления азота N в соединении  $HNO_3$  составляет:  
 а) -3; б) +3; в) +4; г) +5.
7. Составьте формулу соединения  $P_2 O_7^v$ :  
 а) 3; б) 4; в) 5; г) 6.
8. Какая реакция не идет:  
 а)  $SO_2 + H_2O \rightarrow \dots$ ; б)  $CO_2 + H_2O \rightarrow \dots$ ; в)  $SiO_2 + H_2O \rightarrow \dots$ ; г)  $P_2O_5 + H_2O \rightarrow \dots$ ?
9. С каким раствором вступает в реакцию раствор  $BaCl_2$ :  
 а)  $K_2SO_4$ ; б)  $KCl$ ; в)  $K_3PO_4$ ; г)  $KNO_3$ ?
10. Что обозначает запись  $2CO_2$ :  
 а) 2 атома углерода, 4 атома кислорода; б) 2 молекулы оксида углерода (IV); в) 2 атома углерода, 2 молекулы кислорода; г) 2 молекулы углерода, 2 молекулы кислорода?
11. Выберите молекулы H,  $CO_2, H_2SO_4, Ca, O_2, Cl, Ag, SO_2, Hg, N_2O, CH_4, Fe, H_2O, Au$ :  
 а) H, Ca, Cl, Ag, Hg, Fe, Au; б)  $CO_2, H_2SO_4, Ca, O_2, SO_2, CH_4, Au$ ;  
 в)  $CO_2, H_2SO_4, O_2, SO_2, N_2O, CH_4, H_2O$ ; г) H, Ca, Ag, Hg, Fe,  $H_2O, Au$ .
12. Сколько граммов гидроксида кальция  $Ca(OH)_2$  содержится в 0,5 моль  $Ca(OH)_2$ ?  
 а) 74; б) 40; в) 37; г) 100.
13. Какую массу имеет одна молекула оксида углерода (IV)  $CO_2$ ?  
 а)  $7,304 \cdot 10^{-23}$ ; б) 44; в)  $1,66 \cdot 10^{-24}$ ; г)  $6,02 \cdot 10^{23}$ .
14. Чему равна относительная молекулярная масса  $M_r$  нитрата меди (II)  $Cu(NO_3)_2$ ?  
 а) 127; б) 188; в) 321; г) 160.
15. Поставьте коэффициенты  $?KOH + ?Cl_2 \rightarrow ?KClO + ?KCl + ?H_2O$ :  
 а) 2, 1, 1, 1, 1; б) 3, 4, 2, 3, 1; в) 2, 1, 4, 3, 1; г) 2, 3, 2, 1, 1.
16. Найти объем хлора  $Cl_2$ , необходимый для получения 2,5 л  $HCl$ , молярный объем  $V_m = 22,4$  л.  
 а) 2,8; б) 44,8; в) 1,25; г) 11,2.
17. Сколько граммов воды  $H_2O$  в 250 г кристаллогидрата  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ?  
 а) 18 г; б) 125 г; в) 160 г; г) 90 г.
18. Сколько граммов оксида магния  $MgO$  образуется при взаимодействии 9 г магния Mg и 6 г кислорода  $O_2$  ( $2Mg + O_2 = 2MgO$ )?  
 а) 12 г; б) 15 г; в) 30 г; г) 5 г.
19. Выберите соли  $H_2CO_3, Na_2O, H_2SO_4, Ca(OH)_2, HNO_2, MgCl_2, SO_2, AgOH, P_2O_5, Al(OH)_3, NaNO_3, BaSO_4, H_2O$ :  
 а)  $Na_2O, SO_2, P_2O_5$ ; б)  $H_2CO_3, H_2SO_4, HNO_2$ ;  
 в)  $Ca(OH)_2, AgOH, Al(OH)_3$ ; г)  $MgCl_2, NaNO_3, BaSO_4$ .
20. Запишите уравнения реакций  
 $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$ :  
 а)  $+O_2, +H_2O, +HNO_3, +H_3PO_4$ ; б)  $+H_2O, +O_2, +HNO_3, +H_3PO_4$ ;  
 в)  $+H_2O, +H_2, +KNO_3, +H_3PO_4$ ; г)  $+O_2, +H_2O, +HNO_3, +AlPO_4$ .



### Вариант 5

- По химическим свойствам элемент радий (Ra) похож на:  
а) Cs; б) Ba; в) La; г) Fe.
- В результате ядерной реакции  ${}^{239}_{94}\text{Pu} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{242}_{96}\text{Cm} + ?$  образуется:  
а)  ${}^0_{-1}e$ ; б)  ${}^4_2\text{He}$ ; в)  ${}^1_1p$ ; г)  ${}^1_0n$ .
- Атом какого элемента имеет формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ :  
а) P; б) As; в) Si; г) Ge?
- Сколько молекул содержится в 2 моль вещества:  
а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б)  $12,04 \cdot 10^{23}$ ; в)  $18,06 \cdot 10^{23}$ ; г)  $3,01 \cdot 10^{23}$ ?
- Температура кипения этанола ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) составляет  $78^\circ\text{C}$ . Чему равна абсолютная температура  $T$  кипения этанола:  
а) 151 К; б) 251 К; в) 273 К; г) 351 К?
- Степень окисления марганца Mn в соединении  $\text{KMnO}_4$  составляет:  
а) -2; б) +4; в) +5; г) +7.
- Составьте формулу соединения  $\text{NO}_7^{\text{IV}}$ :  
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.
- В результате какой реакции можно получить гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :  
а)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ ; б)  $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ ;  
в)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ ; г)  $\text{AlCl}_3 + \text{NaNO}_3 \rightarrow \dots$ ?
- С каким веществом вступает в реакцию карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :  
а) NaOH; б)  $\text{H}_2\text{O}$ ; в) HCl; г)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ?
- Что обозначает запись  $\text{NH}_3$ :  
а) 1 атом азота, 3 атома водорода; б) 1 молекула азота, 3 молекулы водорода;  
в) 3 молекулы аммиака; г) 1 молекула аммиака?
- Выберите атомы H,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , Ca, O<sub>2</sub>, Cl, Ag,  $\text{SO}_2$ , Hg,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ , Fe,  $\text{H}_2\text{O}$ , Au:  
а) H, Ca, Cl, Ag, Hg, Fe, Au; б)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , Ca, O<sub>2</sub>,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ , Au;  
в)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , O<sub>2</sub>,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; г) H, Ca, Ag, Hg, Fe,  $\text{H}_2\text{O}$ , Au.
- Сколько граммов гидроксида меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  содержится в 5 моль  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ?  
а) 740; б) 487,5; в) 370; г) 100.
- Какую массу имеет один атом вольфрама W?  
а)  $3,054 \cdot 10^{-22}$ ; б) 184; в)  $1,66 \cdot 10^{-24}$ ; г)  $6,02 \cdot 10^{23}$ .
- Чему равна относительная молекулярная масса  $M_r$  нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ ?  
а) 170; б) 188; в) 321; г) 160.
- Поставьте коэффициенты  $? \text{ZnO} + ? \text{NaOH} \rightarrow ? \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + ? \text{H}_2\text{O}$ :  
а) 2, 1, 1, 1; б) 3, 4, 2, 3; в) 1, 2, 1, 1; г) 2, 3, 2, 1.
- Найти объем  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул кислорода  $\text{O}_2$ , молярный объем  $V_m = 22,4$  л  
а) 2,8; б) 44,8; в) 1,25; г) 11,2.
- Сколько моль серы S в  $1,204 \cdot 10^{23}$  атомах серы S?  
а) 0,25 моль; б) 0,2 моль; в) 0,15 моль; г) 0,1 моль.
- Сколько моль и сколько граммов воды  $\text{H}_2\text{O}$  образуется при сгорании 6 г водорода  $\text{H}_2$  в кислороде  $\text{O}_2$  ( $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ )?  
а) 3 моль, 54 г; б) 2 моль, 54 г; в) 3 моль, 36 г; г) 2 моль, 36 г.
- Выберите соли  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , CaO,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$ , CuOH,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlPO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ :  
а)  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlPO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ;  
в) CaO,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; г)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , CuOH,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ .
- Запишите уравнения реакций. Найдите X  
 $\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} (+ \text{H}_2\text{SO}_4) \rightarrow \text{X}$   
а)  $+\text{O}_2$ ,  $+\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; б)  $+\text{H}_2\text{O}$ ,  $+\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ;  
в)  $+\text{O}_2$ ,  $+\text{H}_2\text{O}$ , KCl; г)  $+\text{H}_2\text{O}$ ,  $+\text{O}_2$ , KOH.

### Вариант 6

- Атом какого элемента VIIA группы имеет минимальный радиус:  
а) I; б) Br; в) Cl; г) F?
- В результате ядерной реакции  ${}^{231}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{231}_{91}\text{Pa} + ?$  образуется:  
а)  ${}^0_{-1}e$ ; б)  ${}^4_2\text{He}$ ; в)  ${}^1_1p$ ; г)  ${}^1_0n$ .
- Электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  имеет элемент:  
а) O; б) S; в) Cl; г) F.
- 2 моль идеального газа при н. у. (1 атм,  $0^\circ\text{C}$ ) занимают объем:  
а)  $22,4 \text{ дм}^3$ ; б)  $44,8 \text{ дм}^3$ ; в)  $67,2 \text{ дм}^3$ ; г)  $11,2 \text{ дм}^3$ .
- Число Авогадро  $N_A$  составляет:  
а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б) 8,31; в) 22,4; г) 273.
- Валентность углерода в соединении CO составляет:

а) I; б) II; в) III; г) IV.

7. Составьте формулу соединения  $Zn^{+2}(OH)_?$ :

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

8. Какая реакция не идет:

а)  $Na + H_2O \rightarrow \dots$ ; б)  $Ca + H_2O \rightarrow \dots$ ; в)  $Ba + H_2O \rightarrow \dots$ ; г)  $Fe + H_2O \rightarrow \dots$ ?

9. С каким раствором вступает в реакцию раствор KCl:

а)  $Na_2SO_4$ ; б)  $Al(NO_3)_3$ ; в)  $Na_3PO_4$ ; г)  $AgNO_3$ ?

10. Что обозначает запись  $3O_2$ :

а) 6 атомов кислорода; б) 3 атома кислорода;

в) 2 молекулы озона; г) 3 молекулы кислорода?

11. Выберите металлы H,  $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ , Cu,  $O_2$ , Al, Hg, Na,  $CH_4$ , Fe,  $H_2O$ , Au:

а) H,  $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ , Cu,  $O_2$ , Fe; б) Hg, Na,  $CH_4$ , Fe,  $H_2O$ , Au;

в) Cu, Fe, Al, Hg, Na, Au; г)  $O_2$ , Fe, Al, Hg, Na, Au.

12. Сколько моль свинца Pb содержится в 68,5 г оксида свинца  $Pb_3O_4$ ?

а) 0,3 моль; б) 0,4 моль; в) 0,5 моль; г) 0,2 моль

13. Какую массу имеет один атом водорода H?

а)  $1,673 \cdot 10^{-24}$ ; б) 1,008; в)  $1,66 \cdot 10^{-24}$ ; г)  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

14. Чему равна относительная молекулярная масса  $M_r$  оксида серебра  $Ag_2O$ ?

а) 170; б) 188; в) 232; г) 260.

15. Поставьте коэффициенты  $?CaO + ?P_2O_5 \rightarrow ?Ca_3(PO_4)_2$ .

а) 3, 1, 1; б) 3, 2, 1; в) 1, 2, 1; г) 2, 3, 2.

16. Найти объем 2 моль хлора  $Cl_2$ , молярный объем  $V_m = 22,4$  л.

а) 2,8; б) 44,8; в) 1,25; г) 11,2.

17. Сколько моль углерода C в  $1,204 \cdot 10^{23}$  атомах углерода C?

а) 0,25 моль; б) 0,2 моль; в) 0,15 моль; г) 0,1 моль.

18. Сколько литров ацетилена  $C_2H_2$  сгорает, если образуется 20 л оксида углерода (IV)  $CO_2$  ( $2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$ )?

а) 10; б) 20; в) 30; г) 5.

19. Выберите основания  $H_2SO_3$ , CaO,  $H_2SiO_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $HNO_3$ ,  $HgCl_2$ ,  $CO_2$ , CuOH,  $N_2O$ ,  $Ga(OH)_3$ ,  $Mg(NO_3)_2$ ,  $AlPO_4$ ,  $H_2O$ :

а)  $HgCl_2$ ,  $Mg(NO_3)_2$ ,  $AlPO_4$ ; б)  $H_2SO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $HNO_3$ ;

в) CaO,  $CO_2$ ,  $N_2O$ ,  $H_2O$ ; г)  $Zn(OH)_2$ , CuOH,  $Ga(OH)_3$ .

20. Запишите уравнения реакций

$SnCl_2 \rightarrow Sn(OH)_2 \rightarrow K_2SnO_2 \rightarrow SnSO_4 \rightarrow Sn(OH)_2$ :

а)  $+NaOH$ ,  $+KOH$ ,  $+H_2SO_4$ ,  $+NaOH$ ; б)  $+NaOH$ ,  $+K_2O$ ,  $+H_2SO_4$ ,  $+NaOH$ ;

в)  $+NaOH$ ,  $+KOH$ ,  $+K_2SO_4$ ,  $+NaOH$ ; г)  $+NaOH$ ,  $+K_2O$ ,  $+K_2SO_4$ ,  $+NaOH$ .

## Вариант 7

1. Какой ион имеет наибольший радиус:

а)  $Ca^{2+}$ ; б)  $K^+$ ; в)  $Cl^-$ ; г)  $F^-$ ?

2. В результате ядерной реакции  ${}^{14}_7N + {}^4_2He \rightarrow {}^{17}_8O + ?$  образуется:

а)  ${}^0_{-1}e$ ; б)  ${}^4_2He$ ; в)  ${}^1_1p$ ; г)  ${}^1_0n$ .

3. Электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  имеет элемент:

а) Na; б) Ba; в) Be; г) Ca.

4.  $24,08 \cdot 10^{23}$  молекул вещества составляют:

а) 1 моль; б) 2 моль; в) 3 моль; г) 4 моль.

5.  $8,31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$  – это:

а) число Авогадро  $N_A$ ; б) молярный объем газа  $V_m$ ;

в) универсальная газовая постоянная R; г) молярная масса M.

6. Валентность углерода в соединении  $CO_2$  составляет:

а) I; б) II; в) III; г) IV.

7. Составьте формулу соединения  $Pb^{+4}O_?$ :

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

8. Водород  $H_2$  выделяется при реакции:

а)  $Zn + HNO_3 \rightarrow \dots$ ; б)  $Fe + HNO_3 \rightarrow \dots$ ;

в)  $Fe + HCl \rightarrow \dots$ ; г)  $S + H_2SO_4 \rightarrow \dots$ ?

9. С каким раствором вступает в реакцию раствор  $Na_2S$ :

а) KCl; б)  $BaCl_2$ ; в)  $NaNO_3$ ; г)  $FeCl_2$ ?

10. Что обозначает запись  $2H_2O$ :

а) 2 атома кислорода, 4 атома водорода; б) 2 молекулы воды; в) 2 молекулы водорода, 1 молекула кислорода; г) 2 молекулы водорода, 2 атома кислорода?

11. Выберите неметаллы  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ , Cu,  $O_2$ ,  $Cl_2$ , Hg,  $N_2$ , C, Fe,  $H_2O$ , Au:

а)  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ , Cu,  $O_2$ ; б) Hg,  $N_2$ , C, Fe,  $H_2O$ ; в)  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ , C;

г)  $O_2$ , Fe,  $Cl_2$ , Hg, Au.

12. Сколько моль железа Fe содержится в 23,2 г оксида железа  $Fe_3O_4$ ?

а) 0,3 моль; б) 0,4 моль; в) 0,5 моль; г) 0,2 моль.

13. Какую массу имеет один атом лития Li?

а)  $1,152 \cdot 10^{-23}$ ; б) 6,94; в)  $1,66 \cdot 10^{-24}$ ; г)  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

14. Чему равна относительная молекулярная масса  $M_r$  гидроксида натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ ?

а) 62; б) 18; в) 23; г) 60.

15. Поставьте коэффициенты  $? \text{ZnS} + ? \text{HCl} \rightarrow ? \text{ZnCl}_2 + ? \text{H}_2\text{S}$ :

а) 3, 1, 1, 2; б) 3, 2, 1, 2; в) 1, 2, 1, 1; г) 2, 3, 2, 1.

16. Найти объем 14,2 г хлора  $\text{Cl}_2$ , молярный объем  $V_m = 22,4$  л.

а) 2,8; б) 4,48; в) 1,25; г) 1,12.

17. Сколько моль азота  $\text{N}_2$  в  $1,204 \cdot 10^{23}$  молекулах азота  $\text{N}_2$ ?

а) 0,25 моль; б) 0,2 моль; в) 0,15 моль; г) 0,1 моль.

18. Сколько граммов соли  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  и воды  $\text{H}_2\text{O}$  образуется при прокаливании 61,6 г кристаллогидрата  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{H}_2\text{O}$ )?

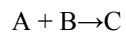
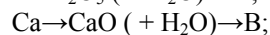
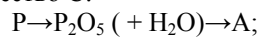
а) 400 г, 216 г; б) 40 г, 21,6 г; в) 20 г, 10,8 г; г) 5 г, 5,4 г.

19. Выберите кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuOH}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlPO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ :

а)  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlPO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ;

в)  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ; г)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CuOH}$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ .

20. Определите вещество С:



а)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; б)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; в)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; г)  $\text{CaSO}_4$ .

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – М. : Высшая школа, 1999. – 368 с.
2. Беляева, И.И. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии : учеб. пособие / И.И. Беляева, Е.И. Сутягин, В.Л. Шелепина. – М. : Просвещение, 1989. – 191 с.
3. Васильев, А.М. Сборник задач по аналитической химии / А.М. Васильев и др. – Казань : Изд-во Казанский университет, 1970. – 113 с.
4. Габриелян, О.С. Химия : пособие для школьников и поступающих в ВУЗы / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М. : Дрофа, 2006. – 703 с.
5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Н.Л. Глинка ; под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – Л. : Химия, 1985. – 264 с.
6. Дорохова, Е.Н. Задачи и вопросы по аналитической химии : практическое пособие / Е.Н. Дорохова, Г.В. Прохорова. – М. : Изд-во МГУ, 1997. – 189 с.
7. Кузьменко, Н.Е. 2400 задач по химии для школьников и поступающих в ВУЗы / Н.Е. Кузьменко. – М. : Химия, 2001. – 546 с.
8. Кузьменко, Н.Е. Сборник задач по химии 8 – 11 классы / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин – М. : Мир и Образование, 2003. – 640 с.
9. Кузьменко, Н.Е. Химия. Теория и задачи / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков. – М. : Мир и Образование, 2003. – 544 с.
10. Лидин, Р.А. Химия для школьников старших классов и поступающих в ВУЗы / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – М. : Дрофа, 2005. – 574 с.
11. Оганесян, Э.Т. Руководство по химии поступающим в ВУЗы : справочное пособие / Э.Т. Оганесян. – М. : Высшая школа, 1991. – 464 с.
12. Фельдман, Ф.Г. Химия : учебник для 8 – 11 кл. ср. школы / Ф.Г. Фельдман, Д.Е. Рудзитис. – М. : Просвещение, 1991.
13. Химия: справочные материалы / под ред. Ю.Д. Третьякова. – 3-е изд. – М. : Просвещение, 1993.
14. Хомченко, И.Г. Сборник задач и упражнений по химии / И.Г. Хомченко. – М. : Новая волна, 1997. – 221 с.
15. Хомченко, Г.П. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы / И.Г. Хомченко. – М. : Новая волна, 2006. – 480 с.

## оглавление

ВВЕДЕНИЕ .....	3
Задачи и упражнения .....	4
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ .....	5
Задачи и упражнения .....	9
2. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ .....	11
Задачи и упражнения .....	14
3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА .....	16
Задачи и упражнения .....	21
4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА .....	23
Задачи и упражнения .....	27
5. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ .....	28
Задачи и упражнения .....	35
6. РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ .....	40
Задачи и упражнения .....	52
7. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ...	57
Задачи и упражнения .....	63
ТЕСТЫ ПО ХИМИИ .....	68
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ .....	78