

**СБОРНИК
ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ
ПО ХИМИИ**

ISBN 5-7695-1101-X



СРЕДНЕЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАНИЕ
ЕВУ8

Ю. М. Брохин
В. И. Фролов

**СБОРНИК
ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ
ПО ХИМИИ**



ВОЛГА

Ю. М. ЕРОХИН, В. И. ФРОЛОВ

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ

(с дидактическим материалом)

*Допущено
Министерством образования Российской Федерации в качестве учебного пособия
для студентов учреждений среднего профессионального образования*

216794

216794

Москва

ACADEMA
2003



УДК 54(076.1)
ББК 24я723
Е782

Рецензенты:
зав. кафедрой общей и неорганической химии МГТУ им. А. Н. Косыгина,
проф. *Н. Н. Павлов*;
методист отдела содержания ИПР СПО Минобразования России
А. А. Овечкин

Ерохин Ю. М.

Е782 Сборник задач и упражнений по химии (с дидактическим материалом): Учеб. пособие для студ. сред. проф. учеб. заведений / Ю. М. Ерохин, В. И. Фролов. — М.: Издательский центр «Академия», 2003. — 304 с.

ISBN 5-7695-1101-X

Содержит вопросы, упражнения и задачи для усвоения теоретических вопросов программы по химии, примеры решения задач и выполнения упражнений.

Для студентов средних профессиональных учебных заведений; полезен также обучающимся на подготовительных курсах высших учебных заведений.

УДК 54(076.1)
ББК 24я723

© Ерохин Ю. М., Фролов В. И., 2003
© Издательство «Мастерство», 2003
© Оформление. Издательский центр «Академия», 2003

ISBN 5-7695-1101-X

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое учебное пособие составлено на основе действующей примерной программы по химии для студентов средних профессиональных учебных заведений на базе основного общего образования и включает два раздела: «Общая и неорганическая химия» и «Органическая химия».

Каждый параграф начинается с небольшого введения, в котором излагаются некоторые теоретические и практические вопросы. Приведены примеры решения задач и выполнения упражнений.

Для текущего контроля качества подготовки студентов к каждому параграфу составлены текстовые задания, состоящие из карт. Каждая карта содержит вопросы с вариантами ответов. Даны коды правильных ответов.

Разделы и главы пособия соответствуют учебнику «Химия», выпущенному Издательским центром «Академия».

Задачи и упражнения, отмеченные звездочкой, выполняются студентами, обучающимися на базе среднего (полного) общего образования.

Пособие может быть полезно для преподавателей общеобразовательных школ, лицеев, для лиц, поступающих в средние профессиональные учебные заведения и вузы.

Молярный объем (V_m) — это отношение объема газообразного вещества к количеству вещества в этом объеме при любых условиях:

$$V_m = \frac{V}{\nu(X)}.$$

При нормальных условиях (н.у.) объем 1 моль любого газа равен 22,4 л. Постоянная V_m , равная 22,4 л/моль, называется *молярным объемом газа* при нормальных условиях.

Относительная плотность газов (D) — это отношение масс равных объемов различных газов при одинаковых условиях (p , T одинаковы для обоих газов):

$$D = \frac{m_1}{m_2} \text{ при } V_1 = V_2.$$

При этих условиях, согласно закону Авогадро, в данных газах содержится одинаковое число молекул. Но массы взятых газов окажутся неодинаковыми, следовательно, они будут относиться друг к другу как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}} = D \text{ и } M_1 = M_2 D.$$

Если плотность измерена по водороду (D_{H_2}): $M_{r2} = 2$, то $M_{r1} = 2D_{H_2}$. Если плотность измерена по воздуху ($D_{возд}$): $M_{r2} = 29$, то $M_{r1} = 29D_{возд}$, где 29 — средняя молекулярная масса воздуха.

Задача 1. Какое количество вещества оксида меди(II) содержится в 120 г его массы?

Решение. Относительная молекулярная масса $M_r(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80$, следовательно, молярная масса $M(\text{CuO}) = 80$ г/моль.

Пользуясь соотношением $M = m/\nu$, находим количество вещества:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{120 \text{ г}}{80 \text{ г/моль}} = 1,5 \text{ моль}.$$

Задача 2. Определите массу гидроксида натрия количеством вещества 2 моль.

Решение. Молярная масса $M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$ г/моль. Масса вещества NaOH количеством 2 моль составляет $m = 80$ г.

Задача 3. Сколько атомов содержится в 5 моль фосфора?

Решение. Фосфор количеством вещества 1 моль содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, следовательно, фосфор количеством вещества 5 моль содержит $5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \approx 3 \cdot 10^{24}$ атомов.

Задача 4. Сколько молекул содержится в оксиде железа(III) массой 80 г?

Решение. Молярная масса вещества равна $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$ г/моль. Определяем количество вещества Fe_2O_3 в 80 г оксида:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{80 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

Исходя из того, что 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц, находим число молекул в 0,5 моль оксида железа(III): $0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{23}$.

Для расчетов объемов газов используются закон Авогадро и следствия из него. Закон Авогадро формулируется следующим образом:

в равных объемах газов при одних и тех же условиях содержится одинаковое число молекул.

Для определения объема газообразных веществ используют молярный объем V_m .

Задача 5. Определите объем диоксида серы(IV) SO_2 массой 16 г при нормальных условиях.

Решение. Молярная масса $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль, что составляет 16 г: $64 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$.

$V = V_m \nu$, откуда $V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 5,6 \text{ л}$.

Задача 6. Масса азота объемом 1 л при нормальных условиях равна 1,25 г. Определите относительную молекулярную массу азота.

Решение. На основании следствия из закона Авогадро находим массу 22,4 л N_2 :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ л } \text{N}_2 - 1,25 \text{ г} \\ 22,4 \text{ л } \text{N}_2 - x \text{ г} \end{array} \quad x = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 1,25 \text{ г}}{1 \text{ л}} = 28 \text{ г}.$$

Молярная масса азота составляет

$$M = \frac{m}{\nu} = \frac{28 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 28 \text{ г/моль}.$$

Задача 7. Рассчитайте относительную плотность сероводорода по аммиаку.

Решение. $M(\text{H}_2\text{S}) = 34$ г/моль, $M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль;

$$D_{\text{NH}_3} = \frac{34 \text{ г/моль}}{17 \text{ г/моль}} = 2.$$

Задача 8. Относительная плотность хлора по воздуху равна 2,448. Рассчитайте молярную массу хлора.

Решение. $M(\text{возд}) = 29$ г/моль; $D_{\text{возд}}(\text{Cl}_2) = 2,448$;

$$M(\text{Cl}_2) = 29 \text{ г/моль} \cdot 2,448 \approx 71 \text{ г/моль}.$$

ВОПРОСЫ

1. Перечислите основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Какое значение атомно-молекулярное учение имеет для химии?
3. Что такое атом, молекула?
4. Из каких атомов состоят молекулы: а) воды; б) оксида углерода(IV); в) соляной кислоты?
5. Что такое относительная атомная масса, относительная молекулярная масса?
6. В чем сходство и различие понятий «масса атома» и «относительная атомная масса»?
7. Что такое молярная масса вещества? В каких единицах она выражается?
8. Можно ли связать понятия «моль» и «постоянная Авогадро»?
9. Что такое молярный объем и в каких единицах он выражается?
10. Как формулируются следствия из закона Авогадро? Какие условия газового состояния называются нормальными?
11. Какая связь существует между равными объемами различных газов?
12. Какая связь между относительной молекулярной массой газа и относительной плотностью? Как находят плотность одного газа по отношению к другому?
13. Во сколько раз атом азота легче атомов кремния, железа, галлия, криптона?
14. Что называется плотностью газа по водороду?
15. Сколько молекул содержится в газе объемом $22,4 \text{ м}^3$, взятом при нормальных условиях?

ЗАДАЧИ

1. Определите массу: а) молекулярного кислорода количеством вещества 2 моль; б) молекулярного водорода количеством вещества 5 моль; в) атомарного азота количеством вещества 0,01 моль.
2. Рассчитайте количество вещества: а) азота массой 14 г; б) кислорода массой 48 г; в) железа массой 112 г; г) фосфора массой 31 г.
3. Определите массу: а) 0,1 моль NaOH ; б) 2 моль HCl ; в) 1 моль H_2SO_4 .
4. Какое количество вещества содержится: а) в 4,9 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) в 0,2 кг NaOH ; в) в 0,056 т KOH ?
5. Сколько молекул содержится: а) в NaCl массой 5,85 кг; б) в CuO массой 0,8 т; в) в Na_2CO_3 массой 106 кг?
6. Сколько молей содержится в 100 г следующих веществ при нормальных условиях: а) кислорода; б) брома; в) хлора; г) метана; д) аммиака?
7. Определите молекулярную массу газа, если 5 г его при нормальных условиях занимают объем 4 л.
8. Определите плотность по водороду и по воздуху паров следующих веществ: а) O_2 ; б) N_2 ; в) Cl_2 ; г) CO (молекулярную массу водорода принять равной 2, а воздуха — 29).

9. Определите, во сколько раз тяжелее воздуха: а) H_2S ; б) CO_2 ; в) HCl .
10. Плотность газа по кислороду равна 2. Определите плотность этого газа по водороду.
11. Чему равна масса газов объемом 1 м^3 при нормальных условиях: а) N_2 ; б) He ; в) SO_2 ?
12. Вычислите объем, занимаемый при нормальных условиях: а) 11 г CO_2 ; б) 4 г CH_4 ; в) 71 г Cl_2 ; г) 8 г O_2 .
13. Найдите молекулярную массу газа, если плотность его по гелию равна 20.
14. Чему равна относительная молекулярная масса газа, если масса 1 л, измеренная при нормальных условиях, равна: а) 0,0899 г; б) 1,4289 г; в) 1,2506 г; г) 1,96 г?
15. Вычислите массу смеси газов, состоящую из водорода объемом 11,2 л и азота объемом 8 л, взятых при нормальных условиях.
16. Газовая смесь объемом 1 м^3 содержит водород (массовая доля 25 %), кислород (массовая доля 25 %) и оксид углерода(IV) (массовая доля 50 %). Определите массу этой газовой смеси.
17. Газовая смесь содержит водород (объемная доля 35 %), оксид углерода(II) (объемная доля 30 %) и кислород (объемная доля 35 %). Определите массу этой смеси объемом 1 л.
18. Сколько молекул и сколько молей вещества содержится в 1 м^3 газа при нормальных условиях?
19. Определите массу атома калия, молекулы брома, молекулы воды, хлорида калия.
20. Какую массу имеют: а) 2 моль атомарного кислорода; б) 3 моль атомарного водорода; в) 0,01 моль атомарного хлора?
21. Сколько атомов кислорода содержится: а) в кислороде массой 32 г; б) в оксиде углерода(IV) массой 66 г; в) в оксиде серы(IV) массой 64 г?
22. Сколько молекул содержится в 1 л любого газа при нормальных условиях?
23. Какой объем занимают при нормальных условиях 10^{24} молекул кислорода, азота, хлора?
24. Плотность паров хлора по воздуху равна 2,44. Определите состав молекул хлора.
25. Сравните число атомов, содержащихся в хлоре и азоте массой по 10 г. В каком случае и во сколько раз число атомов больше?
26. Молекула вещества имеет массу, равную $16,27 \cdot 10^{-23}$ г. Определите молярную массу вещества.
27. Рассчитайте, во сколько раз молярная масса азотной кислоты больше молярной массы аммиака.
28. Вычислите массу азота количеством вещества $\frac{1}{4}$ моль.
29. Сколько молей вещества содержит хлорид натрия массой 234 г?
30. Какой массе ортофосфорной кислоты соответствует количество вещества 0,2 моль?
31. Определите относительную молекулярную массу газа, если известно, что этот газ объемом 1 л имеет массу 1,25 г, а 1 л воздуха — 1,29 г.
32. Какой объем займет оксид серы(IV) массой 9,6 г при нормальных условиях?

Решение. Обозначим число атомов азота в соединении через x , а число атомов кислорода — через y . Так как относительная атомная масса азота равна 14, а атома кислорода — 16, масса всех атомов азота, содержащихся в молекуле, будет равна $14x$, атомов кислорода — $16y$. Отношение этих масс выражает состав всего вещества. Этот же состав выражается соотношением 63,64 : 36,36.

Приравняв оба отношения, получаем пропорцию

$$14x : 16y = 63,64 : 36,36; \quad x : y = \frac{63,64}{14} : \frac{36,36}{16} = 4,54 : 2,27.$$

Чтобы выразить отношение $x : y$ целыми числами, делим оба члена отношения на меньший из них:

$$x : y = \frac{4,57}{2,27} : \frac{2,27}{2,27} = 2 : 1.$$

Таким образом, $x = 2$, а $y = 1$. В молекуле на каждые два атома азота приходится один атом кислорода. Получаем простейшую формулу N_2O .

Закон эквивалентов. Еще до создания атомно-молекулярного учения было установлено, что простые и сложные вещества вступают в химические реакции в определенных массовых соотношениях. В конце XVIII в. был открыт закон эквивалентов. Прежде чем сформулировать закон эквивалентов, дадим определение понятий: эквивалент, фактор эквивалентности, число эквивалентности, количество вещества эквивалента, молярная масса эквивалента.

Эквивалент — это условная, или реальная, частица вещества X (часть молекулы, иона и др.), которая в кислотно-основной реакции равноценна по химическому действию одному иону водорода или в окислительно-восстановительной реакции одному электрону.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}(X)$ — число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции:

$$f_{\text{экв}}(X) = \frac{1}{z}.$$

Число эквивалентности z — переменная величина, зависящая от состава вещества или от конкретной химической реакции, в которую вступает данное вещество.

Число эквивалентности для атома элемента A в соединении соответствует значению его степени окисления (с.о.)

$$z = |\text{с.о.}|, \text{ тогда } f_{\text{экв}}(A) = \frac{1}{\text{с.о.}}.$$

Число эквивалентности кислоты соответствует ее основности в данной реакции, т.е. числу ионов водорода (n_{H^+}), замещенных на ионы металла $z = n_{H^+}$, тогда $f_{\text{экв}}(\text{кислоты}) = \frac{1}{n_{H^+}}$, таким же образом определяется число эквивалентности для кислых солей.

Число эквивалентности основания соответствует его кислотности в данной реакции, т.е. числу гидроксид-ионов (n_{OH^-}), замещенных на

ионы кислотных остатков $z = n_{OH^-}$, тогда $f_{\text{экв}}(\text{основания}) = \frac{1}{n_{OH^-}}$, аналогично определяется число эквивалентов для основных солей. Число эквивалентности вещества X , участвующего в окислительно-восстановительной реакции, соответствует числу отданных или принятых им электронов

$$z = n\bar{e}, \text{ тогда } f_{\text{экв}}(X) = \frac{1}{n}.$$

Количество вещества эквивалента $\left[v\left(\frac{1}{z}X\right) \right]$ — количество вещества, в котором частицами являются эквиваленты. Выражается в молях, как и любое количество вещества:

$$v\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)}.$$

Молярная масса эквивалента вещества X — $M(f_{\text{экв}}(X)X)$, или $M\left(\frac{1}{z}X\right)$, — масса вещества количеством один моль эквивалентов, равная произведению эквивалентности на молярную массу вещества:

$$M(f_{\text{экв}}(X)X) = f_{\text{экв}}(X)M(X) \text{ или } M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{1}{z}M(X).$$

Молярный объем эквивалента газообразного вещества — объем вещества количеством один моль эквивалентов $V_m\left(\frac{1}{z}X\right)$.

Закон эквивалентов — массы реагирующих веществ относятся между собой как их молярные массы эквивалентов (молярные объемы эквивалентов):

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(\frac{1}{z_1} X_1)}{M(\frac{1}{z_2} X_2)}; \quad \frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{V_m(\frac{1}{z_1} X_1)}{V_m(\frac{1}{z_2} X_2)}.$$

Задача 5. Определите молярную массу эквивалента металла, если в его оксиде массовая доля кислорода 60 %.

Решение. Из условия задачи следует, что на 60 массовых частей кислорода приходится 40 массовых частей металла. Молярная масса эквивалента кислорода

$$M(\frac{1}{z} O) = \frac{1}{2} 16 = 8 \text{ г/моль}.$$

По закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(O)} = \frac{M(\frac{1}{z} \text{Me})}{M(\frac{1}{z} O)}; \quad M(\frac{1}{z} \text{Me}) = \frac{m(\text{Me})M(\frac{1}{z} O)}{m(O)} = \frac{40 \cdot 8}{60} = 5,3 \text{ г/моль}.$$

Задача 6. Металл, молярная масса эквивалента которого равна 12, вытесняет из кислоты водород объемом 0,56 л, измеренным при нормальных условиях (н. у.). Определите массу металла.

Решение. По закону эквивалентов,

$$\frac{m(\text{Me})}{V(\text{H})} = \frac{M(\frac{1}{z} \text{Me})}{V_m(\frac{1}{z} \text{H})}.$$

Молярный объем эквивалента водорода

$$V_m(\frac{1}{z} \text{H}) = 11,2 \text{ л/моль}.$$

Следовательно,

$$m(\text{Me}) = \frac{V(\text{H})M(\frac{1}{z} \text{Me})}{V_m(\frac{1}{z} \text{H})} = \frac{0,56 \text{ л} \cdot 12 \text{ г/моль}}{11,2 \text{ л/моль}} = 0,6 \text{ г}.$$

Задача 7. Вычислите молярную массу эквивалента металла(II) и его молярную массу, если известно, что при взаимодействии этого металла массой 8 г с кислотой выделяется водород объемом 4,48 л (н. у.).

Решение. По закону эквивалентов,

$$\frac{m(\text{Me})}{V(\text{H})} = \frac{M(\frac{1}{z} \text{Me})}{V_m(\frac{1}{z} \text{H})};$$

$$M(\frac{1}{z} \text{Me}) = \frac{m(\text{Me})V_m(\frac{1}{z} \text{H})}{V(\text{H})} = \frac{8 \text{ г} \cdot 11 \text{ л/моль}}{4,48 \text{ л}} = 20 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса эквивалента металла связана с его молярной массой соотношением

$$M(\frac{1}{z} X) = \frac{M(X)}{z},$$

где z — степень окисления металла.

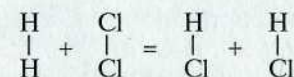
Так как степень окисления металла равна двум, то

$$M(X) = M(\frac{1}{z} X)z = 20 \text{ г/моль} \cdot 2 = 40 \text{ г/моль}.$$

Закон сохранения массы вещества. Закон сохранения массы вещества, который был открыт русским ученым М. В. Ломоносовым в 1748 г., в настоящее время читается так:

масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения массы веществ объясняется тем, что при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего. Общее число атомов до реакции и после реакции не изменяется. А так как атомы имеют постоянную массу, то это и приводит к сохранению массы вещества после реакции. При химических реакциях происходит только рекомбинация (перегруппировка) атомов, их переход из одних веществ в состав других. Например:



Таким образом, при химических реакциях одни молекулы превращаются в другие, но число атомов и их общая масса не изменяются.

ВОПРОСЫ

1. Сформулируйте закон постоянства состава вещества.
2. Кем и когда был сформулирован закон сохранения массы вещества?

3. Как на практике используются законы постоянства состава и сохранения массы вещества?

4. Что выражает химическая формула?

5. Что выражает химическое уравнение?

6. Дайте определение понятия «эквивалент».

7. Дайте определение, что такое эквивалент элемента.

8. Приведите формулу математического выражения закона эквивалентов: а) только для твердых веществ; б) для твердых и газообразных веществ.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Вычислите массовую долю (в %) кислорода в следующих соединениях: а) HNO_3 ; б) Ag_2O ; в) KOH ; г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

2. Определите массовую долю (в %) азота: а) в NH_4OH ; б) в NH_4NO_3 ; в) в N_2O .

3. Вычислите массовую долю (в %) следующих веществ: а) NaOH ; б) CO_2 ; в) KHCO_3 ; г) FeOHSO_4 ; д) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

4. В каком количестве вещества Na_2SO_4 содержится: а) натрия массой 24 г; б) серы массой 96 г; в) кислорода массой 128 г?

5. Сколько граммов кислорода содержится в 120 г: а) MgO ; б) NaOH ; в) FeSO_4 ?

6. Сколько граммов железа находится в 5 моль: а) Fe_2O_3 ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; в) FeSO_4 ?

7. Руда имеет следующий состав: Fe_2O_3 (массовая доля 80 %), FeS_2 (10 %), FeAsS (10 %). Сколько железа содержится в руде массой 100 кг?

8. Определите массу фосфора: а) в апатите $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ массой 1 т, содержащем примеси (массовая доля 10 %); б) в суперфосфате массой 100 г, содержащем $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ (95 %); в) в преципитате массой 5 т, содержащем $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (98 %).

9. Руда содержит 70 % CoAsS . Какая масса Co содержится в руде массой 1 т?

10. В каком количестве вещества сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ находится: а) алюминия массой 108 г; б) серы массой 288 г; в) кислорода массой 96 г?

11. Выведите простейшую формулу вещества, содержащего: Na (массовая доля 43,2 %), C (11,3 %), O (45,5 %).

12. Выведите формулу кристаллогидрата, содержащего Mg (массовая доля 9,8 %), S (13 %), O (26 %), H_2O (51,2 %).

13. Найдите простейшую формулу гипосульфита натрия, если состав этого соединения следующий: натрия (массовая доля 29,1 %), серы (40,5 %), кислорода (30,4 %).

14. Выведите формулу минерала, содержащего ZnO (массовая доля 73 %), SiO_2 (27 %).

15. Вычислите молярную массу эквивалента серы в соединении, содержащем H (массовая доля 5,92 %), S (массовая доля 94,08 %).

16. Вычислите молярную массу эквивалента серы, если известно, что при сгорании серы массой 5 г получится оксид серы(IV) SO_2 массой 10 г.

17. Определите молярную массу эквивалента элемента, если в его оксиде массовая доля кислорода 39,7 %.

18. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что металл массой 6 г вытеснил из кислоты при нормальных условиях водород массой 0,5 г.

19. Определите эквиваленты металлов в соединениях AgNO_3 , K_2SO_4 , FeCl_3 , PbO , NaHCO_3 .

20. Определите молярную массу эквивалента металла, если при взаимодействии металла массой 3,6 г с хлором получена соль массой 14,1 г (эквивалент хлора считать равным 35).

21. Вычислите валентность золота в соединении следующего состава: массовая доля Au 64,9 %, Cl — 35,1 %.

22. Определите валентность углерода в соединении с массовой долей углерода 42,85 % и кислорода 57,15 %.

23. Какое количество вещества эквивалента содержится в образцах: а) магния массой 60 г; б) натрия массой 230 г; в) алюминия массой 108 г?

24. Для сгорания металла массой 4 г требуется кислород объемом 2,24 л при нормальных условиях. Определите молярную массу эквивалента этого металла.

25. Кислород массой 0,54 г соединяется с четырехвалентным металлом массой 2 г. Какой это металл?

26. При сгорании трехвалентного металла массой 11,2 г образовался оксид массой 16 г. Какой был взят металл?

27. Масса водорода объемом 1 л равна 0,09 г. Сколько литров водорода расходуется при сгорании кальция массой 5 г?

28. Сколько граммов водорода выделится при растворении в хлороводородной кислоте металла массой 20 г с молярными массами эквивалентов: а) 20; б) 12; в) 23; г) 9 г/моль?

29. Эквивалент четырехвалентного элемента равен трем. Какая массовая доля кислорода содержится в его высшем оксиде?

30. Назовите элемент, который образует с водородом газообразное соединение с массовой долей водорода 2,47 %.

31. При окислении щелочно-земельного металла массой 2,25 г образуется оксид массой 6,25 г. Назовите этот металл.

32. Оксид металла содержит массовую долю кислорода 17,2 %, а соединение этого же металла с иодом — массовую долю иода 6,51 %. Определите молярную массу эквивалента иода.

33. Вычислите валентность хрома в оксиде с массовой долей хрома 68,42 % и массовой долей кислорода 31,58 %.

34. Сколько граммов оксида алюминия образуется при окислении: а) алюминия массой 0,54 г; б) алюминия количеством вещества 4 моль?

35. Сколько граммов кислорода требуется для полного сжигания (до CO_2 и H_2O) следующих веществ массой 10 г: а) метана CH_4 ; б) этилена C_2H_4 ; в) ацетилена C_2H_2 ?

36. Какой объем воздуха (при н.у.) нужен для сжигания серы массой 4 г до SO_2 (содержание кислорода в воздухе принять равным $1/5$ по объему)?

37. Сколько граммов гидроксида натрия требуется для превращения сульфата меди(II) массой 16 г в гидроксид меди(II)?

38. Сколько литров кислорода, взятого при нормальных условиях, расходуется при сжигании алюминия массой 9 г?
39. Сколько граммов хлорида натрия получится при взаимодействии гидроксида натрия массой 6 г с соляной кислотой массой 59 г?
40. Сколько тонн воды вступит в реакцию с известью массой 20 т с массовой долей оксида кальция 80 %?
41. Сколько литров CO_2 образуется при взаимодействии углерода массой 4 г с кислородом объемом 11,2 л (н.у.)? Избыток какого вещества и в каком количестве останется после реакции?
42. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой (н.у.)?
43. Сколько литров CO_2 (н.у.) надо пропустить в раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$, чтобы получить: а) карбоната кальция CaCO_3 количеством вещества 0,5 моль; б) CaCO_3 массой 200 г; в) CaCO_3 массой 1 т?
44. Сколько литров CO_2 (при н.у.) может быть получено при сжигании угля массой 5 т, содержащего массовую долю углерода 95 %?
45. При растворении в серной кислоте цинка массой 15 г был получен водород объемом 4,5 л при нормальных условиях. Определите массовую долю примесей (в %).
46. Сколько литров CO образуется в газогенераторе из кокса массой 1 кг, содержащего массовую долю углерода 90 %? Какой объем кислорода потребуется для этого?
47. Напишите истинные формулы различных веществ, имеющих одинаковую простейшую формулу, состав которых в массовых долях (%) 87,5 С и 14,3 Н. Плотность по воздуху этих веществ соответственно равна 1,45; 1,93; 1,89; 3,38.
48. Выведите истинную формулу вещества, состоящего из атомов водорода, углерода и кислорода с массовым соотношением 1 : 6 : 4 и с плотностью по водороду, равной 22.
49. Выведите истинную формулу вещества с массовой долей углерода 80 % и водорода 20 %. При нормальных условиях 1 л этого газа имеет массу 1,34 г.
50. Вычислите массовую долю (в %) металла в следующих соединениях: а) Fe_2O_3 ; б) $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; в) Fe_3O_4 ; г) FeCO_3 .
51. Вычислите молярную массу эквивалента свинца, если массовая доля его в оксидах: а) 92,87 %; б) 86,61 %.
52. Вычислите молярную массу эквивалента металла в соединениях, если массовая доля хлора: а) 14,80 %; б) 34,26 %.
53. Определите молярную массу эквивалента железа в оксиде, если семь массовых частей железа соединяются с двумя массовыми частями кислорода.
54. Определите молярную массу эквивалента цинка, если при растворении цинка массой 10 г в кислоте выделяется водород объемом 3,43 л.
55. Сколько молей оксида алюминия образуется при сжигании в кислоте алюминия массой 51 г?
56. Сколько молей оксида цинка получится при сжигании цинка в кислороде объемом 5,6 л при нормальных условиях?
57. Сколько граммов и какого вещества останется в избытке в результате реакции между оксидом магния массой 4 г и серной кислотой массой 10 г?

§ 3. Строение атома. Радиоактивность. Изотопы

В середине XIX в. большинство ученых признавали реальное существование атомов. Но понятие о них было неправильное (метафизическое).

Лишь в конце XIX в. были сделаны открытия, показавшие сложность строения атомов. Первыми обнаруженными в атоме частицами были электроны.

В 1896 г. А. Беккерель обнаружил, что соединения урана обладают способностью испускать невидимые лучи, действующие на фотографическую пластинку, завернутую в черную бумагу.

М. Склодовская-Кюри и П. Кюри, продолжая исследования Беккереля, в 1898 г. открыли в урановой руде два новых элемента — радий и полоний, обладающих очень большой активностью излучения. Они установили, что этим свойством обладают и другие элементы, находящиеся в VII периоде системы Д. И. Менделеева (торий, актиний).

Самопроизвольный распад атомов элементов, сопровождающийся испусканием излучения, называется радиоактивностью (от лат. «радиус» — луч и «актиус» — действенный).

α -Лучи отклоняются в сторону отрицательного полюса и представляют собой поток частиц, заряженных положительным электричеством. Масса α -частиц 4 у.е.

β -Лучи отклоняются в сторону положительного полюса и представляют собой поток отрицательно заряженных частиц — электронов.

γ -Лучи не отклоняются в электрическом поле. По своей природе они подобны световым лучам, но в отличие от них характеризуются очень малой длиной волны. γ -Лучи обладают исключительно большой способностью проникать через различные вещества, непроницаемые для обычных световых лучей.

Исследованиями М. Склодовской-Кюри и другими учеными было установлено, что при радиоактивном распаде радия образуются гелий и неизвестный в то время элемент радон с порядковым номером 222. Таким образом, новые открытия доказали, что атом является сложной системой и состоит из более простых частиц.

Электроны выделяются из самых различных веществ. Отсюда было сделано заключение, что они являются составной частью всех элементов. Но так как электроны заряжены отрицательно, а атом в целом электронейтрален, то, очевидно, внутри атома находится положительно заряженная часть, которая своим зарядом компенсирует отрицательный заряд электронов.

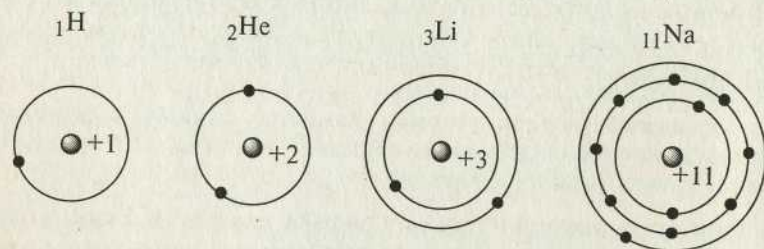
Экспериментальные данные о наличии положительно заряженного ядра и его расположении в атоме были получены английским

ученым Э. Резерфордом совместно с учениками при исследовании движения α -частиц в газах и других веществах.

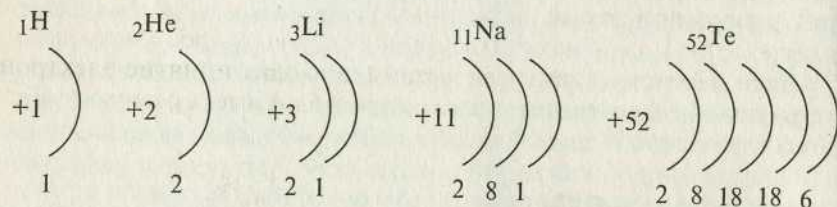
На основе экспериментальных работ Резерфорд в 1911 г. высказал гипотезу о планетарном строении атома. Согласно этой гипотезе, атом представляет собой систему из очень малого по размерам ядра ($10^{-12} - 10^{-13}$ см), по круговым орбитам которого движется такое число электронов, что они своим отрицательным зарядом нейтрализуют положительный заряд ядра.

Датский ученый Н. Бор в 1913 г. на основе квантовой теории излучения М. Планка развил квантовую теорию строения атома. В основу своей теории Бор положил следующие постулаты: электрон может двигаться вокруг ядра атома не по любым орбитам, а только по вполне определенным, дозволенным.

Схема атомов по Бору будет иметь следующий вид:



Обозначая орбиту дугой, а число электронов цифрами, схемы атомов по Косселю можно изобразить так:



При движении электрона по этим дозволенным орбитам атом не излучает энергии, излучение и поглощение энергии происходит при переходе электрона с одной орбиты на другую. При этом энергия излучается порциями, или квантами, каждому из которых соответствует определенная частота.

Положению электрона на каждой из стационарных орбит соответствует определенный запас энергии. Когда электрон движется по первой орбите, прочность его связи с ядром максимальная, а запас энергии минимальный. Такое состояние атома называют *нормальным*.

Если подвести энергию к атому, то электрон переместится на одну из более удаленных орбит, при этом прочность связи его с ядром уменьшится, а запас энергии атома увеличится. Такое состояние атома называют *возбужденным*.

Для характеристики орбиты Бор ввел квантовое число, впоследствии получившее название *главного* (n). Число орбит элемента определяется номером периода. Так как периодов семь, различают 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7-й уровни энергии, которые называют также квантовыми слоями и обозначают соответственно K, L, M, N, O, P, Q . Общее число электронов в квантовом слое (энергетическом уровне) соответствует формуле $N = 2n^2$, где n — номер слоя.

У элементов главных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно номеру группы.

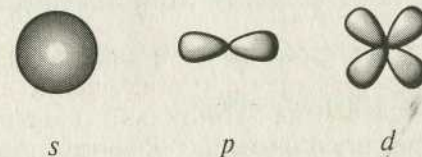
У элементов побочных подгрупп число электронов на последнем слое равно 2 (исключение составляют $\text{Cu}, \text{Ag}, \text{Au}, \text{Nb}, \text{Mo}, \text{Cr}, \text{Ru}, \text{Rh}, \text{Pt}$ — 1 электрон, у Pd — 0).

Теорию Бора развили немецкие физики А. Зоммерфельд (1915 — 1916) и В. Гейзенберг (1927).

В основе нового квантово-механического подхода к строению атома лежало два основных постулата: 1) электрон можно рассматривать как частицу, которая при движении проявляет волновые свойства; 2) электрон может находиться на любом расстоянии от ядра, однако вероятность его пребывания в разных местах атома различна.

Развитие волновой механики привело к отказу от прежних представлений об определенных электронных орбитах. Если в теории Бора — Зоммерфельда орбита рассматривалась как линия, то квантовая механика вводит понятие пространственной орбиты (орбитали), представляя ее как определенную совокупность положений электрона в атоме.

Электрон может находиться в любой точке пространства вокруг ядра. Поэтому квантовая механика вводит понятие электронного облака. Электронное облако (орбиталь) имеет разную геометрическую форму:



Для атомных орбиталей приняты следующие обозначения: s, p, d, f .

Атомы различных элементов характеризуются определенным зарядом ядра и равным ему числом электронов, которые находятся на определенных энергетических уровнях. Энергетические уровни характеризуются *главным квантовым числом* n , которое показывает удаленность электронного слоя от ядра и средний запас энергии электронов в этом слое: чем больше значение n , тем больше электронное облако и энергия электрона.

Энергетические уровни состоят из определенного числа подуровней: первый уровень — из одного подуровня, второй — из двух, третий — из трех и т.д. Подуровень характеризует *побочное* (или *орбитальное*) квантовое число l . Оно определяет форму электронного облака и показывает запас энергий электрона в подуровне. Подуровни имеют буквенное и числовое обозначения:

s	p	d	f
0	1	2	3

В одном подуровне может содержаться несколько электронных облаков (орбиталей) одной и той же формы, но различно расположенных в пространстве. Каждое положение в пространстве электронного облака условно обозначается ячейкой $\square$. Число ячеек определяется магнитным квантовым числом m_l :

подуровень s состоит из $1s$ орбитали и 2 электронов (s^2);

подуровень p состоит из $3p$ орбиталей и 6 электронов (p^6);

подуровень d состоит из $5d$ орбиталей и 10 электронов (d^{10});

подуровень f состоит из $7f$ орбиталей и 14 электронов (f^{14}).

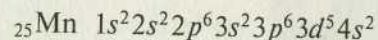
Число электронов на орбитали определяется четвертым квантовым числом — *спиновым* (обозначается s). Оно показывает собственное вращение электрона. На орбитали (в квантовой ячейке) может находиться не более двух электронов.

Строение электронной оболочки атомов и ионов изображают электронной или электронно-графической формулой.

Электронная формула показывает распределение электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням, где уровни обозначают цифрами 1, 2, 3, 4, ..., подуровни — буквами s, p, d, f . Верхний правый индекс обозначает число электронов на подуровне.

Электронно-графическая формула изображает атом элемента в виде совокупности орбиталей или квантовых ячеек.

На примере марганца покажем написание электронной



и электронно-графической формул

	s		p		d		f
$n=1$	$\uparrow\downarrow$						
$n=2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$			
$n=3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$
$n=4$	$\uparrow\downarrow$						

Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям определяется тремя основными положениями:

принципом Паули, который устанавливает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел;

принципом наименьшей энергии: последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией;

правилом Хунда, согласно которому определяется порядок заполнения орбиталей. Орбитали в пределах энергетического подуровня сначала заполняются все по одному электрону, затем их занимают вторые электроны.

Английский физик Д. Н. Чедвиг (1932) установил наличие лучей, представляющих собой поток электронейтральных частиц, названных впоследствии *нейтронами*. На основании тщательного изучения ядерных реакций советские физики Д. Д. Иваненко, Е. П. Гапон и одновременно немецкий физик В. Гейзенберг предложили *протонно-нейтронную теорию* строения атомного ядра. Согласно этой теории, атомные ядра состоят из протонов и нейтронов. Оба вида частиц, объединяемых под общим названием нуклоны, обладают почти одинаковой массой, равной 1 а.е.м.

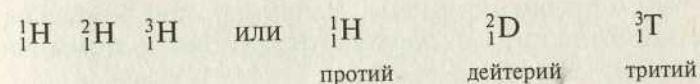
Так как практически вся масса атома сосредоточена в ядре, можно считать, что массовое число — округленная относительная атомная масса, A равно сумме протонов $N(p)$ и нейтронов $N(n)$:

$$A = N(p) + N(n).$$

Число нейтронов в ядре равно разности между массовым числом и числом протонов:

$$N(n) = A - N(p).$$

Так, атомы водорода имеют массовые числа 1, 2, 3:



Ядра всех атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, ядро протия состоит из 1 протона, ядро дейтерия — из 1 протона и 1 нейтрона, ядро третия — из 1 протона и 2 нейтронов.

Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называют *изотопами**.

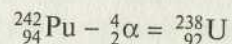
* Атомы, имеющие одинаковые массовые числа, но разные заряды ядер, называют *изобарами*. Ядра изобар содержат разные числа протонов, следовательно, несут различный заряд, а поэтому занимают различные места в Периодической системе Д. И. Менделеева.

В Периодической системе элементов Д. И. Менделеева атомная масса элемента указывается как средняя величина массовых чисел всех его изотопов, взятых в процентном отношении, отвечающем их распространенности в природе.

Атомы различных изотопов одного и того же химического элемента наряду с разными ядерными свойствами имеют одинаковое строение электронной оболочки, поэтому химические и физические свойства изотопов почти одинаковы. Изотопы занимают одно и то же место в Периодической системе.

Превращения изотопов могут быть изображены в виде ядерных реакций. В уравнениях реакций у символа элемента верхний индекс соответствует массовому числу, а нижний — заряду ядра атома.

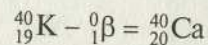
Например, уравнение ядерной реакции превращения $^{242}_{92}\text{Pu}$ в уран в результате потери α -частицы имеет следующий вид:



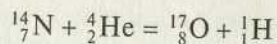
Превращения изотопов происходят в соответствии с законом смещения:

если атомное ядро изотопа элемента теряет α -частицу, то при этом образуется ядро изотопа нового элемента с массовым числом меньше на 4 единицы и с зарядом на 2 единицы меньше, т.е. элемент смещается в Периодической системе на две клетки влево.

Если атомное ядро изотопа элемента теряет β -частицу, то смещается на одно место вправо, т.е. заряд ядра увеличивается на единицу, массовое число при этом не изменяется. Например,



В ядерных превращениях сумма масс и сумма зарядов в левой и правой частях уравнения равны. Например, при бомбардировке атомов азота α -частицами образуются протоны и атомы изотопа кислорода $^{17}_8\text{O}$:



Сумма верхних индексов в левой части (14 + 4) равна сумме индексов правой части данного уравнения (1 + 17). То же относится к сумме нижних индексов: 7 + 2 = 1 + 8 — уравнение удовлетворяет правилу равенства сумм индексов.

Задача 1. Хлор имеет изотопы с массовыми числами 35 и 37. Укажите для каждого изотопа порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра. Определите массовую долю в нем изотопа с массовыми числами 35 и 37, приняв атомную массу хлора 35,453.

Решение. Изотопы хлора имеют одинаковый порядковый номер 17, следовательно, и одинаковый заряд ядра — 17 протонов, а так как атом электронейтральный, то 17 электронов. Согласно протонно-нейтронной теории, у изотопа хлора $^{35}_{17}\text{Cl}$ будет 18 нейтронов (35 — 17), а у изотопа с массовым числом 37 — 20 нейтронов (37 — 17). Если обозначить массовую долю (в %) изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$ в природном хлоре через x , а изотопа $^{37}_{17}\text{Cl}$ — через (100 — x), то можно составить уравнение

$$\frac{35x + 37(100 - x)}{100} = 35,453, \text{ откуда } x = 77,4 \%$$

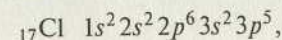
Следовательно, хлор содержит 77,4 % изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$ и 22,6 % изотопа $^{37}_{17}\text{Cl}$.

Задача 2. Напишите схему распределения электронов в атоме хлора, его электронную и электронно-графическую формулы.

Решение. Хлор расположен в третьем периоде, следовательно, у его атома три энергетических уровня. Хлор находится в VII группе главной подгруппы, поэтому число электронов на последнем уровне равно семи. Число электронов на остальных уровнях определяется по формуле $N = 2n^2$, т.е. 2 и 8. Следовательно, схема строения атома хлора

	K	L	M
$_{17}\text{Cl}$	2	8	7

электронная формула хлора



электронно-графическая формула

	3s	3p	3d				
n = 3	↑↓	↑↓	↑↓	↑			
$_{17}\text{Cl}$ n = 2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			
n = 1	↑↓						

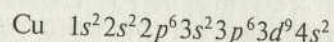
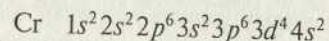
Задача 3. Дайте характеристику элемента хлора и его соединений (с кислородом и водородом) на основании его положения в Периодической системе элементов.

Решение. Хлор расположен в VII группе главной подгруппы. Хлор — неметалл. На последнем энергетическом уровне семь электронов, высшая степень окисления в кислородных соедине-

ниях равна семи. Высший оксид имеет формулу Cl_2O_7 — кислотный, его гидроксид является кислотой HClO_4 . Водородное соединение отвечает формуле HCl . Исходя из электронно-графической формулы (наличия свободных d -орбиталей в третьем слое) может проявлять в возбужденном состоянии степень окисления 3, 5, 7.

Задача 4. Напишите электронные формулы атомов хрома и меди. Объясните расположение одного s -электрона на четвертом уровне.

Решение. У элементов четвертого периода хрома ($Z = 24$) и меди ($Z = 29$), атомы которых имеют четыре электронных слоя, происходит начиная с Sc заполнение третьего подуровня и поэтому следовало бы ожидать, что их формулы будут иметь вид



Однако в действительности расположение электронов на внешних уровнях атомов этих элементов выражается соответственно формулами $3d^5 4s^1$ и $3d^{10} 4s^1$, что объясняется провалом одного из электронов $4s$ -подуровня на $3d$ -подуровень.

ВОПРОСЫ

1. Кем и когда были открыты электроны, протоны, нейтроны, какова их масса и заряд? Из каких частиц состоит атомное ядро?
2. Какова сущность теории строения атома Резерфорда и ее недостатки?
3. В чем сущность теории атома Бора — Зоммерфельда? Назовите ее недостатки.
4. В чем сущность квантово-механической теории строения атома?
5. Образует ли элемент газообразное соединение с водородом, если формула его высшего оксида X_2O_5 , а внешний квантовый слой содержит один электрон?
6. Сколько подуровней на втором, третьем, четвертом квантовых слоях?
7. Какое максимальное число электронов на подуровнях s , p , d , f ?
8. В каких группах и подгруппах Периодической системы находятся s - и p -элементы?
9. Какое максимальное число электронов может находиться на третьем и четвертом энергетических уровнях?
10. Какое состояние атома называют нормальным, а какое — возбужденным?
11. Приведите современную формулировку Периодического закона Д. И. Менделеева.
12. Чем обусловлена периодичность свойств простых веществ?

13. Как теория строения атома объясняет усиление неметаллических свойств элементов в пределах периода с увеличением атомного номера?

14. Как с точки зрения теории строения атома объяснить усиление металлических свойств элементов с увеличением их атомной массы в пределах группы?

15. Почему атомные массы большинства элементов Периодической системы имеют дробное значение?

16. Количеством каких частиц отличаются друг от друга ядра атомов изотопов одного и того же элемента?

17. Что общего у изотопов одного и того же элемента?

18. Какие превращения называют ядерными?

19. Как изменяются массовые числа атомов при различных видах радиоактивного распада?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите для атомов $^{45}_{21}\text{Sc}$, $^{79}_{34}\text{Se}$, $^{131}_{54}\text{Xe}$: а) общее число нуклонов; б) число протонов и нейтронов в ядре; в) общее число электронов в атоме.
2. Ядро атома элемента содержит 45 нейтронов, а электронная оболочка атома — 34 электрона. Какой это элемент и чему равен заряд ядра атома?
3. Масса атома некоторого изотопа равна 127 а.е.м. В электронной оболочке атома содержится 53 электрона. Какой это элемент, сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома?
4. Углерод имеет изотопы с массовыми числами 12 и 13. Укажите для каждого изотопы порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра.
5. Атомная масса бора 10,81. Бор состоит из двух изотопов: $^{10}_5\text{B}$ и $^{11}_5\text{B}$. Определите массовую долю в нем изотопа $^{11}_5\text{B}$.
6. Сколько нейтронов в ядрах следующих изотопов: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$, $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$, $^{68}_{30}\text{Zn}$, $^{64}_{30}\text{Zn}$, $^{32}_{16}\text{S}$, $^{33}_{16}\text{S}$, $^{34}_{16}\text{S}$, $^{36}_{16}\text{S}$?
7. На один атом изотопа $^{37}_{17}\text{Cl}$, приходится приблизительно три атома изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$. Какой средней атомной массе это соответствует?
8. Определите среднюю относительную атомную массу магния, если массовые доли его изотопов $^{24}_{12}\text{Mg}$, $^{25}_{12}\text{Mg}$, $^{26}_{12}\text{Mg}$ в земной коре 78,60, 10,11, 11,29 %.
9. Медь имеет изотопы с массовыми числами 65 и 63. Укажите для каждого изотопа порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра. Определите массовую долю изотопа с массовым числом 65, приняв относительную атомную массу меди равной 63,54. Какова массовая доля изотопа меди 65 в гидроксиде меди(II)?
10. Массовая доля изотопа серебра составляет, %: $^{109}_{44}\text{Ag}$ — 44, $^{107}_{44}\text{Ag}$ — 56. Определите среднюю относительную атомную массу серебра.
11. Неустойчивый изотоп $^{25}_{11}\text{Na}$ испускает β -частицу. В ядро какого элемента он при этом превращается?
12. Изотоп $^{11}_5\text{B}$ испускает α -частицу. В ядро какого элемента он при этом превращается?

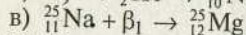
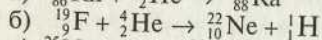
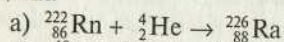
13. Торий-232 под действием нейтронов и в результате захвата двух β -частиц превращается в отличное ядерное горючее. Что это за горючее? Напишите уравнения ядерных превращений.

14. Сколько α - и β -частиц должен потерять изотоп свинца $^{208}_{82}\text{Pb}$, чтобы превратиться в атом ртути $^{200}_{80}\text{Hg}$?

15. Какой элемент получится при естественном распаде ядра $^{226}_{88}\text{Ra} = ? + ^4_2\alpha$?

16. Какой элемент образуется в результате последовательного распада полония, если при этом образовалось три α - и две β -частицы? Какова его валентность по кислороду и водороду, масса атома и заряд ядра?

17. Соблюдено ли правило сумм индексов в следующих ядерных реакциях:



18. К какой группе Периодической системы принадлежит элемент, получившийся из $^{247}_{96}\text{Cm}$ путем последовательного распада, в процессе которого образовались три α -частицы, три β -частицы и два нейтрона ^1_0n ? Каков заряд полученного элемента и какова его атомная масса?

19. На основании строения атома докажите, у какого элемента II группы: у магния или стронция, сильнее проявляются металлические свойства.

20. Что общего в строении атомов лития, натрия, калия?

21. Назовите элементы I группы, в предпоследнем слое атомов которых содержится 8 электронов, 18 электронов.

22. Напишите электронные формулы для ионов: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cl^- , S^{2-} , Cu^{2+} , Cr^{3+} .

23. Может ли ион двухвалентного металла иметь электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

24. На основании электронной структуры установите химические свойства элементов с порядковыми номерами 7, 17, 20, 26.

25. Сколько электронных слоев у атомов с числом протонов в ядре 4, 9, 17, 19? Ответ обоснуйте.

26. Для всех ли элементов номер группы соответствует числу электронов в последнем слое атома? Ответ поясните.

27. Сколько неспаренных электронов содержится в основном состоянии в электронных оболочках атомов хлора, серы, углерода?

28. Образует ли элемент газообразное соединение с водородом, если он имеет формулу высшего оксида X_2O_7 , а внешний квантовый слой содержит $4p^5$ -электроны? Напишите электронную формулу этого элемента.

29. Среди приведенных ниже конфигураций укажите возможные и невозможные: а) $1p^2$; б) $4s^2$; в) $5f^4$; г) $3d^3$; д) $4p^5$; е) $2p^4$; ж) $3d^8$.

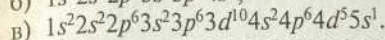
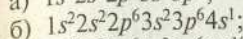
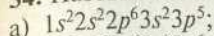
30. В следующих конфигурациях укажите, какие подуровни достроены, а какие не заполнены электронами до полной их емкости: а) $3s^2$; б) $5d^8$; в) $4f^{14}$; г) $6s^1$; д) $2p^6$; е) $3d^{10}$.

31. Составьте электронную формулу атома элемента, расположенного: а) в шестой группе 3-го периода; б) в четвертой группе в пятом ряду 4-го периода; в) в седьмой группе в седьмом ряду 5-го периода.

32. Назовите элементы 4-го, 5-го и 6-го периодов, у которых заканчивается заполнение d -орбиталей ($3d^{10}$, $4d^{10}$, $5d^{10}$).

33. Напишите электронные формулы атомов 4-го периода седьмой группы.

34. Назовите элементы, имеющие следующие электронные формулы:



35. Напишите электронную формулу атома железа. Как распределяются электроны на d -подуровне и какова высшая валентность железа?

36. Назовите элементы, имеющие по одному электрону на $3d$ - и $4d$ -подуровнях. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в Периодической системе.

37. Исходя из распределения электронов по орбиталям атома кремния в возбужденном состоянии, объясните проявление этим элементом валентности, равной четырем.

38. На примере марганца и мышьяка покажите применимость правила Хунда.

39. Главную подгруппу восьмой группы образуют так называемые «благородные газы», некоторые из них — гелий, неон и аргон — являются инертными газами, остальные образуют химические соединения. На основании электронно-графических формул гелия, неона и аргона обоснуйте возможность существования соединений одного из них и невозможность иметь соединения для двух других.

40. Назовите элементы, имеющие по одному электрону на $3p^1$ - и $4p^1$ -подуровнях. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в Периодической системе.

41. Сколько свободных d -орбиталей имеет атом ванадия? Напишите его электронную и электронно-графическую формулы.

42. Пользуясь правилом Хунда, покажите распределение электронов по квантовым ячейкам (орбиталям) у атомов хлора, кобальта, азота.

43. Напишите электронно-графическую формулу для атома хлора. Сколько электронных пар в атоме хлора и какие орбитали они занимают? Сколько неспаренных электронов в атоме хлора?

44. Могут ли содержаться d -электроны в данном слое, если его структура заканчивается одной из следующих конфигураций: $3s^1$; $4p^1$; $5f^{11}$?

45. Напишите электронные формулы атомов элементов: цезия, лантана, тантала, свинца. К каким элементам они относятся (s , p , d или f)?

§ 4. Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон химических элементов был открыт русским ученым Д. И. Менделеевым в 1869 г.:

свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

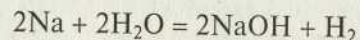
За основу Периодической системы были взяты не только атомная масса, но и химические свойства элементов. Д. И. Менделеев опубликовал свою первую таблицу (1 марта 1869 г.) под названием «Опыт системы элементов, основанный на их атомном весе и химическом сходстве».

Позднейшие исследования показали, что размещение Менделеевым элементов в Периодической системе является совершенно правильным.

Рассмотрим для примера свойства одного ряда элементов в порядке увеличения их атомных масс:

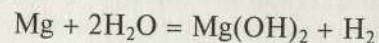
Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Порядковый номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Атомная масса	23	24	27	28	31	32	35,5	40

Одновалентный щелочной металл Na бурно вступает в реакцию с водой с образованием щелочи:



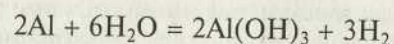
Вода хорошо реагирует с оксидом Na_2O .

Двухвалентный магний при кипячении медленно реагирует с водой:



Гидроксид магния очень плохо растворяется в воде и имеет основной характер, оксид магния MgO — основной оксид.

Трехвалентный алюминий еще медленнее взаимодействует с водой. Может реагировать с ней только после удаления оксидной пленки:



Гидроксид и оксид алюминия (Al_2O_3) имеют амфотерный характер. Если гидроксиды металлов — основания, то гидроксиды неметаллов — кислоты.

Четырехвалентный неметалл кремний образует кислоту H_2SiO_3 , которая является более слабой, чем угольная, соединение с водородом SiH_4 и кислородом SiO_2 .

Пятивалентный неметалл фосфор образует кислоту средней силы H_3PO_4 , соединение с водородом PH_3 и кислородом P_2O_5 .

Шестивалентный неметалл сера с резко выраженными неметаллическими свойствами образует сильную кислоту H_2SO_4 , соединения с водородом H_2S , с кислородом SO_3 .

Семивалентный очень активный неметалл хлор образует кислоту HClO_4 , кислотные свойства которой выражены сильнее, чем у H_2SO_4 . С водородом дает соединение HCl , с кислородом — Cl_2O_7 .

Последний в ряду Ar — инертный газ — не образует химических соединений.

В таком же порядке, как и у восьми приведенных элементов, изменяются свойства в ряду Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, а также во всех остальных.

Таким образом, с увеличением атомной массы:

1) ослабевают металлические свойства и усиливаются неметаллические:

NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
сильное основание	слабое основание	амфотерный гидроксид	слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	самая сильная кислота

2) увеличивается валентность элемента в соединении с кислородом и уменьшается валентность элемента в соединении с водородом:

I	II	III	IV	V	VI	VII
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
			IV	III	II	I
			SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl

Разработанная в дальнейшем теория строения атома подтвердила Периодический закон. В современной формулировке Периодический закон звучит так:

свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

С увеличением заряда ядра атома (порядкового номера элемента) периодически изменяется строение электронной оболочки. Эта Периодичность связана с появлением через определенное число элементов 2—8—18—32 аналогичных электронных структур, которые отвечают s-, p-, d-, f-элементам. Периодичность электронных структур приводит к периодическому изменению свойств элементов, в частности атомных радиусов, потенциалов ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности.

Периодический закон был оформлен Д. И. Менделеевым в виде периодической системы элементов, где по горизонтальной оси расположены периоды, по вертикальной — группы.

Период — это горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся благородным газом (за исключением 7-го периода).

Всего периодов семь: 1, 2 и 3-й называются малыми, 4, 5, 6 и 7-й — большими. Первый содержит 2 элемента; второй и третий — по 8; четвертый и пятый — по 18; шестой — 32; седьмой период незаконченный.

Для компактности и удобства пользования Периодической системой 14 элементов из 6-го периода, сходных по своим химическим свойствам с лантаном, вынесены в отдельный ряд под названием лантаноиды.

По типу лантаноидов вынесены в отдельный ряд элементы, идущие за актинием, — актиноиды.

Номер периода совпадает со значением главного квантового числа внешнего электронного слоя.

Группа — вертикальный ряд элементов, в котором сверху вниз усиливаются металлические свойства.

В современной Периодической системе всего восемь групп. Каждая из них делится на главную и побочную подгруппы.

В главные подгруппы входят два элемента малых периодов и все под ними стоящие. Так, например, в VII группе главной подгруппы F_2 и Cl_2 — газы, Br_2 — жидкость, I_2 — твердое кристаллическое вещество с металлическим блеском.

Главные подгруппы составляют *s*- и *p*-элементы. Побочные подгруппы составляют только элементы больших периодов, все они являются металлами. Побочные подгруппы составляют *d*-элементы.

ВОПРОСЫ

1. В каком году был открыт Периодический закон химических элементов? Приведите формулировку Д. И. Менделеева.
2. Что вы знаете о предшественниках Д. И. Менделеева?
3. Почему в Периодической системе Д. И. Менделеева аргон помещен перед калием, кобальт — перед никелем, теллур — перед иодом, несмотря на то что атомная масса элементов, указанных вторыми, меньше?
4. В чем сущность закона периодичности? Каковы его основные черты?
5. Что такое период, группа, подгруппа в Периодической системе?
6. Сколько периодов и групп в Периодической системе?
7. Какие подгруппы называют главными и какие — побочными?
8. Какие элементы образуют главную подгруппу II группы и побочную подгруппу I группы?
9. Как изменяются металлические свойства элементов в главной подгруппе и в периоде?
10. Как изменяются свойства атомов элементов с увеличением порядкового номера?
11. В каких группах Периодической системы находятся элементы, образующие газообразные соединения с водородом? Какие из них обладают кислотными свойствами?

12. Найдите в Периодической системе самый активный металл и самый активный неметалл. В какой части Периодической системы сконцентрированы элементы, обладающие неметаллическими свойствами?

13. Если провести линию в Периодической системе от бора к астату, то элементы с какими свойствами окажутся выше этой линии?

14. Обладает ли амфотерными свойствами оксид трехвалентного таллия, если такими свойствами обладают оксиды трехвалентных алюминия и галлия?

15. В четыре пробирки с концентрированной соляной кислотой одновременно опустили: в первую — натрий, во вторую — магний, в третью — алюминий, в четвертую — кремний. Расположите элементы по их способности вытеснять водород. Как будет вести себя кремний по отношению к кислоте?

16. В пробирки с растворами хлорида и йодида натрия добавили бромной воды. В какой из пробирок будет наблюдаться изменение? Сделайте заключение об активности в ряду галогенов.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите период, ряд и группу, в которых находятся элементы с порядковыми номерами 14, 24, 52, 63, 76, 101.
2. Какими химическими свойствами должен обладать элемент с порядковым номером 34? С каким элементом в Периодической системе он должен быть наиболее сходен? Дайте обоснованный ответ.
3. Элемент побочной подгруппы имеет высший оксид XO_3 . Образует ли этот элемент газообразное соединение с водородом? Дайте обоснованный ответ.
4. У какого из элементов VII группы, у хлора или иода, сильнее выражены неметаллические свойства? Почему? Какой из них образует более сильную кислоту? Исходя из максимальной валентности элемента по кислороду напишите формулы этих кислот.
5. У какого из элементов I группы, у калия или цезия, сильнее выражены металлические свойства? Почему? Какой из них образует более сильный гидроксид? Как можно получить этот гидроксид?
6. Пользуясь Периодической системой Д. И. Менделеева, укажите формулы высших кислородных соединений элементов: марганца, ванадия, германия.
7. Назовите элемент по следующим данным: а) элемент четвертого периода, высший оксид X_2O_7 , с водородом образует газообразное соединение HX ; б) элемент пятого периода, высший оксид XO_2 , с водородом газообразное соединение не образует; в) элемент четвертого периода, высший оксид XO , с водородом дает солеобразное соединение XH_2 .
8. Найдите в Периодической системе элемент, расположенный в 4-м периоде, в V ряду и проявляющий в кислородном соединении валентность VI. Какова его валентность по водороду?
9. Напишите не менее трех формул гидроксидов, не менее четырех формул кислот, не менее пяти формул солей, в состав которых входили бы только элементы третьего периода.

10. Напишите формулы высших оксидов и их гидроксидов для элементов с порядковыми номерами 4, 33, 37, 52, 75, 81.

11. Пользуясь Периодической системой Д. И. Менделеева, напишите формулы кислот: хромовой, марганцевой, селеновой.

12. Пользуясь Периодической системой Д. И. Менделеева, напишите формулы оксида, гидроксида и нитрата стронция.

13. Вычислите массовую долю (в %) элементов в высших оксидах: а) селена; б) рения; в) осмия; г) индия.

14. Какой гидроксид является более сильным основанием: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH или KOH ; более сильной кислотой: H_2SO_4 или H_2TeO_4 , H_3AsO_4 или H_3PO_4 ? Ответ мотивируйте.

15. Напишите формулы бариевой соли иодной кислоты, магниевой соли ванадиевой кислоты, алюминиевой соли теллуровой кислоты, цинковой соли германиевой кислоты, галлиевой соли марганцевой кислоты.

16. Напишите уравнения реакций между: а) селеновой кислотой и гидроксидом стронция; б) хлорной кислотой и карбонатом лития; в) гидроксидом галлия и хромовой кислотой.

17. Назовите элемент, высший солеобразующий оксид которого отвечает формуле XO_3 , образует с водородом газообразное соединение, массовая доля водорода в котором 1,54 %.

18. Один из элементов III группы, предсказанный Д. И. Менделеевым, образует оксид с массовой долей кислорода 25,5 %. Назовите этот элемент.

19. Назовите элемент, высший оксид которого XO_3 образует водородное соединение с массовой долей водорода 5,882 %.

20. При взаимодействии двухвалентного металла массой 4 г с водой выделился водород объемом 0,224 л, измеренный при нормальных условиях. Назовите этот металл.

21. Какой из двух оксидов обладает более выраженным кислотным характером: FeO и Fe_2O_3 ; Mn_2O_3 и MnO_3 ?

22. Укажите характер оксидов: марганца MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 ; хрома CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 ; азота N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 ; фосфора P_2O_3 , P_2O_5 .

23. По формулам высших соединений определите номер группы элемента: а) EO_2 , HЭ , $\text{Э}_2\text{O}_7$; б) $\text{Э}_2\text{O}_3$, ЭН_3 , ЭCl_4 .

24. Определите относительную атомную массу элемента VI группы, в высшем оксиде которого массовая доля кислорода 60 %.

25. Определите относительную атомную массу элемента V группы, в водородном соединении которого массовая доля водорода 8,82 %.

26. Определите относительную атомную массу элемента III группы, в хлориде которого массовая доля хлора 79,77 %.

27. Определите относительную атомную массу трехвалентного элемента, в сульфиде которого массовая доля серы 64 %.

28. Определите относительную атомную массу элемента II группы, в нитриде которого массовая доля азота 28 %.

29. Определите относительную атомную массу элемента II группы, в карбиде которого массовая доля углерода 37,5 %.

30. К какой группе и подгруппе относится элемент, образующий газообразное соединение с водородом, если его высший оксид имеет относительную молекулярную массу 108 и массовая доля кислорода 74 %.

31. При растворении вещества количеством 1 моль атомов какого элемента II группы в воде образуется гидроксид массой 171 г?

32. Определите порядковый номер металла, при растворении 7,8 г которого в воде выделился водород объемом 2,24 л при нормальных условиях.

33. Определите порядковый номер элемента, находящегося: а) в 4-м периоде, IV ряду, III группе; б) в 6-м периоде, VIII ряду, V группе; в) в 3-м периоде, IV группе; г) в 5-м периоде, VI ряду, II группе.

§ 5. Типы химической связи. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции

По строению атома все элементы можно разделить на две группы: с завершенным последним квантовым слоем — благородные газы, с незавершенным — все остальные.

Элементы с завершенным слоем при обычных условиях химически инертны, все остальные — активны. Каждый атом стремится быть похожим на инертные газы, т. е. иметь завершенный внешний слой (октет), и на пути к этому происходит процесс потери или получения электронов (теория В. Косселя, 1916).

Поведение атомов в химических процессах зависит от того, насколько прочно их электроны удерживаются на своих орбиталях.

Энергию, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома, находящегося в нормальном состоянии, называют *энергией ионизации*.

Энергия ионизации обычно выражается в электрон-вольтах (эВ); ее часто называют ионизационным потенциалом. Один эВ эквивалентен 96,6 кДж/моль.

Для многоэлектронных атомов существует несколько энергий ионизации, соответствующих отрыву первого, второго и *n*-го электронов. Так, отрыв второго электрона от атома лития требует большей энергии (6960 кДж/моль), поэтому в своих соединениях литий одновалентен.

Наиболее легко отдают электроны атомы элементов, у которых на наружной орбите 1, 2, 3 электрона, после чего остается восьмиэлектронная оболочка (октет). В периодах, как правило, ионизационный потенциал увеличивается слева направо. Объясняется это тем, что в пределах одной группы увеличивается заряд ядра, а радиус атомов меняется незначительно.

Заряженные отрицательно частицы образуются и при присоединении электрона к нейтральному атому. Энергия присоединения электрона к атому называется *сродством к электрону*.

Максимальным сродством к электрону обладают атомы галогенов: Cl — 3,81; Br — 3,56; I — 3,29 и S — 2,33.

В пределах рядов слева направо сродство к электрону увеличивается, а в подгруппах сверху вниз, как правило, уменьшается.

Наиболее легко присоединяют электроны те атомы, которые достраивают наружную орбиту до восьмиэлектронной, т.е. элементы, имеющие на внешнем слое 7, 6, 5, 4 электронов.

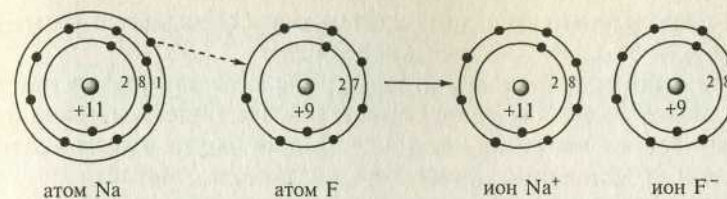
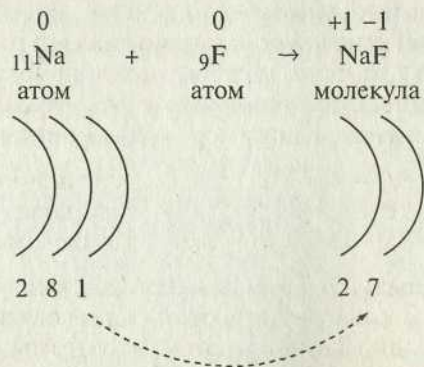
Присоединение одного электрона к атомам кислорода, серы, азота сопровождается выделением энергии. Присоединение же других электронов происходит с затратой энергии вследствие того, что образовавшийся отрицательный ион отталкивает присоединяемые электроны.

Сумма энергии ионизации и сродства к электрону называется *электроотрицательностью*. Это понятие используется при определении типа химической связи и степени окисления атомов элементов в соединении. В настоящее время получила распространение таблица электроотрицательностей, предложенная Л. Полингом:

Относительная электроотрицательность элементов

H 1,2						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,9	Tl 2,1	I 2,15

Ионная связь. Рассмотрим с изложенных позиций образование молекулы фторида натрия:



Последний электрон в атоме натрия (на *M*-слое) связан не очень сильно. С другой стороны, атом фтора имеет на *L*-слое семь электронов и до завершения внешнего слоя к нему можно добавить еще один электрон. Действительно, если атом натрия и атом фтора близко подходят друг к другу, последний электрон натрия может перейти к атому фтора, в результате чего образуется молекула фторида натрия, состоящая из положительного иона натрия и отрицательного иона фтора, испытывающих взаимное притяжение.

Превращение атома в положительно заряженный ион приводит к уменьшению его размеров, отрицательно заряженные ионы увеличиваются в размерах по сравнению с атомом, так как ослабевают связи электронов с ядром в силу отталкивания последним избыточного отрицательного заряда. Химическая связь между ионами называется *ионной* и осуществляется за счет кулоновских сил притяжения.

Ионы — это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

Эта связь характерна между атомами металлов и неметаллов, при этом электроны перемещаются из внешнего слоя металлов во внешний слой неметаллов.

Ионных соединений сравнительно немного. Большинство органических, а также многие неорганические соединения не имеют в своем составе ионов.

Используя приведенную выше таблицу относительной электроотрицательности элементов, можно судить не только о смещении электронов при взаимодействии атомов элементов в сторону более электроотрицательного атома, но и делать выводы о типе химической связи (ковалентная или ионная), о полярности связи. Если разность (Δ) между электроотрицательностями элементов, образующих химическую связь, больше 1,9, то связь ионная, если меньше — ковалентная. Например, в соединениях

Cl—K $\Delta\chi = 3,0 - 0,8 = 2,2 > 1,9$ — связь ионная;

Cl—Be $\Delta\chi = 3,0 - 1,5 = 1,5 < 1,9$ — связь ковалентная полярная;

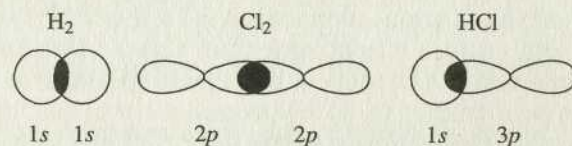
Cl—Cl $\Delta\chi = 3,0 - 3,0 = 0$ — связь ковалентная неполярная.

Ковалентная связь. В 1916 г. американский ученый Г. Льюис разработал теорию ковалентной химической связи. Он так же, как и В. Коссель, исходил из положения, что атомы стремятся иметь

восьмиэлектронный внешний слой, электронный октет или электронный дублет (в случае атома водорода).

Химическая связь между атомами образуется в результате того, что их валентные электроны образуют пары (дублеты), общие для обоих атомов. Электроны подобных пар движутся в поле ядер обоих атомов по так называемым молекулярным орбитам.

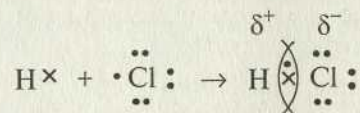
Электроны образуют пары при условии, если они имеют противоположные спины. Спаривание электронов с противоположными спинами связано с тем, что в пространство, занимаемое «облаком» одного электрона, проникает «облако» другого электрона. В результате такого перекрывания в пространстве между ядрами соединяющихся атомов возникает область повышенной электронной плотности, а это приводит к сближению ядер и установлению связи между атомами:



Следовательно, при образовании молекулы электроны, принадлежащие двум разным ядрам, обобществляются, образуя единое электронное облако. Такая двухэлектронная связь, принадлежащая одновременно двум ядрам, называется *ковалентной связью* и условно обозначается черточкой, например $\text{F}-\text{F}$, $\text{O}=\text{O}$ и т. п.

При образовании молекулы из одинаковых атомов плотность электронного облака оказывается симметричной относительно ядер обоих атомов. Такая ковалентная связь называется *неполярной* или *гомополярной*.

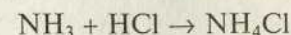
Если же молекула образована различными атомами, то молекулярное электронное облако смещается в сторону наиболее электроотрицательного атома. Такая ковалентная связь называется *полярной* или *гетерополярной*. Например, в молекуле хлороводорода общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора:



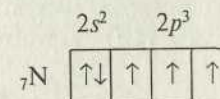
В результате у атома хлора возникает некоторый избыточный отрицательный заряд, который называется эффективным, а у атома водорода — равный по величине, но противоположный по знаку эффективный положительный заряд.

Координационная, или донорно-акцепторная, связь. Образование простых соединений объясняется возникновением ионных и

атомных связей. Известно, что соединения в ряде случаев, взаимодействуя друг с другом, образуют более сложные вещества. Так, аммиак, соединяясь с хлороводородом, образует хлорид аммония:



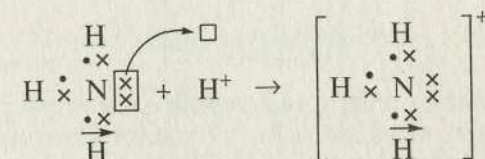
Рассмотрим электронную структуру молекулы. У атома азота на внешнем энергетическом уровне пять электронов $2s^2 2p^3$, т. е.



Три неспаренных электрона пошли на образование ковалентных связей с тремя атомами водорода:



Из электронной структуры молекулы аммиака видно, что у атома азота осталась пара электронов ($2s^2$), не участвующих в образовании химических связей. Это так называемая *неподеленная пара электронов*. За счет этой пары появляется возможность образования новой химической связи между атомом азота в молекуле NH_3 и, например, ионом водорода:

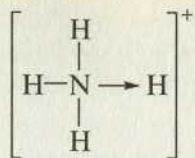


Эта связь возникла за счет заполнения свободной квантовой ячейки иона водорода неподеленной парой электронов, ранее принадлежавшей атому азота (N).

Ковалентная связь, возникшая между двумя атомами за счет неподеленной пары электронов одного атома (донора) и свободной орбитали другого (акцептора), называется *донорно-акцепторной* или *координационной*.

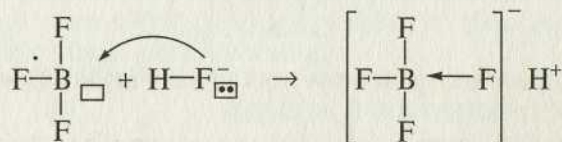
Следует отметить, что от обычной ковалентной связи донорно-акцепторная отличается только происхождением общей электронной пары, но не свойствами.

В схемах (структурных формулах) донорно-акцепторная связь обозначается стрелкой ($\rightarrow$):



При взаимодействии молекул BF_3 и HF ион фтора из молекулы HF передает бору, имеющему свободную p -орбиталь, неподделенную пару электронов.

Образуется молекула с донорно-акцепторной связью, где В — акцептор, а F^- (из молекулы HF) — донор:

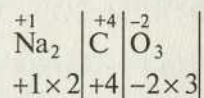


Степень окисления. Для характеристики состояния атома в молекуле введено понятие *степень окисления*.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный согласно предположению, что молекула состоит только из ионов.

Степень окисления обозначают арабскими цифрами со знаком (+) или (–) перед цифрой. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю.

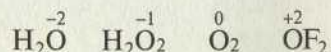
Например, в молекуле Na_2CO_3 степень окисления Na +1, C +4, O –2:



Для определения степени окисления элементов в соединениях следует учитывать, что электроны смещаются к атому более электроотрицательного элемента.

Так, в соединении PCl_3 степень окисления атома фосфора равна +3, а хлора –1, так как электроотрицательность атома хлора равна 3,0, а атома фосфора — 2,1; в соединении Cl_2O электроотрицательность атома хлора меньше, чем атома кислорода (3,5), поэтому степень окисления атома хлора будет равна +1, а атома кислорода –2.

Во многих случаях степень окисления не равна валентности данного элемента. Например, в соединениях



степень окисления кислорода различная.

Для определения валентности и степени окисления в таких случаях необходимо строить графические формулы. Так, например, в соединении FeS_2 , исходя из графической формулы



валентность серы и железа равна двум, а степень окисления серы равна –1, железа +2. В соединении CaC_2 или

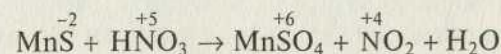


валентность углерода равна 4, тогда как степень окисления углерода равна –1.

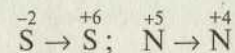
Окислительно-восстановительные реакции. Все химические реакции подразделяются на два типа, протекающие с изменением или без изменения степени окисления атомов.

Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называют окислительно-восстановительными.

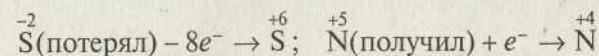
Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Остановимся на методе *электронного баланса*, основанном на определении общего числа перемещающихся электронов. Например,



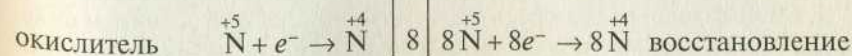
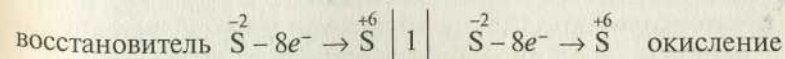
Определяем, атомы каких элементов изменили степень окисления:



Определяем число потерянных и полученных электронов:

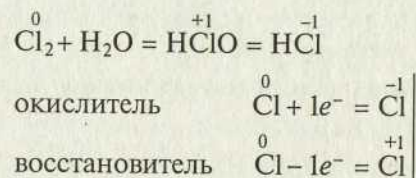


Число отдаваемых и присоединяемых электронов должно быть одинаковым:



Наименьшее общее кратное для данного примера равно 8.

Диспропорционирование — это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента:

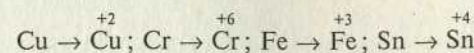


ВОПРОСЫ

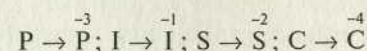
1. Что означают следующие понятия: энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность?
2. Какой из элементов обладает наибольшей электроотрицательностью: хлор, бром, иод, фтор?
3. Что такое ионы? Какая химическая связь называется ионной?
4. Между атомами каких элементов возникает ионная связь?
5. Что такое ковалентная связь? На какие виды по механизму она подразделяется?
6. Между атомами каких элементов возникает ковалентная связь?
7. Какие молекулы называются: а) полярными; б) неполярными; в) ионными?
8. Дайте краткое определение донорно-акцепторной химической связи.
9. Как по ЭО элементов можно установить характер химической связи в соединении?
10. Как по относительной электроотрицательности элементов можно судить о полярности химической связи в соединении?
11. В какую сторону смещается электронная плотность при образовании следующих связей: P—Cl, P—H, K—H, Br—C, Cl—Cl, H—O?
12. Дайте определение понятия степень окисления.
13. Как подсчитывают степень окисления элементов в нейтральной молекуле H_2SO_4 , в сложном ионе SO_3^{2-} ?
14. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
15. Какой процесс называют окислением, какой — восстановлением?
16. Какие вещества называют окислителями и какие — восстановителями?
17. Как меняется степень окисления восстановителя и окислителя в процессе окислительно-восстановительной реакции?
18. Какие из веществ — хлор, сульфат железа(II), перманганат калия, сульфид натрия, азотная кислота, оксид серы(VI), углерод, вода — проявляют: а) преимущественно окислительные свойства; б) преимущественно восстановительные свойства?
19. На какие типы подразделяются окислительно-восстановительные реакции?

УПРАЖНЕНИЯ

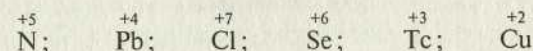
1. Определите число отдаваемых электронов в следующих превращениях:



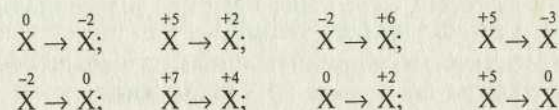
2. Определите число принимаемых электронов в следующих превращениях:



3. Определите степень окисления следующих условных ионов, если к каждому из них прибавлено по два электрона:



4. Определите число потерянных или полученных электронов в следующих превращениях:



5. Изобразите электронными уравнениями процессы образования из атомов следующих соединений с ионной связью: ZnS ; MgI_2 ; PbO_2 ; AlCl_3 .
6. Изобразите образование химических связей в молекулах перечисленных соединений: SiF_4 ; F_2O ; NCl_3 ; C_2H_2 ; C_2H_4 .
7. Составьте структурные формулы и покажите образование октета в следующих соединениях: NH_3 ; N_2 ; CHCl_3 ; HCl ; H_2CO_3 .
8. Приведите три примера, когда один и тот же элемент образует ионную, ковалентную полярную, ковалентную неполярную связи.
9. Приведите примеры молекул (по два на каждый случай), в которых связь между атомами осуществляется одной, двумя, тремя парами электронов.
10. Составьте структурные и электронные формулы соединений с фосфором: а) водорода; б) хлора; в) бора.
11. Составьте структурные и электронные формулы соединений с водородом: а) селена; б) иода; в) азота.
12. Поясните, за счет электронов какого слоя осуществляется связь между атомами в ковалентных соединениях: H_2 ; Cl_2 ; O_2 ; N_2 .
13. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей, вычислите разность электроотрицательностей для связей K—Cl, H—O, Cl—O, Fe—Cl, Na—F, Cl—Cl, C—Br, H—P, C—F и дайте характеристику этих связей.
14. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности K—Cl, Ca—Cl, Fe—Cl, Ge—Cl?
15. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ковалентности Li—F, Be—F, B—F, C—F?

16. Какие ионы обладают конфигурацией благородного газа Mg^{2+} , Fe^{2+} , S^{2-} , Cl^- , Cu^+ , Cr^{3+} и могут быть восстановителями в окислительно-восстановительных реакциях?

17. К атомам каких элементов смещены общие электронные пары в соединениях: KCl , CO_2 , OF_2 , H_2O , BF_3 ?

18. Из каких ионов состоят следующие вещества CaS , $ZnCl_2$, KBr , Na_2S ? Изобразите электронные формулы этих молекул.

19. Какой тип химической связи в молекулах $NaCl$, N_2 , H_3P ? Определите степень окисления элементов в соединениях.

20. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона $[BF_4]^-$?

21. Определите ковалентность и степень окисления азота в его соединениях KNO_3 , $NaNO_2$, N_2 , H_3N .

22. Определите ковалентность и степень окисления элементов (углерода, хлора, водорода) в следующих соединениях: CH_4 и CO_2 , HCl и $HClO$, H_2O и CaH_2 .

23. Приведите примеры реакций, в которых степень окисления серы не меняется.

24. Вычислите степень окисления марганца в соединениях: $MnSO_4$, Na_2MnO_4 , MnO_3 , Mn_2O_7 , $KMnO_4$, H_2MnO_3 .

25. Составьте электронные уравнения реакций взаимодействия мышьяка: а) с калием; б) со стронцием; в) с алюминием.

26. Определите характер связей в молекулах $SiBr_4$, PBr_3 , Br_2O и укажите для каждой из них направление смещения электронной плотности, степень окисления.

27. Определите степень окисления: а) фосфора в H_3PO_4 , $Ca(H_2PO_4)_2$, P_2O_5 , Mg_3P_2 ; б) меди в Cu_2O , $Cu(NO_3)_2$, $(CuOH)_2CO_3$, $CuCl$; в) серы в K_2SO_3 , $Mg(HS)_2$, $KAl(SO_4)_2$, FeS_2 ; г) азота в $NaNO_2$, NH_4NO_3 , Ca_3N_2 , N_2O ; д) ртути в HgO , Hg_2O , $HgCl_2$, $Hg_2(NO_3)_2$.

28. Проставьте степени окисления атомов элементов в соединениях $K_2B_4O_7$, $CaMnO_4$, $NaClO_4$, $Sn(SO_4)_2$, $Na_2Cr_2O_7$.

29. Укажите, в каких случаях в приведенных примерах происходит:

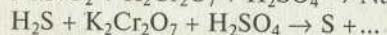
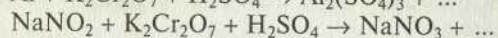
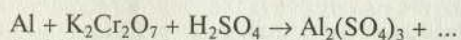
а) окисление $HNO_2 \rightarrow HNO_3$; $PbO_2 \rightarrow PbSO_4$; $HClO_4 \rightarrow ClO_2$;

б) восстановление $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$; $SO_2 \rightarrow K_2SO_4$; $NaBrO_3 \rightarrow Br_2$.

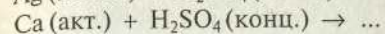
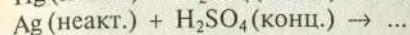
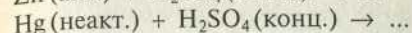
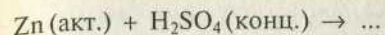
30. В следующих окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель, напишите электронные уравнения:



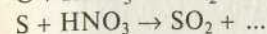
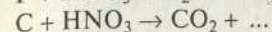
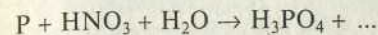
31. Закончите уравнения реакций, учитывая, что хром(VI) восстанавливается до сульфата хрома(III):



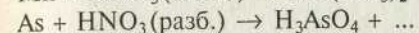
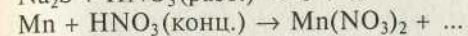
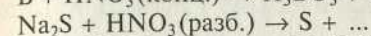
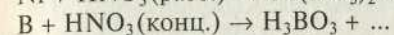
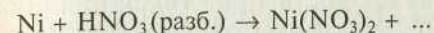
32. Закончите уравнения, учитывая, что концентрированная серная кислота с малоактивными (тяжелыми) металлами восстанавливается до SO_2 , с активными (легкими) — до H_2S :



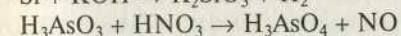
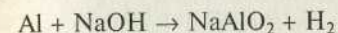
33. Закончите уравнения реакций, учитывая, что азотная кислота при взаимодействии с неметаллами восстанавливается до NO :



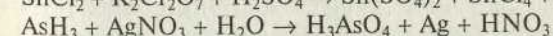
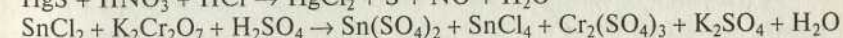
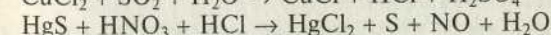
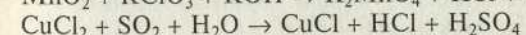
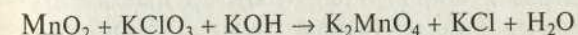
34. Закончите уравнения реакций, учитывая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается до NO_2 , а разбавленная — до NO :



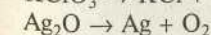
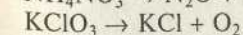
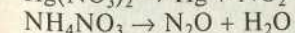
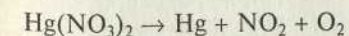
35. Закончите уравнения реакций, подставляя формулу воды в ту часть уравнения реакции, где ее не хватает:



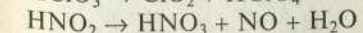
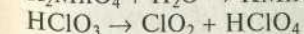
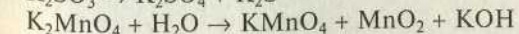
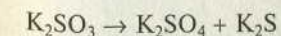
36. В следующих уравнениях реакций определите окислитель и восстановитель, их степень окисления, расставьте коэффициенты:



37. В следующих уравнениях реакций, в которых окислитель и восстановитель находятся в одном и том же веществе (реакции внутримолекулярного окисления — восстановления), расставьте коэффициенты:



38. Для реакций диспропорционирования напишите электронные схемы и расставьте коэффициенты:

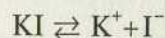


Чем эти реакции отличаются от реакций межмолекулярного и внутримолекулярного окисления — восстановления?

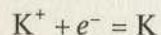
§ 6. Электролиз

Окислительно-восстановительные процессы, происходящие на электродах под воздействием постоянного электрического тока, называют электролизом.

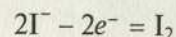
На катоде происходит процесс восстановления, на аноде — окисления. Например, если через расплав KI пропустить постоянный электрический ток, то ионы K^+ , достигнув катода, принимают от него электроны, а ионы I^- отдают электроны аноду. Таким образом, на катоде образуется металлический калий, а на аноде — иод:



катод



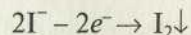
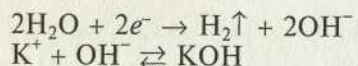
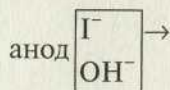
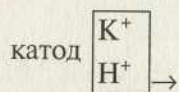
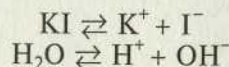
анод



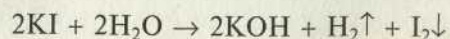
При электролизе водных растворов эти процессы протекают сложнее, так как в электролизе принимают участие ионы из воды. Остановимся сначала на некоторых вопросах катодного процесса, а процессы на аноде констатируем.

Чем левее располагается металл в ряду стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений), тем труднее его ионы восстанавливаются на катоде (см. с. 134).

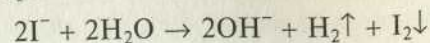
1. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до Al (Li^+ , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}), при электролизе водных растворов не восстанавливаются. На катоде выделяется водород из воды. Электролиз раствора KI



Таким образом, на катоде выделяется водород, на аноде образуется иод, а вблизи катода — раствор KOH;

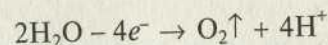
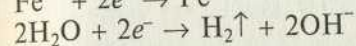
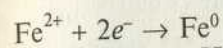
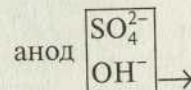
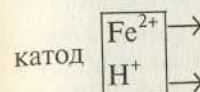
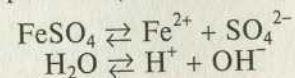


или в ионной форме



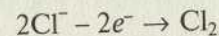
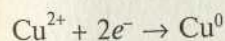
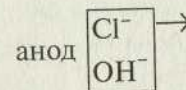
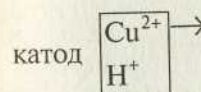
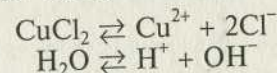
2. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов от Mn до H (Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} , H^+), при электролизе растворов восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

Электролиз раствора $FeSO_4$



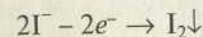
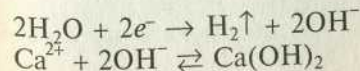
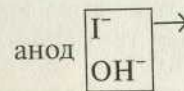
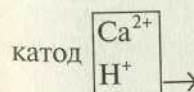
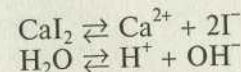
3. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов после H^+ (Cu^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ , Pt^{2+} , Au^{3+}), практически полностью восстанавливаются на катоде.

Электролиз раствора $CuCl_2$



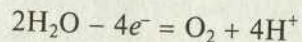
Рассмотрим анодные процессы. Анионы бескислородных кислот и их солей (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- и т.п.) удерживают свои электроны слабее, чем ионы OH^- из воды. Поэтому при электролизе водных растворов солей бескислородных кислот окисляются анионы бескислородных кислот.

Электролиз раствора CaI_2



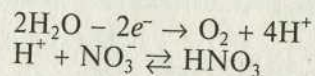
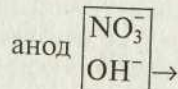
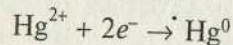
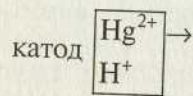
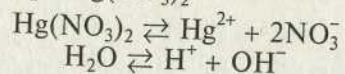
Анионы кислородных кислот (NO_3^- , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}) удерживают свои электроны более прочно, чем ионы OH^- воды.

Поэтому при электролизе водных растворов солей кислородных кислот окисляется молекула воды

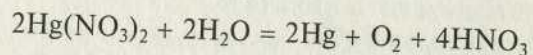


а ионы соли остаются без изменения.

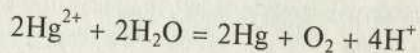
Электролиз раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$



Таким образом, при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ на катоде образуется ртуть, а на аноде выделяется кислород и вблизи анода накапливается азотная кислота



или в ионной форме



Все разобранные случаи электролиза относятся к нерастворимому аноду, изготовленному из угля, графита, платины, иридия.

В случае растворимого анода (Cu , Ag , Zn , Cd , Hg , Ni и др.) при электролизе водного раствора окисляется металл анода.

ВОПРОСЫ

1. Что называется электролизом?
2. В каких случаях при электролизе водных растворов солей: а) на катоде выделяется водород; б) на аноде выделяется кислород; в) состав электролита не изменяется?
3. При электролизе водных растворов каких солей на катоде: а) восстанавливаются катионы металла; б) восстанавливаются катионы металла и катионы водорода из воды?
4. Изменится ли количество соли в растворе, если электролизу подвергнуть, применив нерастворимый анод, растворы следующих солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , KCl ?
5. Изменится ли количество соли при электролизе водных растворов при растворимом аноде из никеля: CaCl_2 , NiSiO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$?
6. Что образуется в растворе у катода при электролизе растворимых солей бария?

7. Что образуется на катоде при электролизе растворов солей натрия, если анод медный?

8. Что образуется в растворе на аноде при электролизе сульфата никеля(II): а) при угольном аноде; б) при никелевом аноде?

9. Что выделяется на аноде при электролизе раствора серной кислоты, если анод нерастворимый?

10. Что выделяется на аноде при электролизе раствора хлорида калия, если анод нерастворимый?

11. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе водных растворов (анод угольный): а) NaNO_3 ; б) ZnBr_2 ; в) HgSO_4 ?

12. Изменится ли концентрация раствора серной кислоты в процессе электролиза?

13. Изменяется ли в процессе электролиза: а) концентрация раствора гидроксида бария; б) количество гидроксида бария?

14. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе их смеси одинаковой концентрации следующего состава: Zn^{2+} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} ?

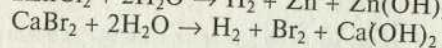
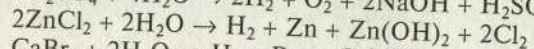
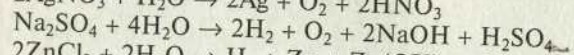
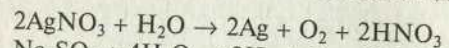
15. Почему для электролиза не применяется переменный ток?

16. Почему не имеют смысла такие выражения: электролиз расплавленного сульфата железа(III), электролиз расплавленного карбоната магния, электролиз расплавленного нитрата ртути(II), электролиз спирта, электролиз сахара?

УПРАЖНЕНИЯ

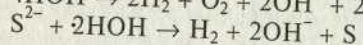
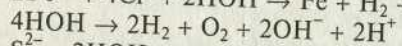
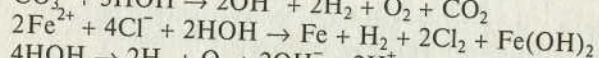
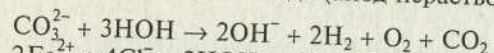
1. Приведите примеры электролиза солей, когда на аноде выделяется: а) кислород; б) хлор; в) сера.
2. Приведите примеры электролиза солей, когда на катоде выделяется: а) водород; б) щелочь; в) металл.
3. Напишите уравнения реакций химических процессов, происходящих на катоде и аноде, при электролизе водного раствора хлорида никеля(II): а) при угольном аноде; б) при никелевом аноде.
4. Напишите уравнения электролиза, происходящего в растворе и расплаве гидроксида натрия: а) на платиновом аноде; б) на медном аноде.
5. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе растворов: а) сульфата калия; б) сульфида натрия; в) нитрата свинца(II); г) хлорида олова(II).
6. Напишите уравнения реакций, протекающих на медном аноде при электролизе растворов: а) CuSO_4 ; б) NaBr ; в) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; г) ZnCl_2 .
7. Будет ли меняться в процессе электролиза на платиновых электродах концентрация растворов: а) NaCl ; б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; в) FeSO_4 ; г) K_2CO_3 ? Напишите уравнения происходящих реакций.
8. Составьте уравнения реакций, происходящих при электролизе водных растворов HNO_3 и HBr при постоянном и переменном токе.
9. Напишите схемы электролиза расплавов хлорида магния и хлорида натрия.
10. Напишите молекулярные уравнения реакций, происходящих при электролизе на нерастворимых электродах водных растворов следующих солей: а) MgCl_2 ; б) Na_3PO_4 ; в) NiSO_4 ; г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

11. Для следующих молекулярных уравнений реакций электролиза растворов солей напишите схемы катодного и анодного процессов:



Напишите эти реакции в ионной форме.

12. Для следующих ионных реакций электролиза растворов солей напишите уравнения в молекулярной форме и уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде (анод нерастворимый):



13. Какие процессы происходят при электролизе расплавов NaOH , CuCl_2 , NaCl ?

14. Какие реакции протекают на электродах и какие продукты получают при электролизе расплава KOH , водного раствора KOH ?

15. Одинаковы ли будут продукты, выделяющиеся на электродах при электролизе водных растворов: а) K_2CO_3 и Na_2SO_4 ; б) NaCl и CaCl_2 ; в) $\text{Ba(NO}_3)_2$ и $\text{Pb(NO}_3)_2$? Ответ подтвердите соответствующими схемами.

16. При электролизе каких водных растворов происходит разложение воды: хлорида калия, нитрата натрия, серной кислоты, хлорида меди, сульфата цинка, гидроксида калия?

17. Почему при электролизе водных растворов нитрата кальция и гидроксида калия на электродах образуются одни и те же вещества? Напишите схему протекающих на электродах процессов.

18. Почему при электролизе расплава хлорида натрия и его водного раствора на электродах образуются разные вещества? Напишите схему протекающих на электродах процессов.

Глава 2

ОСНОВЫ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

§ 7. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

По способности проводить электрический ток в водных растворах вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют электролитами.

К электролитам относятся растворы кислот, щелочей, солей. Соли и щелочи проводят ток не только в растворенном состоянии, но и в расплавленном.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют неэлектролитами.

К неэлектролитам относятся многие органические вещества: спирты, сахар, бензол, некоторые органические кислоты. Например, если бросить в воду кристаллики CuCl_2 , то в растворе появятся положительно заряженные ионы меди Cu^{2+} и отрицательные ионы хлора Cl^- . Опустим в раствор электроды и замкнем цепь. Положительные ионы меди начинают двигаться к отрицательно заряженному электроду, отрицательные ионы хлора — к положительному полюсу источника тока. В системе течет ток.

Распад электролита на ионы при растворении его в воде называют электролитической диссоциацией.

Теория электролитической диссоциации была выдвинута шведским ученым С. Аррениусом (1887). В настоящее время диссоциация электролитов объясняется химическим взаимодействием электролитов с растворителями. Электролитическая диссоциация происходит лишь в жидкостях, молекулы которых полярны, например в воде, жидком аммиаке, перексиде водорода и др.

При попадании молекулы ионного кристаллического электролита в воду близлежащие молекулы воды ориентируются положительным полюсом к отрицательному полюсу электролита, а отрицательным полюсом молекулы воды — к положительному полюсу электролита и притягиваются к ним. В результате связь между ионами в молекуле электролита ослабевает и электролит распадается на ионы.

Так как противоположно заряженные ионы находятся в непрерывном движении, они притягиваются друг к другу (по закону Кулона) и в растворе образуются молекулы электролита. Процесс образования молекул из ионов называется *ассоциацией*. Следовательно, электролитическая диссоциация есть процесс обратимый, который обозначают знаком $\rightleftharpoons$. Раствор электролита должен быть электронейтральным. Число положительных зарядов должно быть равно числу отрицательных. Положительно заряженные ионы называют *катионами*, отрицательно заряженные ионы — *анионами*. Равновесное состояние водного раствора электролита характеризуется степенью электролитической диссоциации, равной отношению числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул. Степень диссоциации выражается в процентах или в долях от единицы и обозначается греческой буквой α .

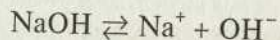
Так, например, степень диссоциации 80 % означает, что из 100 молекул 80 диссоциируют на ионы.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ($\alpha > 30\%$), средней силы ($\alpha = 2-30\%$) и слабые ($\alpha < 2\%$).

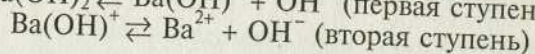
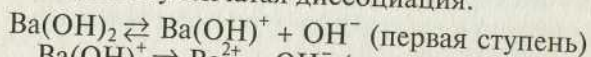
§ 8. Диссоциация оснований, кислот и солей

Сильные электролиты диссоциируют нацело (в одну ступень), слабые — ступенчато.

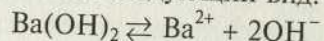
Основания — электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-



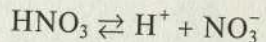
Если основание содержит в молекуле несколько групп OH^- , то может происходить ступенчатая диссоциация:



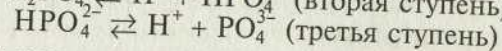
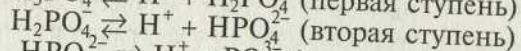
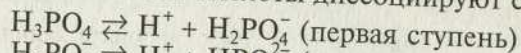
Сначала отщепляется один гидроксид-ион, а последующие ионы OH^- диссоциируют в сильно разбавленных растворах. Уравнение полной диссоциации имеет следующий вид:



Кислоты — электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+

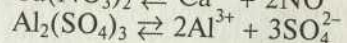
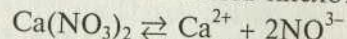


Многоосновные слабые кислоты диссоциируют ступенчато:

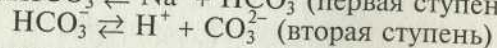
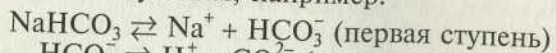


Различают следующие виды солей: средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные.

Средние соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами, диссоциирующими с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка:

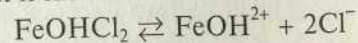


Кислые соли — электролиты, содержащие в анионе водород, способный отщепляться в виде иона H^+ . Диссоциация кислых солей происходит по ступеням, например:



Однако степень электролитической диссоциации во второй ступени очень мала, поэтому раствор кислой соли содержит лишь незначительное число ионов водорода.

Основные соли — электролиты, содержащие в катионе одну или несколько гидроксогрупп OH^- , способных переходить в состояние ионов OH^- (отщепляться). Основные соли характерны для многовалентных металлов. Основные соли диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков:



Диссоциация ионов основных остатков на ионы металла и гидроксогруппы почти не имеет места.

ВОПРОСЫ

1. Какие вещества относятся к электролитам? Дайте определение.
2. Что такое степень электролитической диссоциации? Как она выражается количественно? От чего зависит?
3. Что называется электролитической диссоциацией? Кто автор теории электролитической диссоциации? Чем обусловлена электролитическая проводимость растворов электролитов?
4. Какие частицы называют: а) ионами; б) катионами; в) анионами?
5. Какие ионы находятся в водных растворах: а) оснований; б) кислот; в) солей?
6. Дайте определение основаниям, кислотам и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации.
7. Чем отличаются между собой частицы, изображенные символами: а) H , H_2^+ ; б) S , S^{2-} , SO_2 ; в) Cl_2 , Cl , Cl^- ; г) K , K^+ ?
8. Какие из следующих веществ проводят электрический ток: спирт, водный раствор азотной кислоты, водопроводная вода, расплавленный гидроксид калия, сухая поваренная соль, серная кислота с массовой долей H_2SO_4 100 %, водный раствор гидрокарбоната калия, расплавленный фосфат калия, раствор кислорода в воде, раствор сахара в воде?
9. Какие электролиты называют сильными и слабыми? Приведите примеры.
10. Какие выводы о свойствах кислот, оснований и солей можно сделать на основании теории электролитической диссоциации?
11. Что представляют собой гидратированные ионы?
12. С чем связано различие в окраске безводного сульфата меди и медного купороса?
13. Чем объяснить общность свойств у кислот, у щелочей?
14. Какие общие ионы находятся в растворах: а) сульфатов; б) нитратов; в) карбонатов; г) сульфидов? Укажите их заряды.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения полной электролитической диссоциации для следующих сильных электролитов: H_2SO_4 , HNO_3 , Na_2SO_4 , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , HCl , NaCl , AlCl_3 , HClO_4 .
2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для электролитов слабых и средней силы: H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_3AsO_3 .

3. Составьте формулы солей, образованных следующими катионами и анионами: а) K^+ и NO_3^- , Na^+ и HSO_3^- ; б) Ca^{2+} и HS^- , Mg^{2+} и HSO_4^- ; в) Zn^{2+} и SO_4^{2-} , $[Fe(OH)_2]^+$ и Cl^- ; г) $ZnOH^+$ и NO_3^- , $AlOH^{2+}$ и SO_4^{2-} ; д) Cu^{2+} и HSO_3^- , Al^{3+} и Cl^- .

4. Составьте уравнения реакций получения средних и основных солей при взаимодействии гидроксидов меди и хрома с серной и соляной кислотами.

5. Составьте уравнения реакций получения кислых солей при взаимодействии гидроксидов натрия, кальция и алюминия с ортофосфорной и угольной кислотами.

6. Растворы некоторых солей натрия имеют окраску. Чем она обусловлена — катионами или анионами? Приведите примеры.

7. К какому классу относится вещество, если его водный раствор хорошо проводит электрический ток и не окрашивает лакмус ни в красный, ни в синий цвет?

8. Какие ионы содержатся в водных растворах: а) гидроксида бария, серной кислоты, сульфата цинка, гидросульфата калия; б) хлорида гидроксожелеза(II), бромоводородной кислоты, гидроксида стронция, нитрата меди(I)?

9. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворимых веществ:

а) $KAl(SO_4)_2$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $FeOH(NO_3)_2$, $MgClNO_3$, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot CuSO_4 \cdot 5H_2O$

б) $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, NH_4KSO_3 , $Ba(HCO_3)_2$, $AlOHCl_2$, $FeSO_4Cl$

10. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих электролитов:

а) $Ba(OH)_2$, H_2SeO_4 , $NaHCO_3$, $MgOHNO_3$

б) H_3AsO_4 , KHS , $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2NO_3$

11. Сколько свободных ионов получится при полной диссоциации каждой молекулы вещества:

а) K_2SO_4 , $NH_4K_2PO_4$, $NaHSO_3$, $CaOHNO_3$;

б) $CaBr_2$, $Ba(HCO_3)_2$, $KNaSO_4$, $MgOHCl$, NH_4NO_3 ?

Ответ подтвердите уравнениями полной диссоциации молекул.

12. Напишите формулы веществ, в водных растворах которых содержатся следующие ионы:

а) NO_3^- , HSO_3^- , $MgOH^+$, PO_4^{3-} , OH^- , H^+

б) S^{2-} , $H_2PO_4^-$, $Fe(OH)^{2+}$, CO_3^{2-} , NH_4^+

13. Напишите уравнения электролитической диссоциации: а) хлорида алюминия, сульфата железа(II), гидросульфата калия, сульфата натрия, нитрата дигидроксиалюминия; б) дигидрофосфата бария, карбоната натрия, силиката калия, хлорида гидроксоцинка, нитрата кальция.

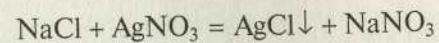
14. Напишите все стадии электролитической диссоциации следующих кислот: а) H_3BO_3 , H_2CO_3 , H_2S ; б) $H_4P_2O_7$, H_2SO_3 , H_3SbO_4 .

§ 9. Ионные реакции

При взаимодействии электролитов соединяются только противоположно заряженные ионы. Если при этом образуется новое ве-

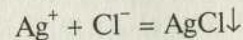
щество в виде осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона, то такие реакции можно считать необратимыми, т. е. практически идущими «до конца»*. Такие реакции называют ионными и записывать их следует ионно-молекулярными уравнениями.

В ионных уравнениях осадок, газ и малодиссоциирующие соединения всегда записывают в молекулярной форме. Рассмотрим реакцию образования хлорида серебра из хлорида натрия и нитрата серебра (молекулярное уравнение):

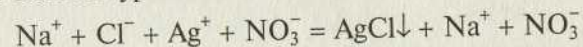


сильный сильный осадок сильный

Оба реагирующих вещества в водном растворе находятся в виде ионов $Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^-$. Образование осадка сводится к взаимодействию ионов Ag^+ и Cl^- , так как образуется малодиссоциирующее соединение (краткое ионное уравнение показывает только взаимодействующие ионы):

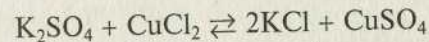


Полное ионное уравнение

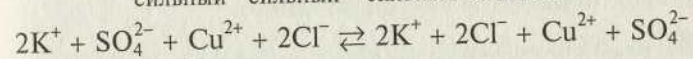


показывает все ионы, входящие в состав реагентов.

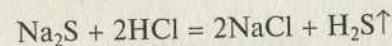
Если при взаимодействии двух сильных электролитов получаются два сильных электролита, то реакция фактически не протекает, например



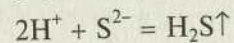
сильный сильный сильный сильный



Реакции с образованием газов.

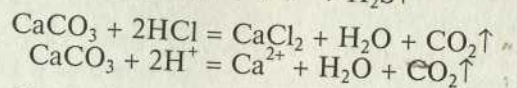
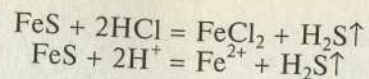


Для простоты и удобства напомним сразу уравнение реакции в сокращенной ионной форме:

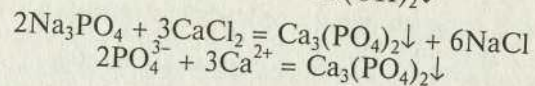
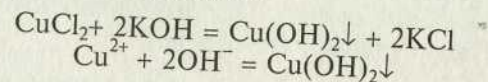


Если одно из взятых веществ является труднорастворимым в воде, то формула этого вещества записывается в молекулярной форме:

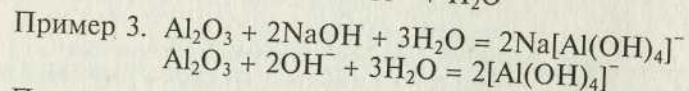
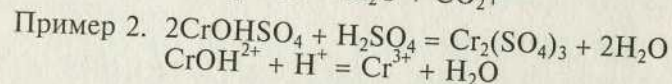
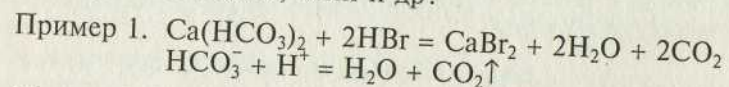
* С развитием учения о химическом равновесии принимается, что реакция между ионами в растворе никогда не идет до конца. Конечные продукты реакции представляют собой равновесную систему из молекул и ионов. Так, $BaSO_4$ не является веществом, абсолютно не растворимым в воде, в растворе останутся ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} , но это количество мало и практически не учитывается.



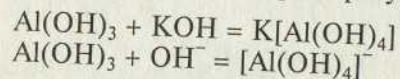
Реакции с образованием осадка.



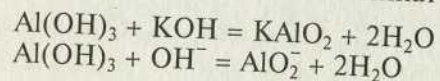
Реакции с образованием слабых электролитов или комплексных ионов. К слабым электролитам относятся вещества со степенью диссоциации меньше 2 %, например вода, слабые кислоты, труднорастворимые осадки, соли и др.



Пример 4. В растворе образуется комплексный ион:

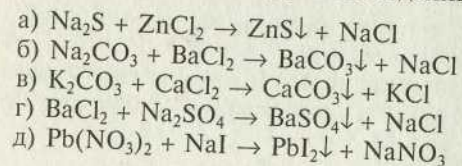


В расплаве образуется алюминат-ион:

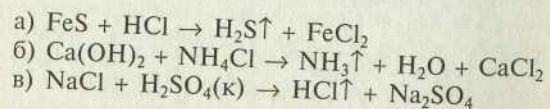


УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте ионные уравнения данных реакций:

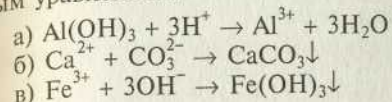


2. Составьте ионные уравнения реакций, в результате которых образуются летучие соединения:

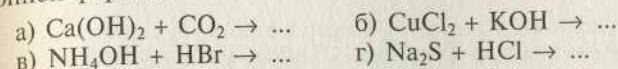


3. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:
 а) соляная кислота + нитрат серебра; б) хлорид бария + серная кислота;
 в) гидроксид натрия + хлорид аммония; г) карбонат натрия + гидроксид кальция; д) гидроксид железа(III) + азотная кислота.

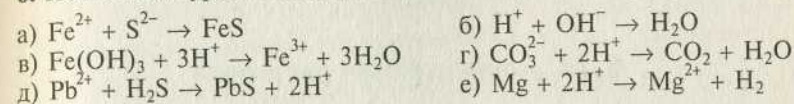
4. Составьте по три молекулярных уравнения реакций по данным ионным уравнениям:



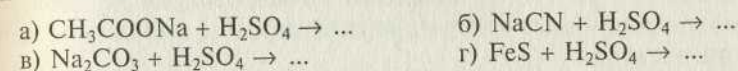
5. Напишите следующие уравнения реакций в полной и сокращенной ионной формах:



6. По ионным уравнениям реакций составьте молекулярные:

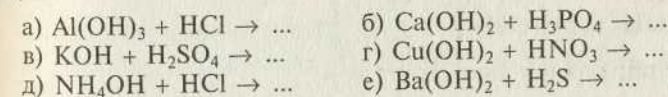


7. Напишите ионные уравнения реакций, протекающих с образованием малодиссоциирующих соединений:



8. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия соляной кислоты и гидроксида натрия с Cr(OH)_3 и Zn(OH)_2 .

9. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации:

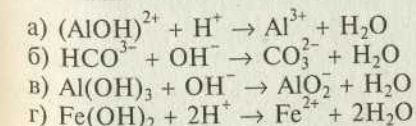


10. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования средних солей из основных и кислых:



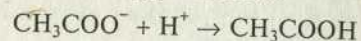
11. Для реакций, идущих до конца, напишите молекулярные и ионные уравнения: а) $\text{Cu(NO}_3)_2$ и KOH ; б) BaCl_2 и Na_2SO_4 ; в) KNO_3 и Na_2SO_3 ; г) HNO_3 и HCl ; д) AgNO_3 и NaCl .

12. Напишите полные ионные и молекулярные уравнения реакций:



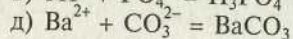
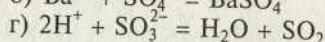
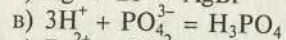
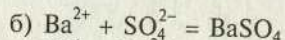
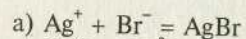
13. Объясните с помощью ионных уравнений, что произойдет при смешении ионов в растворе: а) Na^+ , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , H^+ ; б) Al^{3+} , SO_4^{2-} , Cl^- , H^+ ; в) Fe^{3+} , OH^- , K^+ , NO_3^- ; г) K^+ , OH^- , Fe^{3+} , Cl^- ; д) Ca^{2+} , OH^- , Zn^{2+} , PO_4^{3-} .

14. Приведите примеры трех реакций, которые можно выразить одним ионным уравнением:



15. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие вещества: а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и KOH ; в) H_2SO_4 и NaOH ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

16. Напишите полные ионные и молекулярные уравнения реакций:



17. Напишите уравнения реакций, протекающих при смешении растворов: а) серной кислоты и гидроксида кальция; б) гидроксида магния и соляной кислоты; в) гидроксида цинка и гидроксида калия.

§ 10. Концентрация растворов

Содержание вещества в растворе, отнесенное к массе или объему растворителя или раствора, называют *концентрацией раствора*.

Рассмотрим наиболее употребляемые способы выражения концентрации раствора.

Массовая доля $\omega(X)$ — это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Массовую долю обычно выражают в долях от единицы:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})}$$

или в процентах:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р-ра})} 100\%,$$

где $\omega(X)$ — массовая доля растворенного вещества; $m(X)$ — масса растворенного вещества; $m(\text{р-ра})$ — общая масса раствора.

Так, например, если массовая доля растворенного вещества в воде 0,4 (или 40 %), это означает, что в растворе на каждые 100 единиц массы раствора приходится 40 единиц массы вещества.

Задача 1. Определите массовую долю (в %) KOH в растворе, если KOH массой 40 г растворен в воде массой 160 г.

Решение. Общая масса раствора KOH равна

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

Подставляя известные величины в формулу, получаем

$$\omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m(\text{р-ра})} 100\% = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} 100\% = 20\%.$$

Задача 2. Определите массовую долю (в %) хлорида натрия, полученного при смешении двух растворов хлорида натрия: массой 120 г с массовой долей NaCl 40 % и массой 200 г с массовой долей NaCl 15 %.

Решение. Определяем массу хлорида натрия в 120 г раствора с массовой долей NaCl 40 %:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega m(\text{р-ра})}{100\%} = \frac{40\% \cdot 120 \text{ г}}{100\%} = 48 \text{ г}.$$

Определяем массу хлорида натрия в 200 г раствора с массовой долей NaCl 15 %:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{15\% \cdot 200 \text{ г}}{100\%} = 30 \text{ г}.$$

Общая масса раствора составляет

$$m(\text{р-ра}) = 120 \text{ г} + 200 \text{ г} = 320 \text{ г}.$$

Общая масса растворенного вещества

$$m(\text{NaCl}) = 48 \text{ г} + 30 \text{ г} = 78 \text{ г}.$$

Следовательно, массовая доля (в %) хлорида натрия в растворе

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{78 \text{ г}}{320 \text{ г}} 100\% = 24,4\%.$$

Молярная концентрация $c(X)$ — отношение количества вещества ν (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора V (л):

$$c(X) = \frac{\nu(X)}{V}, \text{ так как } \nu = \frac{m}{M}, \text{ то } c(X) = \frac{m(X)}{M(X)V}.$$

Для обозначения молярной концентрации используют символ «М».

Если 1 л раствора содержит 1 моль растворенного вещества, то раствор называют одномолярным и обозначают 1 М, если 2 моль — двумолярным (обозначают 2 М), 0,1 моль — децимолярным (0,1 М) и т.д. Так, одномолярный раствор H_2SO_4 — это такой раствор, в 1 л которого содержится 1 моль H_2SO_4 , т.е. 98 г.

Задача 3. Сколько граммов NaOH содержится в 0,1 М растворе объемом 500 мл?

Решение. 1-й способ:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})V},$$

отсюда

$$m(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) M(\text{NaOH}) V, \\ m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 40 \cdot 0,5 = 2 \text{ г.}$$

2-й способ:

$$\begin{aligned} &\text{в 1 л 1 М раствора NaOH — 40 г NaOH} \\ &\text{в 1 л 0,1 М раствора NaOH — } x \text{ г NaOH} \quad x = \frac{40 \text{ г} \cdot 0,1 \text{ М}}{1 \text{ М}} = 4 \text{ г;} \\ &\text{в 1 л 0,1 М раствора гидроксида натрия содержится 4 г NaOH} \\ &\text{в 0,5 л 0,1 М раствора гидроксида натрия содержится } x \text{ г NaOH} \\ &x = \frac{4 \text{ г} \cdot 0,5 \text{ л}}{1 \text{ л}} = 2 \text{ г.} \end{aligned}$$

Задача 4. Вычислите молярную концентрацию раствора NaOH, 500 мл которого содержит 1 г NaOH.

Решение. 1-й способ:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) V} = \frac{1 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,05 \text{ моль/л, или } 0,05 \text{ М.}$$

2-й способ:

$$\begin{aligned} &\text{в 0,5 л раствора гидроксида натрия содержится 1 г NaOH} \\ &\text{в 1 л раствора гидроксида натрия содержится } x \text{ г NaOH} \\ &x = \frac{1 \text{ л} \cdot 1 \text{ г}}{0,5 \text{ л}} = 2 \text{ г.} \end{aligned}$$

Вычисляем молярную концентрацию:

$$\begin{aligned} &\text{в 1 л 1 М раствора NaOH содержится 40 г NaOH} \\ &\text{в 1 л } x \text{ М раствора NaOH содержится 2 г NaOH} \\ &x = \frac{1 \text{ М} \cdot 2 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 0,05 \text{ М.} \end{aligned}$$

Для приготовления растворов заданной молярности пользуются измерительной посудой — мерными колбами с длинным узким горлышком, на котором нанесена метка в виде кольцевой черты.

Например, требуется приготовить 500 мл молярного раствора NaOH. Сначала вычислим массу NaOH в этом растворе:

$$\begin{aligned} &\text{в 1 л 1 М раствора NaOH содержится 40 г NaOH} \\ &\text{в 0,5 л 1 М раствора NaOH содержится } x \text{ г NaOH} \\ &x = \frac{40 \text{ г} \cdot 0,5 \text{ л}}{1 \text{ л}} = 20 \text{ г.} \end{aligned}$$

Поместим 20 г NaOH в мерную колбу вместимостью 500 мл и нальем небольшой объем воды для полного растворения навески.

После растворения всего NaOH дольем воду до метки (нижний край мениска должен касаться метки). Закрываем колбу пробкой, раствор взбалтываем.

В лабораториях обычно готовят растворы с молярной концентрацией. Такие растворы всегда содержат строго определенное число молекул. Так, в 1 л молярного раствора любого вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация)

$c(\frac{1}{z} X)$ — отношение количества вещества эквивалента (в молях), содержащегося в растворе, к объему этого раствора (в литрах):

$$c(\frac{1}{z} X) = \frac{m(X)}{M(X) f_{\text{экв}}(X) V}.$$

Для обозначения молярной концентрации эквивалента (нормальной концентрации) используют обычно символ «н.».

Если 1 л раствора содержит 1 моль эквивалента растворенного вещества, то раствор называют однонормальным и обозначают 1 н., если 2 моль эквивалента — дунормальным и обозначают 2 н.

Задача 5. Определите молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты, если в 0,3 л раствора содержится 12 г H_3PO_4 .

Решение.

$$\begin{aligned} c(\frac{1}{3} \text{H}_3\text{PO}_4) &= \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) V} = \\ &= \frac{12 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot \frac{1}{3} \cdot 0,3 \text{ л}} = 1,22 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

ЗАДАЧИ

1. Определите массовую долю (в %) NaCl в растворе, полученном при растворении NaCl массой 20 г в воде объемом 300 мл.
2. Сколько граммов гидроксида калия содержится в растворе объемом 200 мл с массовой долей KOH 10 %, плотность которого равна 1,09*?
3. Сколько граммов гидроксида натрия содержится в растворе массой 250 г с массовой долей NaOH 20 %?
4. К 300 мл гидроксида калия с массовой долей KOH 20 % (пл. 1,2) прибавили KOH массой 40 г. Определите массовую долю (в %) KOH в новом растворе.
5. К 200 мл раствора H_2SO_4 (пл. 1,066) с массовой долей H_2SO_4 10 % прилили 1 л воды. Определите массовую долю (в %) H_2SO_4 в полученном растворе.

* Плотность растворов во всех задачах принимать в г/см³.

6. Определите массовую долю (в %) хлорида натрия в растворе, полученном при смешении раствора массой 20 г с массовой долей NaCl 20 % и раствора объемом 100 мл с массовой долей NaCl 30 % и плотностью 1,15.
7. При упаривании раствора хлорида натрия массой 500 г с массовой долей NaCl 1 % получен новый раствор массой 150 г. Какова массовая доля (в %) полученного раствора?
8. Сколько миллилитров азотной кислоты с массовой долей HNO_3 20 % и плотностью 1,115 потребуется для нейтрализации раствора, содержащего KOH массой 5,6 г?
- 9*. На металлический натрий массой 4,6 г подействовали 200 мл воды. Определите массовую долю (в %) полученной щелочи в растворе.
- 10*. Вычислите массовую долю (в %) серной кислоты в растворе, полученном при растворении оксида серы(VI) массой 4 г в растворе серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 80 % и плотностью 1,73.
11. Какой объем соляной кислоты с массовой долей HCl 20 % и плотностью 1,1 необходим для растворения известняка массой 200 г, содержащего карбонат кальция с массовой долей 85 %? Какой объем займет выделившийся при этом газ при нормальных условиях?
12. Сколько воды надо прибавить к раствору массой 3 кг с массовой долей соли 20 % для получения раствора с массовой долей 15 %?
13. Сколько соли надо растворить в воде массой 2 кг, чтобы получить раствор с массовой долей 20 %?
14. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 60 % и плотностью 1,5 нужно взять, чтобы приготовить раствор объемом 2,5 л с массовой долей H_2SO_4 12 % и плотностью 1,08?
15. На смесь цинка и оксида цинка массой 25 г подействовали раствором гидроксида калия с массовой долей KOH 40 % и плотностью 1,39, при этом выделился газ объемом 4,48 л. Сколько миллилитров щелочи при этом было израсходовано?
- 16*. Смесь алюминия и цинка массой 9,2 г обработали раствором гидроксида натрия с массовой долей NaOH 48 % и плотностью 1,5. При этом выделился газ объемом 5,6 л. Сколько миллилитров раствора щелочи с массовой долей NaOH 48 % пошло на растворение алюминия?
17. Определите молярную концентрацию раствора H_3PO_4 , в 500 мл которого содержится H_3PO_4 массой 9,8 г.
18. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 0,1 М растворе объемом 200 мл?
19. Сколько миллилитров концентрированной серной кислоты плотностью 1,84, содержащей массовую долю H_2SO_4 98 %, нужно взять для приготовления 3 М раствора объемом 500 мл?
20. Как из 1,5 М раствора Ca(OH)_2 получить 0,25 М раствор объемом 500 мл?
21. Сколько миллилитров раствора нитрата кальция с массовой долей $\text{Ca(NO}_3)_2$ 70 % и плотностью 1,5 нужно взять, чтобы приготовить 0,1 М раствор объемом 250 мл?
22. На реакцию карбоната натрия массой 0,44 г расходуется раствор серной кислоты объемом 12 мл. Вычислите молярную концентрацию раствора серной кислоты.
- 23*. Раствор гидроксида калия объемом 1 л с массовой долей KOH 10 % (пл. 1,05) смешали с раствором соляной кислоты объемом 0,5 л с

массовой долей HCl 10 % (пл. 1,05). Определите массовую долю соли в полученном растворе.

24*. Определите, сколько миллилитров серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 40 % (пл. 1,4) вступило в реакцию, если при взаимодействии с хлоридом натрия при слабом нагревании выделился хлороводород объемом 5,6 л. Какова массовая доля соляной кислоты (в %), если весь хлороводород был поглощен 20 мл воды?

25. К раствору серной кислоты объемом 200 мл прибавили избыток хлорида бария. Масса выделившегося осадка после промывки и высушивания равна 1,165 г. Какова молярная концентрация взятого раствора серной кислоты?

26*. Сколько миллилитров раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 8 % (пл. 1,09) потребуется для нейтрализации раствора серной кислоты объемом 100 мл, если известно, что из 10 мл данного раствора серной кислоты при добавлении избытка хлорида бария можно получить сульфат бария массой 0,233 г?

27*. Раствор серной кислоты объемом 8 л с массовой долей H_2SO_4 40 % (пл. 1,3) упарен до 5200 г. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе. Сколько граммов раствора едкого натра с массовой долей NaOH 20 % потребуется для полной нейтрализации полученного раствора серной кислоты?

28*. При нейтрализации раствора серной кислоты к 10 мл его прилили 18 мл 0,1 М раствора гидроксида калия, причем щелочи оказался избыток. Для достижения нейтральной реакции прилили еще 4 мл 0,2 М раствора соляной кислоты. Какова молярная концентрация кислоты?

29. Сколько соли надо добавить к воде массой 350 г для приготовления раствора с массовой долей соли 30 %?

30. Определите массовую долю (в %) кристаллизационной воды в медном купоросе $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

31. Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 50 г растворили в воде массой 350 г. Какова массовая доля (в %) CuSO_4 в растворе?

32. Определите массы кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимые для приготовления 500 мл раствора хлорида кальция с массовой долей CaCl_2 40 % и плотностью 1,4.

33. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ получится при медленном испарении воды из раствора сульфата натрия массой 500 г с массовой долей Na_2SO_4 10 %?

34. Сколько граммов сульфата натрия надо растворить в воде массой 400 г, чтобы приготовить раствор с массовой долей Na_2SO_4 8 %?

35. Сколько граммов нитрата калия надо растворить в воде массой 150 г, чтобы получить раствор с массовой долей соли 5 %?

36. Сколько хлорида магния содержится в 800 мл раствора с массовой долей MgCl_2 10 % (пл. 1,06)?

37. Определите массовую долю (в %) воды, содержащейся в серной кислоте плотностью 1,64; 1,71; 1,84.

38. Сколько миллилитров раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 50 % и плотностью 1,32 необходимо взять для приготовления 5 л раствора с массовой долей HNO_3 2 % и плотностью 1,01?

39. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к раствору гидроксида натрия объемом 200 мл с массовой долей NaOH 10 % и плотностью 1,10, чтобы получить раствор с массовой долей NaOH 5 %?
40. Сколько литров раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 15 % и плотностью 1,16 можно приготовить из раствора объемом 2 л с массовой долей NaOH 33 % и плотностью 1,36?
41. Вычислите массу осадка, образовавшегося при добавлении к раствору сульфата натрия раствора хлорида бария объемом 10 мл с массовой долей BaCl_2 12,8 %.
42. Сколько литров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 10 % и плотностью 1,07 требуется для нейтрализации гидроксида натрия массой 16 кг?
43. Какова масса азотной кислоты, содержащейся в растворе объемом 0,4 л при $c(\text{HNO}_3) = 0,1$ моль/л?
44. Раствор объемом 0,5 л содержит гидроксид калия массой 14 г. Какова молярная концентрация этого раствора?
45. Раствор объемом 0,75 л содержит хлорид натрия массой 4,4 г. Чему равна молярная концентрация раствора?
46. В каком объеме 0,1 М раствора содержится H_2SO_4 массой 4,9 г?
47. Определите молярную концентрацию раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 8 % и плотностью 1,09.
48. Рассчитайте массовую долю NaOH в 2 М растворе гидроксида натрия плотностью 1,1.
49. Рассчитайте массу соляной кислоты, содержащейся в растворе объемом 0,25 л, где $c(\text{HCl}) = 1$ моль/л.
50. Определите молярную концентрацию соляной кислоты с массовой долей HCl 38 % и плотностью 1,19.
51. Сколько воды надо добавить к 0,5 М раствору H_2SO_4 объемом 200 мл, чтобы получить 0,2 М раствор?
52. Вычислите молярную концентрацию раствора, полученного при разбавлении 2 М раствора объемом 200 мл водой объемом 300 мл.
53. Вычислите молярную концентрацию раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 40 % и плотностью 1,25.
54. Определите молярную концентрацию раствора, полученного смешением 0,5 М раствора нитрата натрия объемом 200 мл с 0,2 М раствором объемом 400 мл.
55. Определите молярную концентрацию серной кислоты, если в растворе объемом 200 мл содержится H_2SO_4 массой 4,9 г.
56. Определите молярную концентрацию эквивалента серной кислоты, если в растворе объемом 0,25 л содержится H_2SO_4 массой 1,225 г.
57. Определите, какая масса серной кислоты содержится в растворе объемом 0,5 л, если молярная концентрация эквивалента кислоты равна 0,2 моль/л.
58. Определите, какая масса ортофосфорной кислоты содержится в растворе объемом 0,5 л, если молярная концентрация эквивалента кислоты равна 0,3 моль/л.
59. Определите, чему равна молярная концентрация эквивалента гидроксида калия, если массовая доля KOH в растворе составляет 8 %.

60. Какой объем раствора, в котором массовая доля H_2SO_4 составляет 90 %, надо взять для приготовления раствора объемом 0,6 л молярной концентрации эквивалента 0,1 моль/л?

§ 11. Гидролиз солей

Гидролиз соли — это реакция обмена ионов соли с ионами воды, в результате которой образуется слабый электролит.

При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из ее ионов в слабый электролит соли.

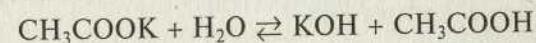
При связывании ионов H^+ в растворе накапливаются ионы OH^- , реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ — среда кислая.

Разберем случаи гидролиза, пользуясь понятиями «слабый» и «сильный» электролит.

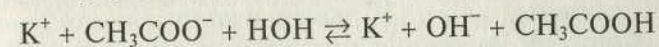
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по аниону). Это имеет место при гидролизе соли CH_3COOK . Ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-ионы (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода (H^+) в молекулы слабого электролита — уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, так как ионы K^+ не могут связать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом).

Уравнения гидролиза соли CH_3COOK будут иметь следующий вид:

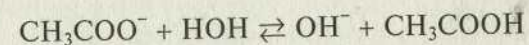
в молекулярной форме



в ионной форме

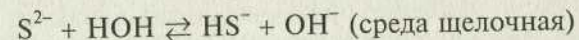


в сокращенной ионной форме

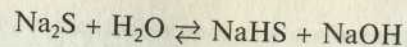


При написании уравнений гидролиза можно исходить из сокращенного ионного уравнения с переходом к молекулярному, минуя полное ионное уравнение гидролиза.

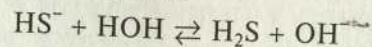
Гидролиз соли Na_2S протекает ступенчато. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой. В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды и в растворе накапливаются ионы OH^- , тогда уравнение в ионной форме по первой ступени примет вид



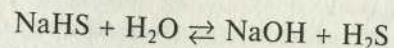
При написании молекулярного уравнения получаем



Вторая ступень (гидролиз соли NaHS):
в сокращенной ионной форме

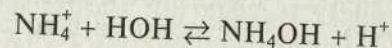


в молекулярной форме

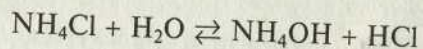


Вторая ступень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как, накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору сильнощелочную реакцию, что приводит к реакции нейтрализации, сдвигу равновесия влево.

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз протекает по катиону). Это имеет место при гидролизе соли NH_4Cl (NH_4OH — слабое основание, HCl — сильная кислота). Отбросим ион Cl^- , так как он с катионом воды дает сильный электролит, тогда в сокращенной ионной форме уравнение гидролиза примет следующий вид:

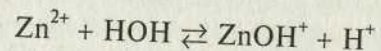


в молекулярной форме



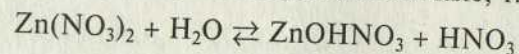
Ионы OH^- воды связываются в слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе — среда кислая.

Гидролиз соли $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ протекает ступенчато. Отбрасываем ион NO_3^- сильного электролита, тогда первая ступень гидролиза в сокращенной форме примет вид

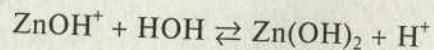


ионы OH^- связаны, а ионы H^+ накапливаются.

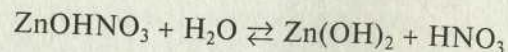
При написании уравнения гидролиза в молекулярной форме прибавляем тот ион, который отбросили вначале, т.е. NO_3^- :



Вторая ступень гидролиза в сокращенной ионной форме будет иметь вид

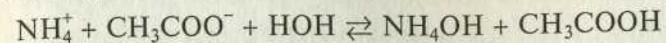


в молекулярной форме



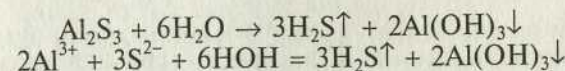
Вторая ступень гидролиза практически не происходит при обычных условиях, так как в результате накопления ионов H^+ создается сильноокислая среда и гидроксид цинка растворяется.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по катиону и аниону). Это имеет место при гидролизе соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Запишем уравнение в ионной форме:



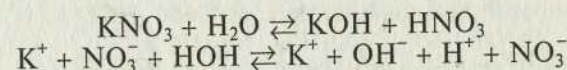
Образуются слабое основание и слабая кислота, степень диссоциации которых приблизительно одинакова, поэтому при наличии гидролиза среда будет приблизительно нейтральная.

Гидролиз соли Al_2S_3 протекает полно и необратимо, так как в результате продукты реакции выделяются из ее среды в виде осадка и газа:



Разбавление и нагревание растворов усиливает гидролиз. Например, гидролиз $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ на холоде протекает с образованием $\text{FeOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, а при кипячении получается осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ и даже $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Соль образована сильным основанием и сильной кислотой (гидролизу не подвергается). При растворении в воде нитрата калия в присутствии индикатора окраска лакмуса не изменяется. Уравнение реакции в молекулярной и ионной формах имеет вид



Среда нейтральная.

ВОПРОСЫ

1. Что называется гидролизом? Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подвергаются, и объясните почему.
2. Как протекает гидролиз соли, образованной: а) сильной кислотой и слабым основанием; б) сильным основанием и слабой кислотой; в) слабым основанием и слабой кислотой?
3. Почему раствор нитрата алюминия окрашивается в красный цвет при добавлении лакмуса?
4. Почему раствор сульфида калия окрашивается в малиновый цвет при добавлении фенолфталеина?
5. Почему раствор хлорида бария не изменяет цвет лакмуса и фенолфталеина?
6. Почему при гидролизе сульфита натрия не выделяется сернистая кислота, а при гидролизе сульфата алюминия не осаждается гидроксид алюминия?
7. Изменится ли реакция среды, если растворить в воде следующие соли: а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4NO_2 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; б) KNO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, K_2CO_3 , KH_2PO_4 ?

8. Растворы каких солей подвергнутся полному гидролизу: KCN, CH₃COONa, (NH₄)₂SO₃, BaS?

9. Какие соли подвергаются частичному гидролизу? Приведите примеры.

10. Почему соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, гидролизу не подвергаются?

11. От каких факторов зависит гидролиз солей? Приведите примеры.

12. Как влияют на гидролиз соли температура и концентрация раствора? Ответ поясните.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Какая среда (щелочная, кислая или нейтральная) будет в водных растворах следующих солей: AlCl₃, KNO₃, CuSO₄, Na₂CO₃, (NH₄)₂S? Напишите уравнения гидролиза в полной и сокращенной ионной формах.

2. Какие соли подвергаются гидролизу: BaCl₂, Pb(NO₃)₂, K₃PO₄, Na₂CO₃, ZnBr₂? Напишите возможные уравнения гидролиза в ионном виде.

3. Подвергаются ли гидролизу растворы следующих солей: NaNO₃, MgS, CuI₂, (NH₄)₂CO₃? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, где это возможно.

4. Напишите уравнения гидролиза следующих солей по первой ступени в молекулярной и ионной формах: а) CuSO₄, K₂SO₃, (CH₃COO)₂Ba, (NH₄)₃PO₄; б) Fe(OH)₂NO₃, AlOHCl₂, Na₂HPO₄.

5. Какая среда (щелочная, кислая или нейтральная) будет в водных растворах следующих солей: AlCl₃, KNO₂, CuSO₄, Na₂SO₃, (NH₄)₂S? Ответ подтвердите соответствующими реакциями гидролиза.

6. Какие из солей подвергаются гидролизу: CaCl₂, Pb(NO₃)₂, Na₃PO₄, K₂CO₃, ZnBr₂? Напишите возможные уравнения гидролиза в ионном виде.

7. Напишите все три ступени гидролиза для раствора CrCl₃ (в молекулярной и ионной формах). Дайте названия всем солям.

8. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах всех ступеней гидролиза для раствора Na₃PO₄. Дайте названия всем солям.

9. Объясните, почему раствор K₃PO₄ имеет сильнощелочную среду, а раствор KH₂PO₄ — слабокислую?

10. Напишите уравнения всех ступеней гидролиза в молекулярной и ионной формах следующих основных солей: BiOH(NO₃)₂, (CuOH)₂SO₄, FeOHCl, Fe(OH)₂NO₃. Дайте названия всем этим солям.

11. Напишите уравнения всех ступеней гидролиза в молекулярной и ионной формах следующих кислых солей: K₂HPO₄, NH₄HCO₃, Ba(HS)₂, Ca(HSO₃)₂. Дайте названия всем этим солям.

12*. Укажите реакцию на индикатор водных растворов следующих солей: NH₄Al(SO₄)₂·12H₂O; FeSO₄·(NH₄)₂SO₄·6H₂O; CuSO₄·5H₂O; Na₂CO₃·10H₂O. Напишите уравнения гидролиза в ионном виде.

13. Напишите уравнения гидролиза растворов солей, для которых реакция среды существенно не изменяется: (NH₄)₂CO₃, MgS, AgNO₃, Cr₂(SO₄)₃.

14. Сульфиды трехвалентных металлов подвергаются полному и необратимому гидролизу. Как протекает гидролиз Cr₂S₃?

15. При смешивании растворов AgNO₃ и K₂CO₃ выделяется газ и выпадает осадок Ag₂O. Напишите соответствующие уравнения реакций.

16. При смешивании растворов Cr₂(SO₄)₃ и Na₂S образуется осадок Cr(OH)₃. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

17. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов Al₂(SO₄)₃ и Na₂CO₃; Fe(NO₃)₃ и K₂S; CrCl₃ и K₂CO₃, учитывая, что гидролиз доходит до конца.

18. Какие соли подвергаются гидролизу: хлорид калия, сульфит калия, хлорид цинка, нитрат кальция, нитрит кальция?

19. Почему, сливая водные растворы солей соответствующих металлов и сульфидов щелочных металлов, нельзя получить сульфиды алюминия и хрома(III)?

20. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах CuSO₄, K₂CO₃, NaNO₃, K₂S, ZnCl₂, NaCN?

21. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей: Fe₂(SO₄)₃, FeCl₃, Zn(NO₃)₂, ZnSO₄, NH₄Cl, MgSO₄. Укажите, как можно усилить или ослабить гидролиз.

22. Выберите ряд, в котором все соли подвергаются гидролизу:

а) MgCl₂, Na₃PO₄, K₂SO₃

б) Mg(NO₃)₂, Ba(NO₃)₂, NaCl

в) KBr, K₂S, Cu(NO₃)₂

23. Напишите в молекулярной форме по два уравнения гидролиза к каждому из ионных уравнений:

а) $\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CrOH})^{2+} + \text{H}^+$

б) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{HS})^- + \text{OH}^-$

§ 12. Свойства оксидов, гидроксидов и солей в свете учения о строении атомов и теории электролитической диссоциации

ОКСИДЫ

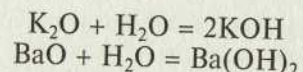
Оксиды — это сложные вещества, состоящие из какого-либо элемента и кислорода со степенью окисления -2.

Например: K₂O, CaO, Fe₂O₃, CO₂, P₂O₅, SO₃, Cl₂O₇, OsO₄. Оксиды образуют все химические элементы, кроме He, Ne, Ar. Химическая связь между кислородом и другим элементом бывает ионной и ковалентной. По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К последним относятся, например, N₂O, NO, SiO.

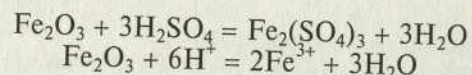
Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды. Оксиды, гидраты которых являются основаниями, называют основными оксидами. Например, Na_2O , CuO являются основными оксидами, так как им соответствуют основания NaOH , Cu(OH)_2 . Как правило, основными оксидами могут быть оксиды металлов со степенью окисления +1, +2. Химическая связь здесь ионная.

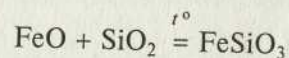
Оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочно-земельных металлов (Ca, Sr, Ba, Ra), взаимодействуя с водой, дают основания. Например:



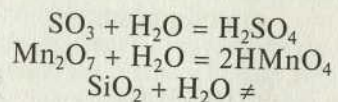
Остальные основные оксиды с водой практически не взаимодействуют. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами и дают соль и воду:



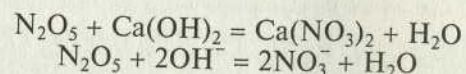
Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и дают соли:



Кислотные оксиды. Оксиды, гидраты которых являются кислотами, называют кислотными. К кислотным относятся оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления +4, +5, +6, +7. Например, N_2O_3 , P_2O_5 , CrO_3 , Cl_2O_7 — кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты HNO_2 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , HClO_4 и т.д. (химическая связь здесь ковалентная и ионная). Большинство кислотных оксидов взаимодействует с водой и образует кислоты. Например:

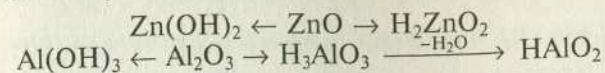


Кислотные оксиды реагируют с основаниями (щелочами) и дают соль и воду:

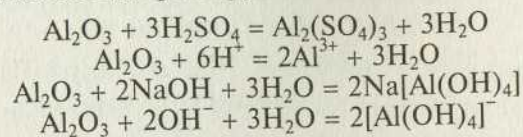


Амфотерные оксиды. Оксиды металлов со степенью окисления +3, +4 и иногда +2, которые в зависимости от среды проявляют основные или кислотные свойства, т.е. реагируют с кислотами и основаниями, называют амфотерными.

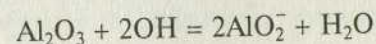
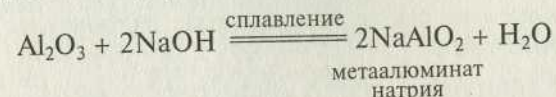
Им соответствуют кислоты и основания. Например:



Амфотерные оксиды реагируют с кислотами и основаниями:



При сплавлении Al_2O_3 со щелочами образуются метаалюминаты:

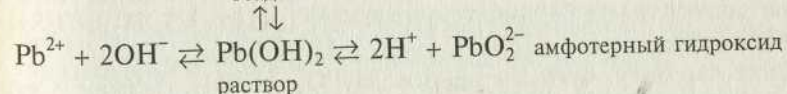
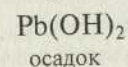
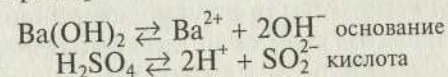


Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются.

ГИДРОКСИДЫ

Химические соединения с общей формулой R(OH)_n называют гидроксидами, где R — атом или группа атомов с положительным зарядом.

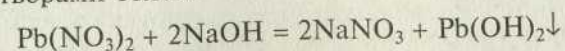
В зависимости от типа электролитической диссоциации гидроксиды делятся на три группы: основания, кислоты и амфотерные гидроксиды. Например:

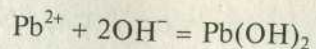


ОСНОВАНИЯ

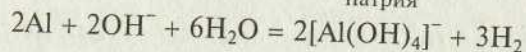
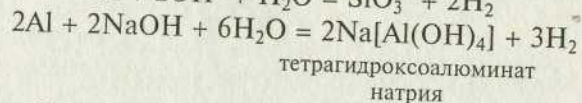
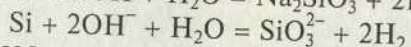
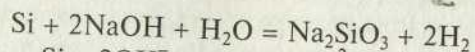
Основания — электролиты, которые при электролитической диссоциации образуют отрицательные гидроксид-ионы.

Основания делятся на растворимые и не растворимые в воде. Растворимые в воде основания называют щелочами. Щелочи образуют щелочные и щелочно-земельные металлы. Щелочи реагируют с растворами солей:

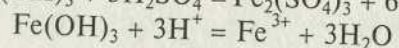
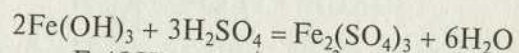




Щелочи могут взаимодействовать с некоторыми простыми веществами:



Растворимые и не растворимые в воде гидроксиды могут реагировать с кислотами:



КИСЛОТЫ

Кислоты — это электролиты, которые при электролитической диссоциации образуют положительные ионы водорода и других положительных ионов не дают.

Число ионов водорода, образующихся при диссоциации одной молекулы кислоты, определяет ее основность. Так, HNO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 — пример одно-, двух- и трехосновных кислот.

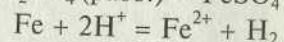
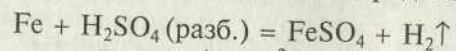
Сила кислот определяется степенью диссоциации α в единице объема. По силе кислоты делятся на сильные (HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HMnO_4) и слабые (H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , CH_3COOH и др.).

Отсутствие или наличие атомов кислорода в молекулах кислот подразделяет их на бескислородные (HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.).

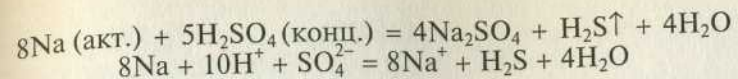
Кислоты могут быть твердыми (H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_2SiO_3) и жидкими (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl), летучими (HCl , HNO_3 , H_2SO_3) и нелетучими (H_2SO_4 , H_3PO_4).

Кислоты реагируют с металлами. Взаимодействие кислот с металлами зависит от концентрации кислоты и активности металла.

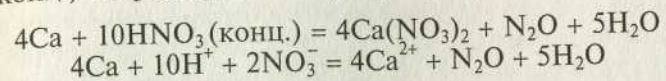
а) Разбавленные кислоты (кроме HNO_3) реагируют с металлами, которые стоят в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, при этом выделяется водород. Например:



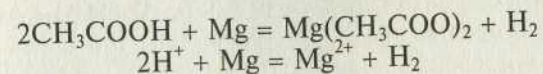
б) H_2SO_4 (конц.) при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется. Например:



в) HNO_3 (конц.) при реакции с щелочными и щелочно-земельными металлами образует газ N_2O — оксид азота(I), с другими тяжелыми металлами NO_2 — оксид азота(IV); холодная HNO_3 (конц.) не реагирует с Fe , Al , Cr , Pt , Au . Например:

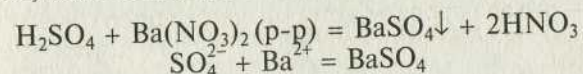


г) H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH — кислоты слабые, взаимодействуют только с активными металлами:

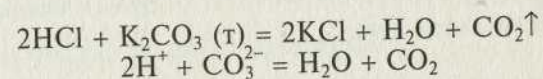


Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами и образуют соль и воду.

При взаимодействии кислот с солями необходимо учитывать агрегатное состояние соли. Реакция с растворами солей протекает в том случае, если выпадает осадок или выделяется газ:



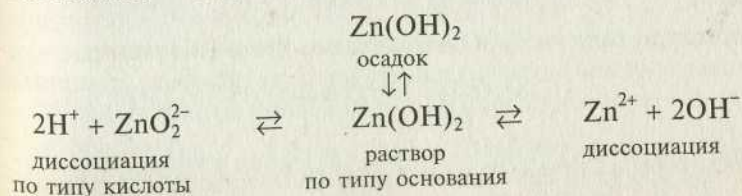
Для реакции с твердыми солями берут соль менее сильной кислоты:



АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Вещества, которые при диссоциации образуют как ионы водорода, так и гидроксид-ионы, называют амфотерными соединениями.

Некоторые гидроксиды в водных растворах реагируют и как кислоты, и как основания, т.е. проявляют амфотерные свойства. В водных растворах таких веществ существуют вместе два противоположных носителя: кислых свойств — ионы водорода, основных свойств — гидроксид-ионы. Например:



СОЛИ

Соли — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (или катионы аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

В зависимости от состава различают следующие типы солей: средние, кислые, основные.

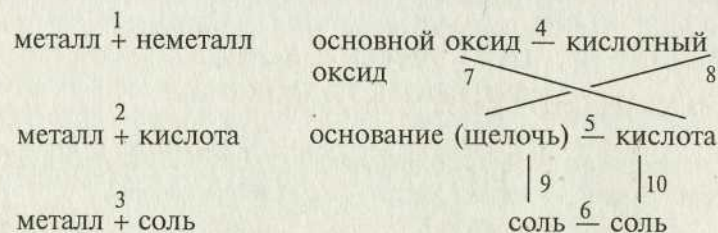
Средние соли — продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл или продукты полного замещения гидроксильных групп основания кислотными остатками. Например, полное замещение в H_3PO_4 водорода на металл могут дать соли Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, AlPO_4 . Замещение в $\text{Al}(\text{OH})_3$ гидроксильных групп кислотными остатками могут дать соли AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AlPO_4 .

Кислые соли (гидро) — продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот на металл. Двухосновные кислоты дают одну кислую соль. Например, H_2SO_3 — KHSO_3 гидросульфит калия; $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ — гидросульфит кальция.

Трехосновные кислоты дают две кислые соли. Например, H_3PO_4 — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ дигидрофосфат кальция; CaHPO_4 — гидрофосфат кальция.

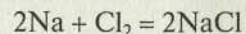
Основные соли (гидроксо) — продукты неполного замещения гидроксогрупп многокислотных оснований на кислотные остатки. Например, у $\text{Al}(\text{OH})_3$ последовательно замещаются одна — две группы и получаются основные соли: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — хлорид дигидроксоалюминия, AlOHCl_2 — хлорид гидроксоалюминия.

Средние соли могут быть получены многими способами, приведем лишь десять основных:

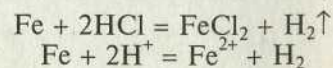


Приведенные схемы, по которым могут образовываться средние соли, рассмотрим на конкретных примерах.

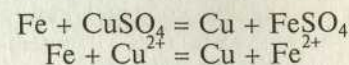
1. Взаимодействие металла с неметаллом:



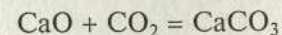
2. Взаимодействие кислот с металлами. Все разбавленные кислоты (кроме азотной) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода:



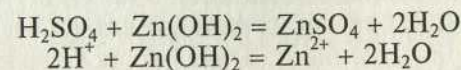
3. Взаимодействие металла с солями. Более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли*:



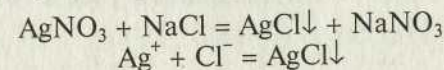
4. Взаимодействие основного и кислотного оксидов:



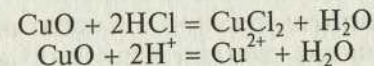
5. Взаимодействие кислоты и гидроксида:



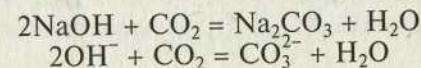
6. Взаимодействие солей между собой. До начала реакции обе соли должны быть растворимы в воде, а после одна из солей должна быть в осадке, т.е. нерастворима:



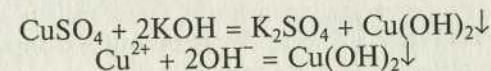
7. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



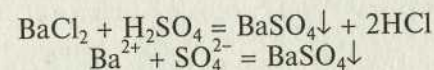
8. Взаимодействие щелочи с кислотным оксидом:



9. Взаимодействие солей со щелочами:



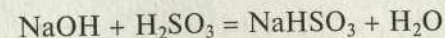
10. Взаимодействие солей с кислотами:



Для получения какой-либо определенной соли не все приведенные выше способы осуществимы на практике. В каждом конкретном случае необходимо учитывать условия реакции и свойства участвующих в ней веществ.

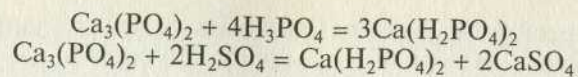
Кислые соли могут быть получены при взаимодействии:

1) основания с избытком кислоты

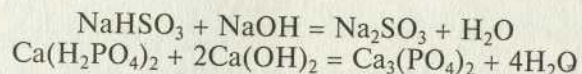


2) средней соли с избытком кислоты

* Не использовать щелочные и щелочно-земельные металлы, так как проходят побочные реакции.

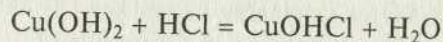


Для перевода кислой соли в среднюю необходимо добавить щелочь:

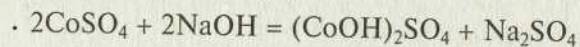


Основные соли могут быть получены при взаимодействии:

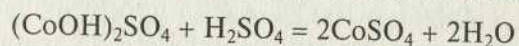
1) избытка основания с кислотой



2) недостатка щелочи со средней солью



Для перевода основной соли в среднюю нужно добавить кислоты:



Необходимо отметить, что основные соли обладают меньшей растворимостью, чем средние. Подобно средним солям, они взаимодействуют с кислотами и солями. Кислые же соли обладают большей растворимостью, чем средние: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ нерастворима в воде, CaHPO_4 малорастворима, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ растворима.

ВОПРОСЫ

1. Какие соединения называют оксидами?
2. Какие оксиды называют основными, кислотными, амфотерными?
3. Приведите примеры оксидов: а) кислотных; б) основных; в) амфотерных; г) индифферентных (безразличных).
4. Назовите следующие оксиды: Na_2O , SO_2 , Mn_2O_7 , CO , Cr_2O_3 , P_2O_5 , B_2O_3 , SnO_2 , CuO , OsO_4 , SeO_3 .
5. Какие оксиды встречаются в природе?
6. Почему не существуют в природе такие оксиды, как оксид кальция и оксид фосфора(V)?
7. Приведите примеры гидратирующихся оксидов.
8. Приведите примеры негидратирующихся оксидов.
9. Какие соединения называют гидроксидами?
10. Назовите следующие основания: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CuOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
11. Назовите следующие кислоты: а) HNO_2 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl ; б) HNO_3 , H_2SO_3 , H_3BO_3 , HI ; в) CH_3COOH , H_2S , H_2SiO_3 , HBr .
12. Какие вещества называют солями?
13. Какие виды солей вы знаете?
14. Назовите следующие соли: а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{FeOH}(\text{NO}_3)$, KHS ; б) FeCl_2 , NaH_2PO_4 , AlOHSO_4 ; в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$; г) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, KHSO_3 , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$; д) K_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{HSO}_3)_2$, MgOHCl .

15. Назовите и напишите графические формулы следующих солей железа: $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, FeOHCl , FeClNO_3 , FeNO_3SO_4 , FeOHNO_2 , FeHPO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$, FeHSO_4 , $\text{FeK}(\text{SO}_4)_2$.

УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия следующих оксидов: а) оксида кремния(IV) с оксидом железа(II); б) оксида меди(II) с оксидом серы(IV); в) оксида азота(V) с оксидом кальция; г) оксида фосфора(V) с оксидом натрия; д) оксида магния с оксидом серы(IV); е) оксида азота(III) с оксидом бария. Назовите тип химической связи в каждом из оксидов.

2. Какие из следующих веществ могут реагировать с оксидом азота(V): $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , MgCl_2 , H_2O , SO_2 , K_2O ? Возможные уравнения реакций запишите в ионной форме.

3. Закончите уравнения следующих реакций:



Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

4. Какие из следующих веществ будут реагировать с гидроксидом кальция: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, Cl_2O_7 , H_2SO_3 , CuCl_2 , Al_2O_3 , BaO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$? Напишите возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

5. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между соответствующими кислотами и гидроксидами, приводящими к образованию следующих солей: FeHSO_4 , NaHCO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

6. Закончите уравнения следующих реакций получения солей в молекулярной и ионной формах:



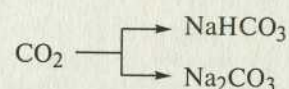
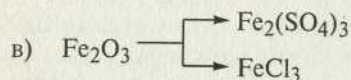
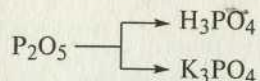
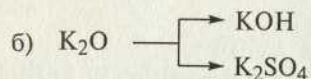
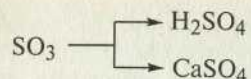
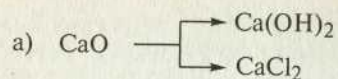
7. Какие из указанных веществ будут реагировать с хлороводородной кислотой: H_2SO_4 , CuO , P_2O_5 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, MgSO_4 , K_2CO_3 ? Возможные реакции запишите в молекулярной и ионной формах.

8. Закончите уравнения реакций получения солей в молекулярной и ионной формах:

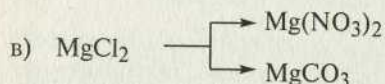
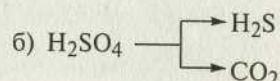
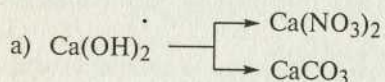


9. Напишите уравнения реакций образования средних солей между следующими веществами: а) силикатом натрия и азотной кислотой; б) гидрокарбонатом калия и бромоводородной кислотой; в) гидросульфатом калия и гидроксидом калия; г) гидроксосульфатом алюминия и серной кислотой; д) гидроксоацетатом алюминия и уксусной кислотой; е) гидросульфидом кальция и гидроксидом кальция.

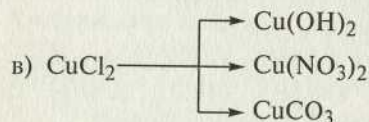
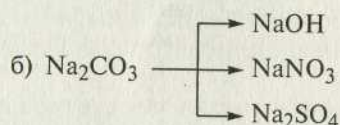
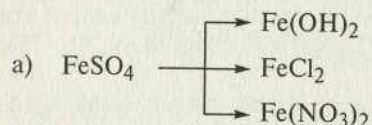
10. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



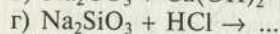
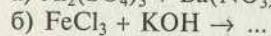
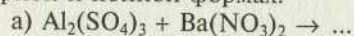
11. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



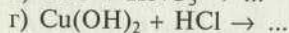
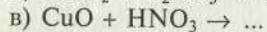
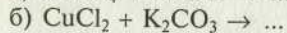
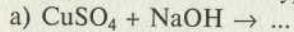
12. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



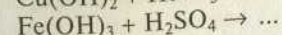
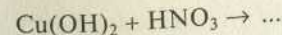
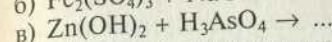
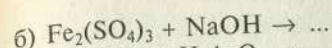
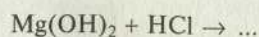
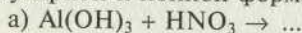
13. Допишите уравнения реакций взаимодействия веществ в молекулярной и ионной формах:



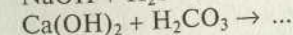
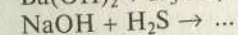
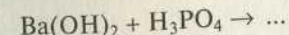
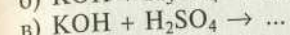
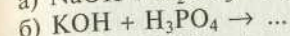
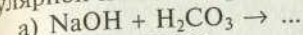
14. Допишите ионные уравнения следующих реакций:



15. Допишите уравнения реакций образования основных солей в молекулярной и ионной формах:



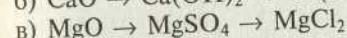
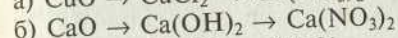
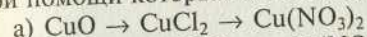
16. Допишите уравнения реакций образования кислых солей в молекулярной и ионной формах:



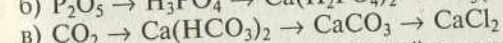
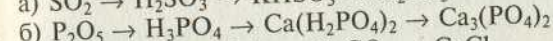
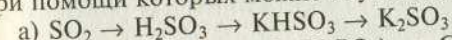
17. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между следующими веществами: а) хлоридом железа(III) и фосфатом натрия; б) сульфатом меди(II) и фосфатом натрия; в) сероводородом и нитратом меди(II); г) сульфитом калия и сульфатом цинка; д) сульфитом натрия и нитратом магния; е) силикатом натрия и бромидом кальция.

18. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между следующими веществами: а) гидроксохлоридом магния и гидроксидом натрия; б) гидросульфатом железа(III) и серной кислотой; в) гидрофосфатом кальция и гидроксидом кальция; г) гидросульфидом кальция и гидроксидом калия; д) дигидрофосфатом бария и гидроксидом бария.

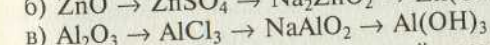
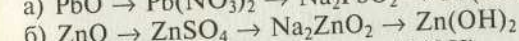
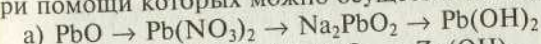
19. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



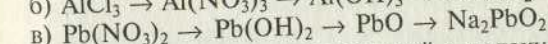
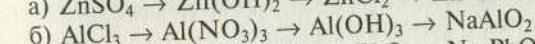
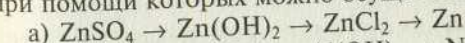
20. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



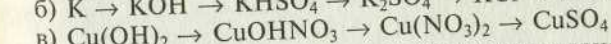
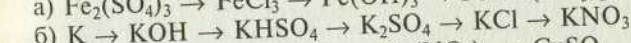
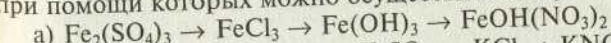
21. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



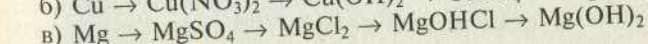
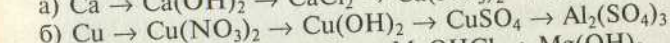
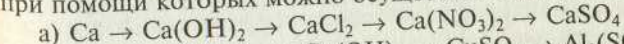
22. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



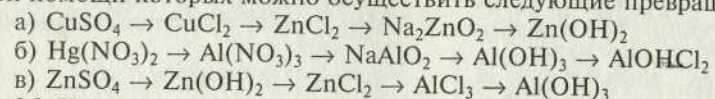
23. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



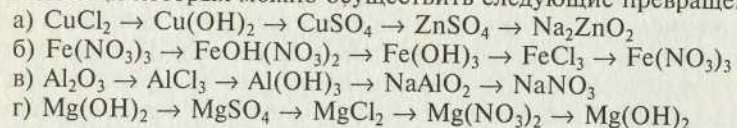
24. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



25. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



26. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



ЗАДАЧИ

1. Вычислите массу оксида кальция, необходимую для получения гидроксида кальция массой 3,7 г.

2. Оксид углерода(II) можно получить при взаимодействии углерода с оксидом железа(III). Составьте уравнение реакции и вычислите, сколько литров оксида углерода(II) образуется из оксида железа(III) массой 80 г.

3. Сколько граммов оксида серы(VI) пошло на образование сульфата калия массой 270 г?

4. Вычислите количество оксида алюминия, необходимое для получения $\text{Al(NO}_3)_3$ массой 213 г.

5. Сколько молей оксида углерода(IV) необходимо для образования $\text{Ca(HCO}_3)_2$ количеством вещества 0,5 моль?

6. Определите формулы кислот, имеющие следующий состав: а) Н — 2,1 %; N — 29,8 %; O — 68,1 %; б) Н — 3,7 %; P — 37,8 %; O — 58,5 %.

7. Сколько граммов гидроксида натрия с массовой долей NaOH 10 % требуется на нейтрализацию серной кислоты массой 20 г с массовой долей H_2SO_4 4,9 %?

8. Сколько гидроксида натрия получается в результате взаимодействия с водой оксида натрия количеством вещества 0,1 моль?

9. Сколько граммов водорода можно получить при взаимодействии железа массой 11,2 г с соляной кислотой?

10. Сколько литров водорода можно получить при действии избытка разбавленной серной кислоты на цинк массой 24 г?

11. Смесь оксида меди(II) и металлической меди массой 2,5 г обрабатывали раствором соляной кислоты массой 3,6 г (кислота взята в избытке). Сколько кислоты при этом было израсходовано? Каков состав смеси, если меди в ней 20 %?

12. При взаимодействии двухвалентного металла массой 1,4 г с кислотой выделился водород объемом 0,56 л. Назовите этот металл.

13. Какое количество серной кислоты потребовалось для осаждения сульфата бария массой 699 г при взаимодействии избытка хлорида бария с серной кислотой?

14. При обработке серной кислотой фосфорита массой 1 кг с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 62 % был получен суперфосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ массой

0,910 кг. Определите массовую долю (%) выхода суперфосфата от теоретического.

15. Сколько граммов концентрированной азотной кислоты требуется для окисления меди массой 8 г до нитрата меди?

16. Какое количество аммиака и серной кислоты необходимо для образования сульфата аммония массой 26,4 г?

17. Сколько граммов соляной кислоты должно прореагировать с карбонатом кальция, чтобы образовался диоксид углерода массой 132 г?

18. Сколько граммов гидроксида калия необходимо взять для нейтрализации 0,5 моль серной кислоты?

19. К раствору, содержащему хлорид меди(II) массой 5,4 г, прибавили раствор, содержащий сероводород массой 1,7 г. Раствор выпарили. Определите количество и массу образовавшегося осадка.

20. При взаимодействии избытка сульфата калия с раствором нитрата свинца(II) образовался осадок массой 9,09 г. Сколько граммов нитрата свинца(II) содержалось в растворе?

21. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорида железа(III), прибавили 0,24 моль гидроксида натрия. Сколько молей гидроксида железа образовалось в результате реакции и сколько граммов хлорида железа(III) осталось в растворе?

22. Сколько литров диоксида углерода образуется при сжигании соединения массой 8 г, состоящего из С (массовая доля 75 %) и Н (25 %)?

23. Сколько граммов гидроксида калия потребуется для превращения серной кислоты массой 70 г в кислую соль?

Глава 3

ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

Главная подгруппа VII группы Периодической системы содержит пять элементов: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, а также неустойчивый, искусственно полученный, радиоактивный аstat At.

Фтор, хлор, бром, иод — типичные неметаллы, молекулы их двухатомные. Фтор и хлор при обычной температуре газы, бром — жидкостью, иод — твердое кристаллическое вещество.

Элементы VII группы главной подгруппы имеют общее название *галогены*, т.е. *солеобразователи*. До завершения оболочки инертного газа им не хватает одного электрона, поэтому они способны образовывать отрицательно заряженные ионы с металлами и с менее электроотрицательными неметаллами.

Большинство галогенидов металлов являются ионными соединениями, легко растворимыми в воде (кроме галогенидов Ag^+ , Hg_2^+ , Cu^+).

Галогениды неметаллов являются ковалентными соединениями; они нерастворимы в воде, но легко гидролизуются с образованием соответствующей кислородной кислоты и галогеноводорода ($\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$). Кроме степени окисления -1 , галогены (за исключением фтора) образуют соединения с более высокими степенями окисления: хлор и иод могут иметь максимальную степень окисления $+7$, а бром $+5$.

Остановимся на свойствах хлора и его соединений.

§ 13. Хлор и его соединения

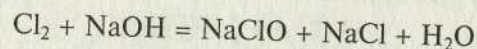
Из электронной структуры атома хлора видно, что до завершения устойчивого восьмиэлектронного слоя ему не хватает одного электрона, после присоединения которого образуется отрицательный ион: $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$. При спаривании электронов в атомах хлора образуется молекула Cl_2 . Однако связь $\text{Cl}-\text{Cl}$ не прочная.

Особенно быстро протекают реакции хлора с металлами и неметаллами (сухой хлор не реагирует с железом, кислородом, углеродом и некоторыми благородными газами).

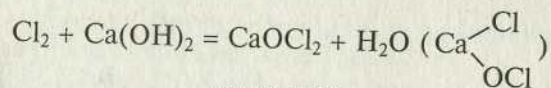
Хлор образует несколько оксидов: Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 и Cl_2O_7 , а также несколько кислородсодержащих кислот: HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 , окислительные способности которых возрастают с возрастанием степени окисления хлора. Оксиды и кислоты являются неустойчивыми соединениями.

Заслуживают внимания соли кислородсодержащих кислот.

Соли *хлорноватистой кислоты* HClO называются *гипохлоритами*, некоторые можно получить при взаимодействии хлора со щелочами:



гипохлорит
натрия



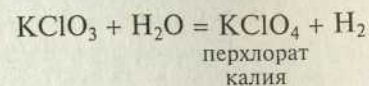
хлорид-гипо-
хлорит кальция
(хлорная известь)

Соли *хлористой кислоты* HClO_2 называются *хлоритами* и могут быть получены при взаимодействии оксида хлора(VI) с растворами щелочей:



хлорит хлорат
калия калия

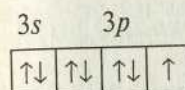
Соли *хлорной кислоты* HClO_4 — *перхлораты* могут быть получены электролизом растворов хлоратов:



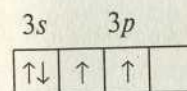
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Определите степень окисления хлора в соединении KClO_2 . Составьте электронную и электронно-графическую формулу хлора в этой степени окисления.

Решение. Хлор — элемент № 17 — расположен в третьем периоде в VII группе главной подгруппы Периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Электронная формула атома хлора имеет строение: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, а электронно-графическая формула третьего энергетического уровня атома хлора:

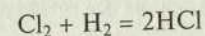


Степень окисления хлора в соединении KClO_2 равна $+3$, атом хлора отдает три электрона с $3p$ -подуровня: электронная формула — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, а электронно-графическая



Задача 2. Неизрасходованный газ после взрыва хлора объемом 3,36 л с водородом объемом 2,24 л пропущен через раствор гашеной извести объемом 30,8 мл (пл. 1,2) с массовой долей извести 20 %. Определите массу образовавшейся хлорной извести (CaOCl_2).

Решение. Хлор взаимодействует с водородом со взрывом при высокой температуре или на прямом солнечном свете:

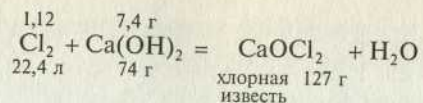


Из уравнения реакции видно, что газы взаимодействуют в объемных соотношениях 1 : 1, следовательно, 1,12 л хлора не вступит в реакцию.

Находим массу гашеной извести в растворе:

$$\frac{(30,8 \text{ мл} \cdot 1,2) 20 \%}{100 \%} = 7,4 \text{ г.}$$

Взаимодействие хлора с гашеной известью можно выразить следующим уравнением:



Проверим, все ли вещества вступили в реакцию:

на 22,4 л Cl_2 приходится 74 г Ca(OH)_2
 на 1,12 л Cl_2 приходится x г Ca(OH)_2 $x = 3,7$ г.

Следовательно, Ca(OH)_2 взят в избытке ($7,4 \text{ г} - 3,7 \text{ г} = 3,7 \text{ г}$).
 При избытке Ca(OH)_2 расчет ведем по хлору:

из 22,4 л Cl_2 образуется 127 г CaOCl_2
 из 1,12 л Cl_2 образуется x г CaOCl_2 $x = 6,35$ г.

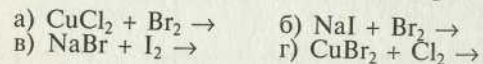
Следовательно, образуется 6,35 г хлорной извести.

ВОПРОСЫ

1. Определите степень окисления хлора в соединениях: а) $\text{Ba(ClO}_4)_2$; б) CaOCl_2 ; в) KClO ; г) HClO_3 .
2. В какой молекуле полярность связи выше: а) HI ; б) HBr ; в) HCl ?
 Ответ поясните.
3. Какое вещество проявляет более сильное окислительное свойство: KClO , KClO_2 , KClO_3 , KClO_4 ?
4. Перечислите методы получения хлора в лаборатории и в промышленности.
5. В каком случае реакция пойдет до конца? Ответ обоснуйте.
 а) $\text{CuNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \dots$ б) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
 в) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ г) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \dots$
6. Почему фтору в отличие от остальных элементов подгруппы свойственна единственная степень окисления?
7. Укажите порядковый номер элемента, строение электронной формулы которого $\dots 4s^2 4p^5$.
8. Объясните дезинфицирующее и белящее действие хлора в присутствии влаги.
9. С какими простыми веществами хлор не вступает в реакции?
10. Укажите три способа получения хлорида цинка, исходя из Zn , KCl , BaCl_2 , H_2SO_4 (конц.), MnO_2 .

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Укажите, какая из приведенных реакций протекает в растворе:



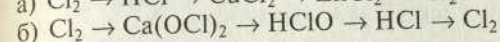
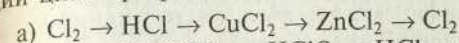
Напишите возможные уравнения реакции.

2. Какой тип связи в молекулах: Br_2O , HI , ZnCl_2 , NaOCl ?

3. Какая из солей хлороводородной кислоты будет подвергаться гидролизу: BaCl_2 , ZnCl_2 , LiCl , FeCl_3 ? Уравнения возможных реакций напишите в молекулярном и ионном виде.

4. Какой объем займет выделившийся на аноде газ (при нормальных условиях) при электролизе 15 %-го раствора хлорида натрия массой 39 г?

5. Укажите, при помощи каких реакций можно осуществить следующий цикл превращений:



6. Вычислите плотность хлора, хлороводорода по воздуху.

7. Как можно получить хлор, используя следующие вещества: NaCl_2 , H_2O , KMnO_4 , H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций.

8. Через 70 мл 20 %-го раствора KI (пл. 1,186) пропустили хлор. Определите массу образовавшегося осадка.

9. Через 17,7 мл раствора NaOH (пл. 1,13) с массовой долей 20 % пропустили хлор. Вычислите массу образовавшейся соли кислородсодержащей кислоты.

10. Хлор, выделившийся при электролизе 25 %-го раствора хлорида натрия объемом 40 мл (пл. 1,17), вступил в реакцию со смесью меди с железом массой 4,4 г. Определите состав смеси металлов. Что будет происходить при действии на данную смесь соляной кислоты?

11. Хлор, выделившийся при полном электролизе 10 %-го раствора хлорида калия объемом 351,4 мл (пл. 1,06), вступил в реакцию с трехвалентным металлом массой 9 г. Какой это металл? Сколько мл 1 н. раствора фосфорной кислоты необходимо прилить к раствору, оставшемуся после электролиза, для образования дигидрофосфата калия?

12. Определите молярную концентрацию 30 %-го раствора HCl , плотность которого равна 1,152.

13. Какой объем HCl (н.у.) выделится при взаимодействии 87,75 г NaCl со 100 мл 80 %-го раствора H_2SO_4 (пл. 1,72), если реакция проводилась без нагревания? Какое вещество осталось неизрасходованным?

14. Хлороводород, полученный действием серной кислоты на NaCl при сильном нагревании, окислил MnO_2 . Образовавшийся при этом хлор вытеснил из раствора NaI иод массой 6,35 г. Вычислите массу NaCl , вступившего в реакцию.

15. Вычислите концентрацию раствора (в %), полученного при растворении 200 мл хлороводорода в 10 мл воды.

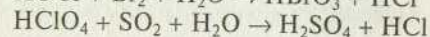
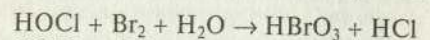
16. Через 200 мл 20 %-го раствора иодида калия (пл. 1,1) пропущено 1,4 л хлора. Образовавшийся раствор выпарили и сухой остаток прокалили. Из каких веществ состоит осадок после прокалывания? Определите их массовую долю.

17. Какая масса оксида марганца(IV) и объем 36,5 %-й соляной кислоты (пл. 1,19) потребуется для хлорирования металлического железа массой 11,2 г?

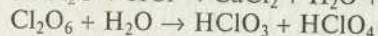
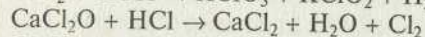
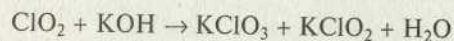
18. Хлороводород, полученный при действии избытка концентрированной серной кислоты на хлорид натрия массой 11,7 г, растворили в воде объемом 292,7 мл. Определите массовую долю (в %) полученной кислоты.

19. Какую среду (кислую, щелочную или нейтральную) будут иметь растворы следующих солей: KCl , $ZnCl_2$, $NaOCl$, $KClO_2$?

20. Закончите окислительно-восстановительные реакции, где кислотсодержащие соединения хлора выступают в роли окислителей:



21. Для следующих окислительно-восстановительных реакций напишите электронные схемы и расставьте коэффициенты:



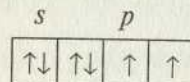
22. При взаимодействии смеси магния, меди и цинка массой 10 г с хлороводородной кислотой, выделился газ объемом 3,36 л (при нормальных условиях), а при взаимодействии этой же смеси со щелочью выделился газ объемом 2,24 л. Определите массовую долю веществ в смеси.

Глава 4

ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

Главная подгруппа VI группы Периодической системы содержит пять элементов: кислород O , сера S , селен Se , теллур Te и полоний Po .

За исключением полония всем остальным элементам подгруппы присущи неметаллические свойства со степенью окисления -2 , что указывает на наличие двух неспаренных электронов на наружном квантовом слое:



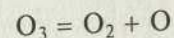
Однако в отличие от кислорода у серы, селена, теллура и полония имеются вакантные орбитали d -подуровня, куда при возбуждении могут переходить s - и p -электроны этого же наружного квантового слоя. Поэтому у всех элементов подгруппы, кроме кислорода, число неспаренных электронов может быть увеличено до 4 и 6.

Сильнее всего неметаллические свойства выражены у кислорода и серы. Селен и теллур занимают промежуточное положение между неметаллами и металлами; полоний обладает только металлическими свойствами.

Все гидриды MH_2 (где M — элемент VI группы главной подгруппы, кроме кислорода) чрезвычайно ядовитые газы с неприятным запахом, кислотность в водных растворах которых возрастает сверху вниз. Селеновая H_2SeO_4 и теллуровая H_2TeO_4 являются сильным отличием от H_2SO_4 менее устойчивы, если H_2SeO_4 является сильным окислителем, то сильно отличающаяся по строению $Te(OH)_6$ — слабый окислитель. Остановимся на свойствах кислорода, серы и их соединений.

§ 14. Кислород и его соединения

Кислород образует очень устойчивые двухатомные молекулы O_2 . С большинством простых веществ он взаимодействует непосредственно, образуя оксиды. Аллотропической модификацией кислорода является озон O_3 — голубоватый газ с сильным запахом. Окислительная активность озона выше, чем O_2 . Обусловлена она неустойчивостью молекул озона, которые распадаются даже при обычной температуре с отщеплением атомарного кислорода:



С водородом кислород образует воду H_2O и пероксид H_2O_2 , степень окисления кислорода в которых соответственно -2 и -1 .

Кроме того, атом кислорода может осуществлять донорно-акцепторную связь за счет имеющейся у него неподеленной пары электронов. Эта связь проявляется в ионе гидроксония H_3O^+ . В соединениях кислород в основном проявляет степень окисления -2 .

(Исключения H_2O_2 , O_2F_2 , OF_2 .) Он образует соединения со всеми элементами, кроме благородных газов He , Ne , Ar .

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

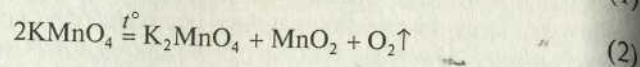
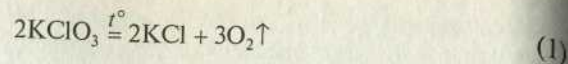
Задача. Вычислите массовую долю кислорода в соединениях $KClO_3$ и $KMnO_4$. В каком случае при разложении этих соединений количеством вещества 1 моль или массой 10 г выделится больше кислорода?

Решение. 1. $M(KClO_3) = 122,5$ г/моль; $M(KMnO_4) = 158$ г/моль.

$$\omega(O) \text{ в } KClO_3 = \frac{n A_r(O)}{M_r(KClO_3)} = \frac{3 \cdot 16}{122,5} = 0,3918 \text{ или } 39,18\%;$$

$$\omega(O) \text{ в } KMnO_4 = \frac{n A_r(O)}{M_r(KMnO_4)} = \frac{4 \cdot 16}{158} = 0,4050 \text{ или } 40,5\%.$$

2. Реакции разложения протекают при нагревании



3. Из уравнения реакции (1) видно, что

из 2 моль KClO_3 выделится 1 моль O_2

из 1 моль KClO_3 выделится x моль O_2 $x = 1,5$ моль.

Из уравнения реакции (2) видно, что

из 2 моль KMnO_4 выделится 1 моль O_2

из 1 моль KMnO_4 выделится x моль O_2 $x = 0,5$ моль.

Следовательно, из 1 моль KClO_3 выделится в три раза больше кислорода.

ВОПРОСЫ

1. В виде каких простых веществ встречается кислород в природе?
2. В каких условиях в природе образуется озон?
3. Какое из простых веществ озон или кислород лучше растворяются в воде?
4. При разложении нитрата серебра получается кислород. Какие два элемента в этой реакции являются окислителями?
5. Какие из перечисленных веществ используются для получения кислорода: HgO , SiO_2 , MnO_2 , H_2O , H_2O_2 ?
6. В каком случае кислорода получится больше: при разложении одинакового количества H_2O_2 , NaNO_3 ?
7. Какова структура внешнего электронного слоя атома кислорода? В чем сходство и различие ее с атомами других элементов этой группы?
8. К какому из семейств относится кислород: а) s ; б) p ; в) d ; г) f ?
9. Какие степени окисления может проявлять кислород в соединениях? Приведите примеры.
10. У какого элемента сильнее выражены неметаллические свойства: а) у кислорода или селена; б) у кислорода или углерода?
11. Какой тип связи в молекуле кислорода?
12. Какое из приведенных соединений богаче кислородом: FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 ? Ответ подтвердите расчетами.
13. Чем отличается горение от медленного окисления?
14. Чем объяснить, что вещества в чистом кислороде сгорают быстрее, чем на воздухе?
15. В каком веществе горит кислород: а) H_2S ; б) H_2 ; в) F_2 ; г) N_2 ?
16. Почему оксиды CO_2 , SiO_2 , CuO не горят в кислороде?
17. Какой газ занимает больший объем: 1 кг кислорода или 1 кг озона?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. При окислении двухвалентного металла массой 12 г получен его оксид массой 16,8 г. Вычислите объем кислорода, затраченного на окисление металла.
2. На сжигание Mg массой 12 г расходуется кислород массой 8 г. Найдите формулу оксида.
3. Кислород образует основные, кислотные и амфотерные оксиды. Перечислите известные вам амфотерные оксиды. Напишите уравнения реакций, подтверждающие их амфотерность.
4. Перечислите оксиды, которые легко разлагаются при нагревании. Напишите уравнения реакций.
5. В каком случае объем кислорода будет больше: при разложении 25 г HgO или 25 г BaO_2 ?
6. При термическом разложении каких солей образуется кислород? Приведите 3 — 4 примера.
7. Какой объем кислорода необходимо добавить к 1000 л воздуха, чтобы содержание в нем кислорода возросло до 25 %?
8. Какой объем кислорода, измеренного при н.у., можно получить при разложении оксида ртути(II) массой 100 г?
9. В баллоне под давлением находится кислород массой 9 кг. Определите объем кислорода, измеренного при н.у., если он весь будет выпущен из баллона.
10. Вычислите количество вещества KMnO_4 , из которого получен кислород объемом 448 л (н.у.).
11. Вычислите объем кислорода (н.у.), затраченного на окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI), который пошел на получение серной кислоты массой 196 г.
12. Рассчитайте массу молекулы озона в граммах.
13. Подтвердите примерами, что озон является более активным окислителем, чем кислород?
14. Вычислите массу 1 л газообразного кислорода (н.у.).
15. Определите массовую долю (в %) кислорода в соединениях: H_2O_2 , MnO_2 , SiO_2 , NaNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KMnO_4 .
16. Какой объем при (н.у.) занимает кислород массой 10 г?
17. Определите массу гидроксида магния, в которой содержится $1,5 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.
18. Допишите уравнения реакций. Вместо «X» напишите формулу соответствующего вещества:

$$\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{X}_1 + \text{X}_2$$

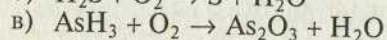
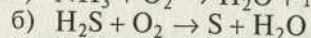
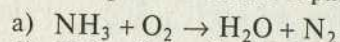
$$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{X}_1 + \text{X}_2$$
19. Какой объем занимает кислород количеством вещества 3 моль: а) 44,8 л; б) 89,6 л; в) 67,2 л?
20. В каком ряду степень окисления кислорода одинаковая: а) O_3 , H_2O_2 , OF_2 ; б) O_2 , H_2O , CaO_2 ; в) H_2O_2 , BaO_2 , Na_2O_2 ; г) H_2O , H_2O_2 , SiO_2 ?
21. Сколько граммов кислорода можно получить из технического перманганата калия массой 60 г, содержащего 5 % примесей?

22. Сколько миллилитров воды образуется при взрыве смеси, состоящей из водорода объемом 1,12 л и кислорода объемом 0,8 л? Какое вещество взято в избытке и сколько?

23. Выведите простейшую формулу вещества, содержащего 45,3 % кислорода, 43,4 % натрия, 11,3 % углерода.

24. Какой объем кислорода потребуется для окисления до оксида азота(II) аммиака объемом 1,12 л? Напишите уравнение реакции и определите окислитель и восстановитель.

25. Для следующих окислительно-восстановительных реакций напишите электронные схемы и расставьте коэффициенты:



26. При окислении смеси объемом 5 л, состоящей из хлора и азота, образовался оксид объемом 2,24 л. Определите массовую долю (в %) веществ в смеси.

27. Определите массовую долю (в %) соляной кислоты, полученной при взаимодействии хлора объемом 1,12 л, кислорода объемом 1,68 л и водорода объемом 4,48 л.

28. Что произойдет, если подействовать кислородом на следующие вещества: Cl_2 , N_2 , SO_2 , NO_2 , CO , K , Fe , CH_4 , Au ? Напишите соответствующие уравнения реакций.

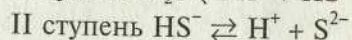
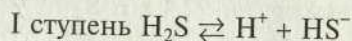
29. Какими из следующих веществ можно воспользоваться для получения кислорода: HgO , Fe_2O_3 , NaOH , KMnO_4 , H_2O , KClO_3 , Cu(OH)_2 ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

30. Какой объем кислорода выделится при электролизе раствора сульфата натрия объемом 200 мл с массовой долей Na_2SO_4 20 % и плотностью 1,14?

§ 15. Сера и ее соединения

Сера при обычных условиях малоактивна. При нагревании взаимодействует со многими металлами и неметаллами.

Соединения серы с водородом — сероводород H_2S . Раствор сероводорода в воде — слабая сероводородная кислота, диссоциирующая в две ступени:



дает два типа солей: средние — сульфиды, кислые — гидросульфиды. Сульфиды при обычных условиях подвергаются гидролизу.

Сероводород и сульфиды в окислительно-восстановительных реакциях выступают в роли только восстановителей, так как степень окисления в них равна -2.

Соединения серы с кислородом — оксид серы(IV) — SO_2 и оксид серы(VI) — SO_3 являются кислотными, хорошо растворя-

ются в воде, образуя кислоты — H_2SO_3 и H_2SO_4 соответственно. Первая кислота является слабой (практически не получена), вторая — сильной.

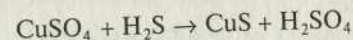
Сернистая кислота и ее соли являются довольно сильными восстановителями. Концентрированная серная — сильный окислитель.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Через раствор сульфата меди(II) массой 80 г с массовой долей CuSO_4 20 % пропустили сероводород (н.у.) объемом 3,36 л. Образовавшийся осадок отфильтровали, а неизрасходованный газ пропустили через раствор щелочи натрия объемом 33,06 мл с массовой долей NaOH 30 % и плотностью 1,21. На отфильтрованный осадок CuS подействовали раствором азотной кислоты. Полученный газ пропустили через тот же раствор NaOH .

Определите массу образовавшегося после выпаривания остатка.

Решение. При действии слабой летучей кислоты на соль сильной нелетучей кислоты реакция протекает по уравнению:



так как CuS не растворяется в H_2SO_4 .

Определяем массу CuSO_4 , подставляя известные величины в формулу:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{р-ра } \text{CuSO}_4)} \cdot 100\%; \quad m(\text{CuSO}_4) = \frac{20\% \cdot 80 \text{ г}}{100\%} = 16 \text{ г.}$$

Определяем массу образовавшегося осадка CuS :

из 160 г CuSO_4 образуется 96 г CuS

из 16 г CuSO_4 образуется x г CuS $x = 9,6 \text{ г.}$

Объем вступившего в реакцию H_2S равен:

на 160 г CuSO_4 израсходовано 22,4 л H_2S

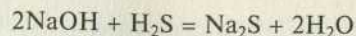
на 16 г CuSO_4 израсходовано x л H_2S $x = 2,24 \text{ л,}$

$3,36 \text{ л} - 2,24 \text{ л} = 1,12 \text{ л}$ H_2S не вступило в реакцию.

Определяем массу NaOH :

$$m(\text{NaOH}) = \frac{30(33,06 \cdot 1,21)}{100} = 12 \text{ г.}$$

Определяем массу образовавшейся соли, убедившись, что все вещества вступили в реакцию:



на 2 · 40 г NaOH израсходовано 22,4 л H₂S

на 12 г NaOH израсходовано x л H₂S $x = 3,36$ л.

Следовательно, весь газ вступил в реакцию:

из 2 · 40 г NaOH образуется 78 г Na₂S

из 12 г NaOH образуется x г Na₂S $x = 11,7$ г

или

из 22,4 л H₂S образуется 78 г Na₂S

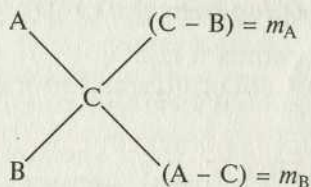
из 3,36 л H₂S образуется x г Na₂S $x = 11,7$ г.

Следовательно, масса образовавшегося остатка равна 11,7 г.

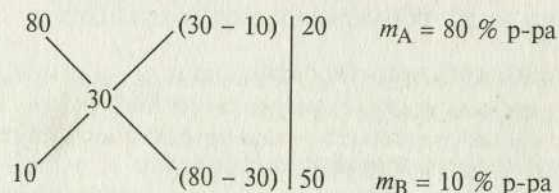
Задача 2. Какие массы серной кислоты с массовыми долями 80 % и 10 % H₂SO₄ нужно смешать, чтобы получить 500 г раствора серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 30 %?

Решение. 1) По правилу креста определяем, в каком соотношении необходимо взять эти растворы, чтобы получить 30 %-й раствор.

Общая схема решения задач по правилу креста имеет вид



Для нашей задачи



Таким образом, следует взять 20 весовых частей 80 %-го раствора и прибавить к нему 50 весовых частей 10 %-го раствора.

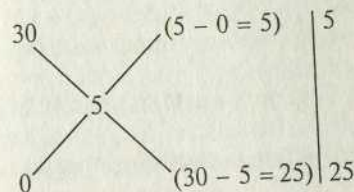
2) Затем делим 500 г на две пропорциональные части этого соотношения:

$$m_A = \frac{500 \cdot 20}{20 + 50} = 143 \text{ г}; \quad m_B = \frac{500 \cdot 50}{20 + 50} = 357 \text{ г}.$$

Следовательно, необходимо взять 143 г серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 80 % и 357 г серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 10 %.

Задача 3. Имея раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей H₂SO₄ 30 % необходимо получить раствор серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 5 %. Сколько воды необходимо взять для разбавления раствора?

Решение. По правилу смешивания (правило креста) находим соотношение для массы 30 %-го раствора и воды, необходимые для получения 5 %-го раствора.



$$\frac{m_{30\% \text{ H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5}{25}.$$

Таким образом, на 5 г раствора серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 30 % надо взять 25 г воды.

Но по условию задачи имеем раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей H₂SO₄ 30 %. Определяем массу воды:

на 5 г 30 %-го раствора требуется 25 г H₂O $x = 250$ г.

на 50 г 30 %-го раствора требуется x г H₂O

ВОПРОСЫ

- В чем выражается сходство селена и теллура с серой?
- Какова конфигурация валентных электронов серы в степени окисления +4: а) 3s²; б) 3s²3p²; в) 3s²3p⁶?
- В какой степени окисления сера повторяет электронное строение атома неона: а) S⁻²; б) S⁺⁴; в) S⁺⁶?
- Атомам или ионам каких элементов изоэлектронен (имеет одинаковое число электронов) сульфид-ион: а) Ar; б) Mn²⁺; в) Ne; г) Cl⁻?
- К какому семейству (по строению атома) относится сера и ее аналоги: а) s; б) p; в) d; г) f?
- В каких степенях окисления сера проявляет окислительно-восстановительную двойственность: а) -2; б) 0; в) +2; г) +6?
- Как изменяется электроотрицательность в ряду S → Se → Te? Чем это объясняется?
- В какой степени окисления сера может быть: а) только окислителем; б) только восстановителем? Напишите соответствующие электронные формулы.
- В каких соединениях одинакова степень окисления серы: пирит, гидросульфит кальция, сульфид калия, сульфит натрия?
- На основании положения элементов в Периодической системе определите, у какого элемента более выражены неметаллические свойства: а) у серы или теллура; б) у серы или кремния.

11. Чем отличаются друг от друга по строению аллотропные модификации серы?

12. Как можно получить сероводород, используя H_2SO_4 , Zn , S ?

13. Какова ковалентность атома серы в нормальном состоянии?

14. Какую роль играет сера при взаимодействии с водородом и металлами? Сколько электронов при этом находится на внешнем электронном слое атома серы?

15. В каком ряду степень окисления серы одинакова: а) Na_2SO_3 , Na_2SO_4 , SO_2 ; б) NaHSO_3 , SO_2 , Na_2SO_3 ; в) SO_2 , SO_3 , CuS ?

16. С какими металлами концентрированная серная кислота не реагирует даже при нагревании?

17. Чем по химическим свойствам похожи H_2SO_4 и HCl ; в чем их принципиальное отличие?

18. Приведите три уравнения реакций, в результате которых может быть получена сера.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите массовую долю серы в ее природных соединениях: пирите FeS_2 , цинковой обманке ZnS , гипсе $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

2. В растворе серной кислоты объемом 2 л с массовой долей H_2SO_4 90 % и плотностью 1,8 растворили цинк. Какой образовался газ и какой объем он занимает?

3. В воде объемом 1 л растворили 22,4 л сероводорода, измеренного при н.у. Определите массовую долю сероводорода в полученном растворе.

4. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 60 % и плотностью 1,5 вступит в реакцию с медью, если при этом выделился газ количеством вещества 1 моль?

5. Определите объем сероводорода окисленного 6 моль кислорода в присутствии катализатора.

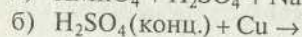
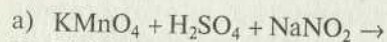
6. Сульфит калия количеством вещества 2 моль окислен в щелочной среде перманганатом калия. Какова масса окислителя?

7. Концентрированной серной кислотой окисляется кристаллический KI . Какое количество кислоты расходуется в качестве окислителя?

8. Какой объем газа, измеренного при н.у., получится при обжиге пирита количеством вещества 4 моль?

9. Сколько воды надо прибавить к раствору серной кислоты массой 200 г с массовой долей H_2SO_4 20 %, чтобы получить 15 %-й раствор?

10. В какой из представленных реакций серная кислота выступает одновременно в роли окислителя и среды:



11. Составьте уравнение реакции, в результате которой образуются серная и соляная кислоты.

12. В растворе серной кислоты объемом 100 мл с массовой долей H_2SO_4 98 % и плотностью 1,8 растворили при нагревании железо (железо взято в избытке). Какой объем газа, измеренного при н.у., выделится?

13. Напишите уравнение реакции взаимодействия между серным колчеданом и концентрированной азотной кислотой, расставьте коэффициенты.

14. Напишите уравнение реакций, которые могут протекать между оксидом кальция и раствором диоксида серы(IV) в воде.

15. При взаимодействии оксида серы(IV) с сероводородом образовалась сера массой 192 г. Какие объемы газов вступили в реакции при н.у.?

16. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с углеродом образовалась смесь двух газов объемом 6,72 л, измеренного при н.у. Рассчитайте массу образовавшихся газов.

17. Составьте уравнения реакций взаимодействия концентрированной и разбавленной серной кислот с серебром, кальцием, цинком.

18. Составьте уравнения реакций разложения сульфатов: CaSO_4 , FeSO_4 , Ag_2SO_4 .

19. Какие из следующих растворов солей взаимодействуют с H_2S : а) CuCl_2 ; б) CuSO_4 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах:

20. Определите формулу газообразного соединения, которое сгорая может образовывать оксид серы(IV) и пары воды. Соединение это образовано атомами двух элементов.

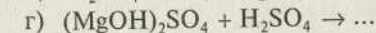
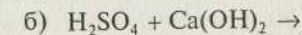
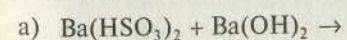
21. Какая соль образуется при взаимодействии одинаковых масс сероводорода и аммиака?

22. Сколько серного колчедана, содержащего 10 % примесей, необходимо взять для получения олеума массой 500 кг с массовой долей SO_3 10 %?

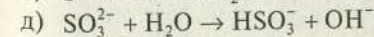
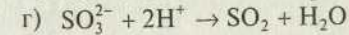
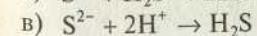
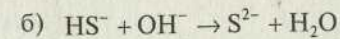
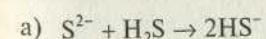
23. Что образуется при действии на раствор сульфита натрия: а) кислоты; б) серы; в) хлора?

24. Составьте молекулярные и сокращенные ионные уравнения гидролиза солей: K_2S , Na_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Cr_2S_3 .

25. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах:



26. Составьте молекулярные уравнения реакций, выражаемых следующими ионными уравнениями:



27. Напишите не менее четырех примеров химических реакций, в результате которых может быть получен оксид серы(IV).

28. Можно ли получить сульфиды алюминия и хрома, действуя на растворы их солей сульфидом натрия. Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

29. Могут ли совместно находиться в растворе: а) Na_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) Na_2SO_3 и H_2SO_4 ; в) K_2S и HCl ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S ?

30. Для следующих окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса подберите коэффициенты, составьте электронные схемы:

- а) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$
- г) $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
- д) $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4$

31. Как перевести сульфат цинка в гидросульфат?

32. В каком соотношении надо смешать 95 % и 15 % растворы сульфата натрия, чтобы получить 40 %-й раствор?

33. Вычислите массу оксида серы(IV), который может быть получен из пирита массой 0,6 кг, содержащего 10 % примесей.

34. Рассчитайте массовую долю раствора, полученного при смешивании раствора H_2SO_4 объемом 200 мл с массовой долей H_2SO_4 50 % (пл. 1,4) и 10 %-го раствора H_2SO_4 объемом 100 мл (пл. 1,07). К смеси добавлена вода до массы 1 кг.

35. В приведенных реакциях, отражающих способы получения SO_2 , расставьте коэффициенты; для окислительно-восстановительных напишите схему электронного баланса.

Для обменной реакции напишите краткое ионно-молекулярное уравнение:

- а) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- б) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

36. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо растворить в воде массой 500 г, чтобы получить 5 %-й раствор Na_2SO_4 ?

37. 1 л SO_2 растворен в 1 л воды. Определите массовую долю SO_2 в растворе?

38. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
- б) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoSO}_4$
- в) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
- г) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
- д) $\text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$

39. Массовая доля в колчедане FeS_2 составляет 90 %. Вычислите массу колчедана, необходимую для получения оксида серы(IV) массой 2 кг, если выход продукта составляет 95 %.

40. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 25 % и плотностью 1,18 необходимо взять для нейтрализации раствора

гидроксида калия объемом 50 мл с массовой долей КОН 12 % и плотностью 1,1?

41. Какая соль образуется при взаимодействии раствора серной кислоты массой 24,5 г, массовая доля H_2SO_4 в котором 20 %, и гидроксидом натрия массой 2 г?

42. К раствору, содержащему серную кислоту массой 10 г, прибавили гидроксид натрия массой 9 г. Какая при этом образовалась соль и какую реакцию на индикатор имеет раствор?

43. Раствор серной кислоты объемом 175 мл с массовой долей H_2SO_4 40 % и плотностью 1,3 упарили до 162,5 г. В полученной кислоте массой 16,25 при нагревании растворили медь массой 2,95 г, а выделившийся в результате газ пропустили через бромную воду. Какой объем и какого газа выделится при растворении меди в серной кислоте?

44. Для нейтрализации раствора массой 100 г, содержащего серную и азотные кислоты, израсходован раствор щелочи калия объемом 125 мл с массовой долей КОН 19 % (пл. 1,18). При добавлении к такому же раствору массой 100 г избытка хлорида бария образуется осадок массой 23,3 г. Определите массовую долю (в %) обеих кислот в исходном растворе.

45. Какая масса осадка образуется, если через раствор нитрата серебра объемом 80 мл с массовой долей AgNO_3 15 % и плотностью 1,14 пропущен газ, выделившийся при обработке сульфида цинка массой 200 г избытком серной кислоты? Каков объем пропущенного газа? Какое вещество содержится после реакции в растворе и какова его массовая доля?

Глава 5

ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

Главная подгруппа V группы Периодической системы содержит пять элементов: азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьму Sb и висмут Bi.

Первые два элемента — азот и фосфор — типичные неметаллы, мышьяк и сурьма имеют промежуточный характер, а висмут — металл. Азот способен образовывать устойчивые двухатомные молекулы N_2 , для фосфора, мышьяка и сурьмы известны тетраэдрические структуры P_4 , As_4 , Sb_4 , и обычные формы для As и Sb, для висмута — только металлическое состояние.

На внешнем слое у всех этих элементов пять электронов, следовательно, до завершения восьмиелектронного слоя им недостает трех электронов. Все эти элементы способны построить внешний слой, проявляя степень окисления -3.

С другой стороны, атомы этих элементов могут отдавать электроны. В кислородных соединениях, в соединениях с галогенами (кроме I_2) и серой они проявляют степень окисления +3, +5.

Все гидроксиды, образуемые элементами главной подгруппы V группы, в степени окисления +5 имеют характер кислот, сила которых в пределах подгруппы уменьшается. Так, HNO_3 — сильная кислота, H_3PO_4 — кислота средней силы, H_3AsO_4 — слабая, остальные — очень слабые.

Азот и фосфор во всех своих соединениях существуют в виде анионов, в то время как мышьяк, сурьма и висмут проявляют тенденцию к образованию катионов и анионов.

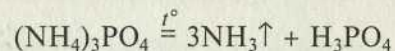
§ 16. Азот и его соединения

Молекула азота состоит из двух атомов азота (N_2), которые соединены между собой тройной связью, что придает ей большую прочность. Энергия связи между атомами в молекуле N_2 очень велика (942 кДж/моль), поэтому в свободном состоянии при обычных условиях азот химически пассивен.

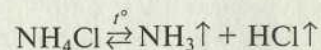
При высоких температурах он соединяется с металлами, образуя нитриды Mg_3N_2 , AlN , Ca_3N_2 и др., при температуре выше $2000^\circ C$ взаимодействует с кислородом, при повышенном давлении в присутствии катализатора и $450 - 500^\circ C$ реагирует с водородом.

В соединениях азот проявляет степень окисления от -3 до +5.

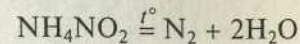
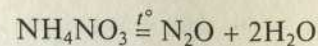
В соединениях с водородом и металлами проявляет степень окисления -3 и является восстановителем. Аммиак NH_3 может присоединять один ион водорода, образуя положительный ион аммония $[NH_4]^+$. С кислотами аммиак образует соли аммония. При нагревании все соли аммония разлагаются, при этом из солей аммония, образованных нелетучими кислотами, выделяется только аммиак



Из солей аммония, образованных летучими кислотами, выделяются аммиак и газ соответствующей кислоты, при охлаждении которых происходит обратная реакция:

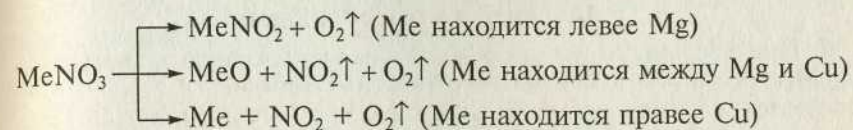


Если соль образована кислотой-окислителем, то происходит окисление аммиака:



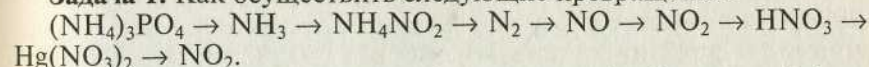
С кислородом образует пять оксидов, из которых N_2O и NO являются несолеобразующими. Кислотным оксидам соответствуют кислоты: HNO_2 — азотистая, соли ее — нитриты и HNO_3 — азотная, соли ее — нитраты. Азотная кислота относится к сильным электролитам и обладает сильными окислительными свойствами. Соли азотной кислоты при нагревании разлагаются с образованием кислорода.

В зависимости от химической активности металла, входящего в состав соли, разложение нитратов проходит по-разному:



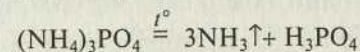
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Как осуществить следующие превращения:

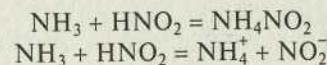


Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, а для окислительно-восстановительных реакций — электронные уравнения. Укажите условия протекания реакций.

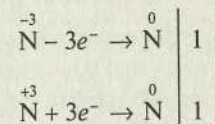
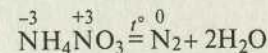
Решение. 1. Соли аммония, образованные нелетучими кислотами, при нагревании выделяют аммиак:



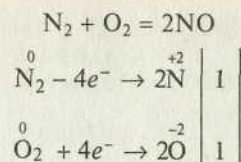
2. Аммиак энергично реагирует с кислотой:



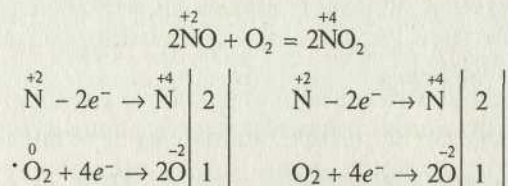
3. При разложении нитрита аммония образуется азот:



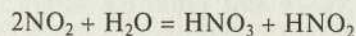
4. При высоких температурах (электрическая дуга, грозовой разряд) азот соединяется с кислородом:



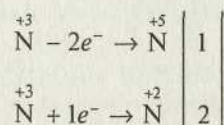
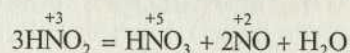
5. При обычных условиях NO вступает в реакцию с кислородом воздуха:



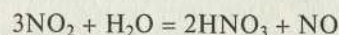
6. При растворении в воде NO₂ образует азотную и азотистую кислоты:



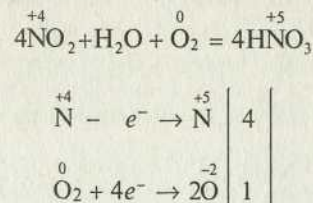
Последняя является неустойчивой и распадается:



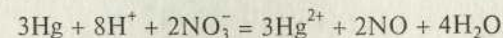
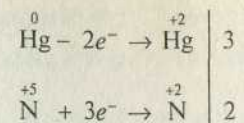
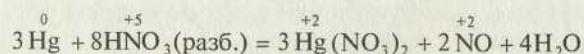
Поэтому в целом реакцию NO₂ с водой можно записать так:



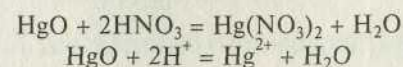
Чтобы оксид азота(II) не выделялся, реакцию проводят в присутствии кислорода воздуха:



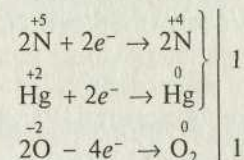
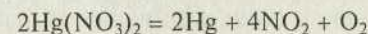
7. Азотная кислота является окислителем и реагирует с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода. В зависимости от концентрации образуется газ NO (с разбавленной HNO₃) или NO₂ (с концентрированной HNO₃):



Можно провести реакцию и с оксидом ртути:



8. Нитраты тяжелых металлов, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов после меди, разлагаются до свободного металла, оксидов азота(IV) и кислорода:



Задача 2. Через катализатор пропустили смесь азота и водорода, занимающую при нормальных условиях объем 89,6 л, после реакции объем смеси уменьшился до 67,2 л. Образовавшийся аммиак растворили в водном растворе этого же газа объемом 101 мл (пл. 0,95) с массовой долей NH₄OH 12%. Определите массовую долю полученного раствора.

Решение. 1. Определим, насколько уменьшился объем смеси:

$$89,6 - 67,2 = 22,4 \text{ л.}$$

2. Из уравнения реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ видно, что газы реагируют в отношении 1:3, а объем полученного аммиака в два раза меньше по сравнению с объемом исходных газов. Изменение объема смеси равно объему образовавшегося газообразного аммиака, следовательно, аммиака образовалось 22,4 л, при этом затрачено 11,2 л азота и 33,6 л водорода.

3. Аммиак объемом 22,4 л при нормальных условиях имеет массу 17 г, следовательно, масса раствора увеличилась на 17 г.

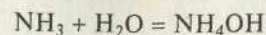
4. Масса раствора плотностью 0,95 равна

$$101 \text{ мл} \cdot 0,95 \text{ г/мл} = 95,95 \text{ г.}$$

5. Масса аммиака в растворе с массовой долей NH₄OH 12% равна:

$$m = m_1 \omega = 95,95 \text{ г} \cdot 0,12 = 11,514 \text{ г.}$$

6. С водой взаимодействует 17 г аммиака согласно уравнению



и образует 35 г NH_4OH .

7. Масса NH_4OH в полученном растворе

$$11,514 + 35 = 46,514 \text{ г.}$$

8. Масса полученного раствора

$$95,95 + 17 = 112,95 \text{ г.}$$

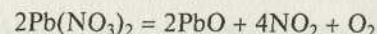
9. Массовая доля полученного раствора

$$\omega = \frac{m}{m_1} 100\% = \frac{46,514 \text{ г}}{112,95 \text{ г}} 100\% = 41,2\%.$$

Ответ. Массовая доля полученного раствора 41,2 %.

Задача 3. Смесь газов, выделившихся при разложении нитрата свинца(II) массой 33,1 г, растворена в воде объемом 10 мл. Определите, какая кислота при этом образуется, и ее массовую долю (в %); массу 0,1 М раствора гидроксида калия (пл. 1,05), необходимую для нейтрализации кислоты.

Решение. 1. Масса оксида азота(IV), выделившаяся при разложении $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ массой 33,1 г,



из 2 · 331 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется 4 · 46 г NO_2

из 2 · 33,1 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется x г NO_2

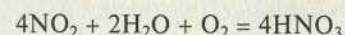
$$x = \frac{33,1 \text{ г} \cdot 4 \cdot 46 \text{ г}}{2 \cdot 331 \text{ г}} = 9,2 \text{ г } \text{NO}_2.$$

2. Масса кислорода, выделившаяся при разложении $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ массой 33,1 г,

из 2 · 331 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется 32 г O_2 $x = 1,6 \text{ г } \text{O}_2$.

из 2 · 33,1 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется x г O_2

3. Масса азотной кислоты, образующаяся из 9,2 г NO_2 ,



из 4 · 46 г NO_2 образуется 4 · 63 г HNO_3 $x = 12,6 \text{ г } \text{HNO}_3$.

из 9,2 г NO_2 образуется x г HNO_3

Найдем массу раствора азотной кислоты, которая получилась при растворении 9,2 г NO_2 и 1,6 г O_2 в 10 мл H_2O :

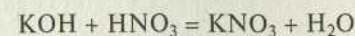
$$1,6 + 9,2 + 10 = 20,8 \text{ г.}$$

В этой массе раствора содержится 12,6 г кислоты.

4. Подсчитываем массовую долю азотной кислоты:

$$\omega(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)} 100\% = \frac{12,6 \text{ г}}{20,3 \text{ г}} 100\% = 62\%.$$

5. Масса KOH , необходимая для нейтрализации 12,6 г HNO_3 ,



на 56 г KOH необходимо 63 г HNO_3

на x г KOH необходимо 12,6 г HNO_3 $x = 11,2 \text{ г } \text{KOH}$.

6. Объем 0,1 М раствора KOH , необходимый для нейтрализации кислоты:

в 1000 мл 0,1 М раствора KOH содержится 5,6 г KOH

в x мл 0,1 М раствора KOH содержится 11,2 г KOH

$$x = 2000 \text{ мл.}$$

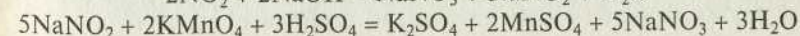
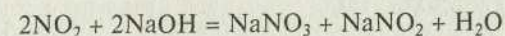
7. Масса 0,1 М раствора KOH , необходимая для нейтрализации кислоты,

$$m = 2000 \text{ мл} \cdot 1,05 \text{ г/мл} = 2100 \text{ г.}$$

Ответ. 2100 г 0,1 М KOH ; 62 % HNO_3 .

Задача 4. При пропускании (н.у.) смеси газов оксида азота(IV) и азота объемом 10 л через раствор гидроксида натрия образовались нитрат и нитрит натрия. На окисление нитрита натрия в сернокислой среде израсходовано перманганата калия массой 6,32 г, в результате чего образовались нитрат натрия и сульфат марганца(II). Определите состав взятой смеси в массовых долях (%).

Решение. 1. Напишем уравнения происходящих реакций: N_2 не взаимодействует с NaOH



2. Масса нитрата натрия, окисляемая перманганатом калия массой 6,32 г,

2 · 158 г KMnO_4 окисляют 5 · 69 г NaNO_2 $x = 6,9 \text{ г } \text{NaNO}_2$.

6,32 г KMnO_4 окисляют x г NaNO_2

3. Объем NO_2 , необходимый для образования NaNO_2 массой 6,9 г,

69 г NaNO_2 образуется из 44,8 л NO_2 $x = 4,48 \text{ л } \text{NO}_2$.

6,9 г NaNO_2 образуется из x л NO_2

Ответ. В 10 л смеси содержалось 4,48 л, или 44,8 %, NO_2 и 5,52 л, или 55,2 %, N_2 .

ВОПРОСЫ

1. Чем различаются по строению молекулы азота и кислорода?
2. Чем обусловлена инертность молекулы азота?
3. Почему высшая степень окисления азота равна +5, а низшая -3?
4. Почему азот называют «нежизненным»?
5. В трех колбах содержатся газы: азот, кислород, оксид углерода(IV). Как распознать каждый газ?
6. Почему в промышленном масштабе для получения удобрений предпочитают азот связывать в виде аммиака, а не в виде оксида азота(II)?
7. Как в природе происходит обогащение почвы азотом?
8. Почему при взаимодействии с водой и кислотами аммиак активно забирает от них протон?
9. Чем отличается горение аммиака в кислороде от каталитического окисления аммиака? Какой катализатор при этом применяется?
10. Как освободить азот от примесей: а) аммиака; б) кислорода; в) оксида углерода(IV)?
11. Почему для осушения аммиака нельзя применять концентрированную серную кислоту?
12. Изменится ли электрическая проводимость воды при пропускании через нее следующих газов: а) оксида азота(II); б) аммиака; в) оксида азота(IV).
13. Напишите уравнения реакций, в которых азот изменяет степень окисления: а) от +4 до +5; б) от +5 до +4; в) от -3 до +2.
14. В каких случаях азотная кислота при взаимодействии с металлами восстанавливается: а) концентрированная до N_2O и NO_2 ; б) разбавленная до NH_3 и NO ?
15. Какие по составу соли может образовывать азотная кислота? Как химическим путем отличить соли азотной кислоты от других солей?
16. В каком случае при нагревании солей аммония выделяется: а) аммиак; б) оксид азота(I); в) азот?
17. При нагревании все нитраты разлагаются. В каком случае образуется: а) другая соль; б) оксид металла; в) свободный металл?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения реакций между азотом и: а) калием; б) цинком; в) алюминием.
2. При помощи каких реакций можно освободить азот от примесей: а) кислорода; б) хлора; в) сероводорода?
3. Один из трех цилиндров заполнен азотом, другой — аммиаком, третий — оксидом азота(II). Как химическим путем определить, какой газ находится в каждом из цилиндров?
4. Напишите уравнения реакций получения сульфата аммония, исходя из азота, кислорода, водорода, серы и воды.
5. Напишите уравнения реакций получения нитрата аммония исходя из азота, водорода, кислорода и воды.

6. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между серной кислотой и: а) аммиаком; б) гидроксидом аммония; в) нитратом свинца(II).

7. При взаимодействии магния массой 3,648 г с азотом получается нитрид магния массой 5,048 г. Найдите его формулу.

8. Аммиак, полученный при взаимодействии азота объемом 1,12 л с избытком водорода, пропустили через раствор аммиака (пл. 0,907) объемом 28,7 мл с массовой долей NH_4OH 25 %. Определите массовую долю (в %) нового раствора.

9. К раствору аммиака прибавили эквивалентное количество сульфата алюминия. Как изменится реакция раствора с учетом гидролиза серно-кислой соли?

10. Сколько литров азотной кислоты с массовой долей HNO_3 48 % можно получить из аммиака объемом 44,8 л (при н.у.)?

11. Определите молярную концентрацию раствора азотной кислоты (пл. 1,4) с массовой долей HNO_3 65 %.

12. Определите массовую долю азотной кислоты, если к раствору объемом 500 мл (пл. 1,2) с массовой долей HNO_3 32 % прибавили воды объемом 1 л.

13. Какой объем раствора азотной кислоты (пл. 1,18) с массовой долей HNO_3 30 % будет израсходован на растворение сплава массой 10 г, состоящего из меди (массовая доля 60 %) и серебра (40 %)?

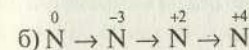
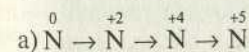
14. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между концентрированной азотной кислотой и: а) серебром; б) магнием; в) барием.

15. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между разбавленной азотной кислотой и: а) калием; б) цинком; в) свинцом.

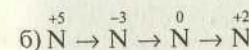
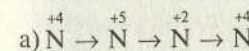
16. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между концентрированной азотной кислотой и: а) углем; б) серой; в) фосфором.

17. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между разбавленной азотной кислотой и: а) бором; б) углеродом; в) серой.

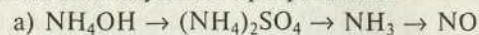
18. Составьте уравнения реакций и укажите условия осуществления следующих превращений:



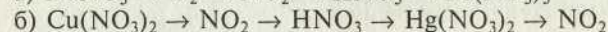
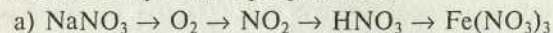
19. Составьте уравнения реакций и укажите условия осуществления следующих превращений:



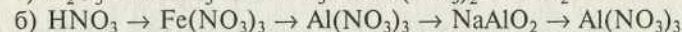
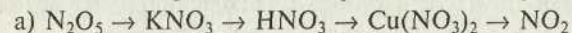
20. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



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

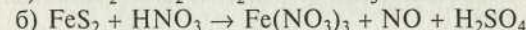
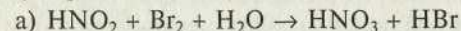


22. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



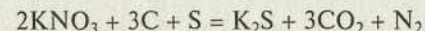
23. Напишите уравнения разложения следующих аммонийных солей: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; NH_4NO_2 ; NH_4NO_3 ; NH_4Cl ; $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

24. Закончите следующие реакции, составьте электронные уравнения, определите окислитель и восстановитель:



25. Степень диссоциации 1 М раствора нитрата калия равна 70 %. Сколько граммов электролита диссоциировано на ионы?

26. Какой объем займут газы, образующиеся при взрыве нитрата калия массой 1 кг в смеси с углеродом и серой, если при этом протекает реакция



27. Сколько нитрата аммония потребуется для получения оксида азота(I) объемом 2 л (н.у.)?

28. Определите массу нитрата натрия, требуемую для получения раствора азотной кислоты массой 200 кг с массовой долей HNO_3 20 %.

29. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: NaNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KNO_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$? Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.

30*. Оксид азота(IV), полученный при разложении нитрата свинца(II) массой 3,31 г, пропустили через раствор гидроксида калия (пл. 1,288) объемом 7,76 л с массовой долей KOH 30 %. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.

31. Сколько миллилитров азотной кислоты (пл. 1,14) с массовой долей HNO_3 20 % пошло на растворение смеси цинка и оксида цинка массой 5,95 г, если при взаимодействии этой смеси с гидроксидом натрия выделился газ объемом 1,12 л, а при реакции цинка с азотной кислотой выделяется аммиак?

32*. Через катализатор пропущена смесь азота и водорода объемом 89,6 л. После прохождения через катализатор смесь занимает объем, равный 67,2 л. Полученный аммиак растворен в растворе аммиака (пл. 0,65) объемом 100,88 мл с массовой долей NH_4OH 12 %. Определите массовую долю полученного раствора (в %).

33. Определите массовую долю аммиака в растворе, полученном при разбавлении раствора аммиака объемом 1 л (пл. 0,9) с массовой долей

NH_4OH 25 % водой объемом 9,1 л. Сколько граммов гидроксида железа(III) может быть осаждено полученным раствором массой 5 г?

34*. При пропускании смеси газов, образовавшихся после разложения азотной кислоты через раствор гидроксида калия объемом 212,1 мл (пл. 1,1) с массовой долей KOH 12 %, произошла полная нейтрализация раствора щелочи. Какой объем раствора азотной кислоты (пл. 1,43) с массовой долей HNO_3 63 % подвергся разложению? Сколько меди может раствориться в этом объеме кислоты?

35*. Через раствор, содержащий нитрат меди(II) массой 28,2 г и нитрат свинца(II) массой 33,1 г, пропустили сероводород до полного выделения сульфидов металлов. Определите: объем сероводорода, израсходованный на осаждение (н.у.); массовую долю солей в осадке.

36*. Технический препарат меди массой 2 г растворили в азотной кислоте. Полученный раствор обработали щелочью. После прокаливании всего осадка образовался оксид меди(II) массой 2,4 г. Какой объем занял при нормальных условиях выделившийся оксид азота(II)? Сколько миллилитров раствора азотной кислоты (пл. 1,12) с массовой долей HNO_3 20 % вступило в реакцию? Определите массовую долю меди в техническом препарате.

37*. Аммиак, полученный из смеси азота и водорода, объемом 56 л, выход которого составляет 40 %, был поглощен раствором фосфорной кислоты массой 92,04 г. Определите массовую долю (в %) фосфорной кислоты и состав соли аммония, если при действии на нее раствором ацетата серебра выпал осадок массой 104,8 г.

38*. При разложении аммиака объемом 100 мл на элементы произошло увеличение объема на 50 л. Определите: массовую долю аммиака, подвергшегося разложению; массовую долю раствора аммиака, если растворить неразложившийся аммиак в воде объемом 100 мл.

39. Определите массовую долю калия и азота в удобрениях: а) в нитрате калия; б) в нитрате аммония.

40. Какова масса нитрата натрия, содержащего такую же массу азота, как в нитрате калия массой 25,25 г?

41. Во сколько раз аммиак тяжелее водорода и во сколько раз он легче азота?

42. Сколько молекул азота находится при нормальных условиях в 896 мл газа?

43. Сколько молей и молекул содержится в оксиде азота(IV) массой 460 г?

44. Выразите в молях и в граммах $3 \cdot 10^{23}$ молекул оксида азота(II).

45. Раствор азотной кислоты (пл. 1,3) объемом 250 мл разбавили водой объемом 1 л. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора.

46. Какой объем при нормальных условиях будут занимать газ азот массой 560 г и газ аммиак массой 25,5 г?

47. Сколько литров кислорода необходимо для полного окисления аммиака объемом 500 л?

48. Сколько литров азота может быть получено при нормальных условиях из 1 м³ воздуха, считая, что воздух содержит 78 % азота?

49. Смешали аммиак массой 10 г с хлороводородом массой 10 г. Какой из газов оказался в избытке, какова масса избытка газа?

50. Сколько аммиака потребуется для получения азотной кислоты массой 100 кг, если производственные потери составляют 5 %?

51. Какой объем аммиака при нормальных условиях необходим для получения сульфата аммония массой 264 г?

52. Из азота массой 56 кг получен аммиак массой 48 кг. Какова массовая доля (в %) выхода аммиака к теоретическому?

53. При окислении аммиака массой 17 кг получен оксид азота(II) массой 27 кг. Вычислите массовую долю выхода оксида азота(II) по отношению к теоретическому.

54. Смешали аммиак массой 5,1 г с хлороводородом массой 12 г. Какое вещество и в каком количестве образовалось?

55. Массовая доля выхода аммиака от теоретического составляет 90 %. Вычислите массу аммиака, полученного при взаимодействии хлорида аммония массой 214 г с избытком гидроксида кальция.

56. Сколько килограммов раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 80 % необходимо для получения сульфата аммония из аммиака массой 51 кг?

57. Сколько граммов раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 90 % и 35 % необходимо для растворения меди массой 32 г?

58. Для нейтрализации 0,5 М раствора азотной кислоты объемом 200 мл израсходовано смеси карбонатов калия и натрия массой 6,25 г. Определите состав смеси.

59. Сколько килограммов аммиака необходимо для получения азотной кислоты массой 500 кг с массовой долей HNO_3 60 %? Потери аммиака в производстве составляют 3 %.

60. Какая масса азотной кислоты получится при действии серной кислоты на селитру массой 1 т, содержащей 95 % нитрата натрия, если производственные потери составляют 2 %?

61. Для получения азотной кислоты было взято по одному килограмму селитры: а) натриевой NaNO_3 ; б) калиевой KNO_3 . Сколько кислоты с массовой долей 60 % можно получить в каждом случае?

62. Сколько литров 2 М раствора можно получить из раствора азотной кислоты (пл. 1,41) массой 500 мл с массовой долей HNO_3 68 %?

63. Сколько кубических метров аммиака при нормальных условиях и сколько килограммов раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 50 % потребуется для получения аммиачной селитры массой 50 кг с массовой долей нитрата аммония 97,5 %?

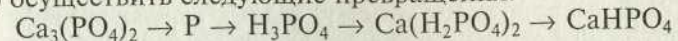
§ 17. Фосфор и его соединения

В отличие от азота фосфор — активный неметалл. В виде простого вещества существует в нескольких модификациях (белый, красный, черный и др.). Наибольшей реакционной способностью обладает белый фосфор. Легко взаимодействует с простыми веществами. С кислородом образует оксиды P_2O_3 и P_2O_5 , которые явля-

ются кислотными. Оксиду фосфора(V) соответствует ортофосфорная кислота H_3PO_4 , соли которой называют ортофосфатами. H_3PO_4 не обладает окислительной способностью, трехосновна, средней силы, образует средние соли — ортофосфаты, кислые — гидроортофосфаты и дигидроортофосфаты.

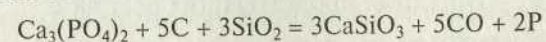
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

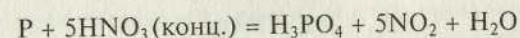


Укажите условия протекания реакций.

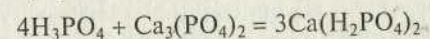
Решение. 1. Фосфор получают восстановлением фосфата кальция, содержащегося в апатите и фосфорите, коксом и песком в электрических печах по схеме



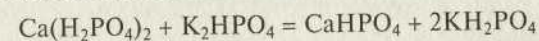
2. Сильные окислители, например азотная и концентрированная серная кислоты, окисляют фосфор в ортофосфорную кислоту:



3. Дигидрофосфат кальция (двойной суперфосфат) может быть получен при обработке фосфорита и апатита, содержащих фосфат кальция, фосфорной кислотой:



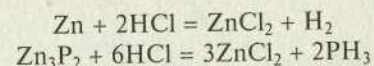
4. Гидрофосфат кальция CaHPO_4 , называемый преципитатом, можно получить при обработке дигидрофосфата кальция гидрофосфатами щелочных металлов:



Гидрофосфат кальция плохо растворяется в воде, а дигидрофосфат калия — хорошо.

Задача 2. Технический препарат фосфида цинка содержит примеси металлического цинка. В результате взаимодействия этого препарата с соляной кислотой были получены газы фосфин и водород в объемном отношении 4 : 1. Определите массовую долю (в %) металлического цинка в техническом препарате.

Решение. При действии соляной кислоты на смесь цинка и фосфида цинка происходят следующие реакции:



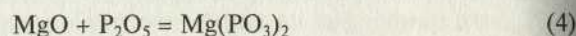
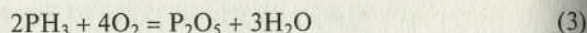
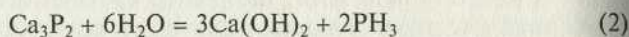
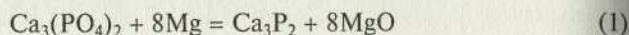
Из этих двух уравнений следует, что при молярных отношениях $\text{Zn} : \text{Zn}_3\text{P}_2 = 1 : 1$ объемные отношения $\text{PH}_3 : \text{H}_2 = 2 : 1$, а при объемных отношениях $\text{PH}_3 : \text{H}_2 = 4 : 1$ в смеси на 2 моль Zn_3P_2 ($M_r = 257$) приходится 1 моль Zn ($A_r = 65$), т. е. на 514 г Zn_3P_2 приходится 65 г Zn .

Отсюда масса смеси составит $514 + 65 = 579$ г, а массовая доля цинка равна

$$\frac{579 \text{ г} - 100 \%}{65 \text{ г} - x \%} = \frac{65 \text{ г} \cdot 100 \%}{579 \text{ г}} = 10,9 \%$$

Задача 3. Фосфид кальция, образованный при взаимодействии ортофосфата кальция с магнием, был гидролизован водой. Выделившийся газ фосфин был сожжен на воздухе, в результате чего был получен оксид фосфора(V). Сколько литров воздуха, содержащего 21 % кислорода (по объему), пошло на сгорание фосфина и сколько граммов метафосфата магния можно получить, если для восстановления фосфида кальция было израсходовано магния массой 2,4 г, а объемы газов измерялись при нормальных условиях?

Решение. Уравнения происходящих реакций:



Из уравнения (1) следует

$$\frac{8 \cdot 24 \text{ г Mg} - 8 \cdot 40 \text{ г MgO}}{2,4 \text{ г Mg} - x \text{ г MgO}} = \frac{2,4 \text{ г} \cdot 8 \cdot 40 \text{ г}}{8 \cdot 24 \text{ г}} = 4 \text{ г MgO};$$

$$\frac{8 \cdot 24 \text{ г Mg} - 182 \text{ г Ca}_3\text{P}_2}{2,4 \text{ г Mg} - x \text{ г Ca}_3\text{P}_2} = 2,275 \text{ г Ca}_3\text{P}_2.$$

Так как все необходимые для расчетов вещества реагируют в эквивалентном отношении, то, исходя из реакций (2) и (3), определяем объем кислорода, затраченный на горение фосфина:

$$\frac{182 \text{ г Ca}_3\text{P}_2 - 4 \cdot 22,4 \text{ л O}_2}{2,275 \text{ г Ca}_3\text{P}_2 - x \text{ л O}_2} = \frac{2,275 \text{ г} \cdot 4 \cdot 22,4 \text{ л}}{182 \text{ г}} = 1,12 \text{ л O}_2,$$

следовательно, воздуха будет израсходовано:

$$\frac{1,12 \text{ л O}_2 - 21 \%}{x \text{ л O}_2 - 100 \%} = \frac{100 \% \cdot 1,12 \text{ л}}{21 \%} = 5,33 \text{ л воздуха}.$$

Из уравнения (4) находим массу метафосфата магния:

$$\frac{40 \text{ г MgO} - 182 \text{ г Mg}(\text{PO}_3)_2}{4 \text{ г MgO} - x \text{ г Mg}(\text{PO}_3)_2} = \frac{4 \text{ г} \cdot 182 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 18,2 \text{ г Mg}(\text{PO}_3)_2.$$

ВОПРОСЫ

1. Почему фосфор не встречается в природе в свободном состоянии? В виде каких соединений встречается фосфор в природе?
2. Исходя из положения фосфора в Периодической системе: а) напишите формулу гидроксида и оксида фосфора; б) укажите тип кристаллической решетки фосфора; в) какие кислоты могут быть образованы кислотными оксидами фосфора?
3. Чем отличается кристаллическая решетка белого фосфора от красного и черного и как это сказывается на химических свойствах аллотропных модификаций фосфора?
4. Какова степень окисления фосфора в соединениях: а) HPO_3 , H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; б) PH_4Cl , Ba_3P_2 , PH_3 ; в) P_2O_5 , PCl_5 , K_3PO_4 ?
5. В чем сходство элементов фосфора и азота: а) по строению атомов; б) по характеру их кислородных соединений?
6. В чем различие элементов фосфора и азота: а) по строению атомов; б) по характеру образуемых ими кислородных соединений?
7. Что такое суперфосфат и как его получают? В чем его отличие от двойного суперфосфата и почему последняя соль более пригодна для удобрения почвы?
8. Почему фосфоритную муку вносят обычно в почву с повышенной кислотностью, а суперфосфат — в любую? Как опытным путем их различить?
9. Какие реакции происходят при внесении в кислые почвы: а) фосфоритной муки; б) доломитовой муки $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$; в) известняка? Во всех ли случаях достигается снижение кислотности почвы?
10. Как получить белый, красный и черный фосфор?
11. Где применяются соединения фосфора?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите степень окисления фосфора и тип химической связи в следующих соединениях: а) Na_3P ; б) PH_3 ; в) KPO_3 ; г) P_2O_5 .
2. Оксид пятивалентного элемента содержит массовую долю кислорода 56,33 %. Рассчитайте атомную массу элемента.
3. Определите молекулярную формулу одного из оксидов фосфора, массовая доля фосфора в котором 56,4 %. Плотность по воздуху пара этого оксида равна 7,7.
4. Сколько требуется фосфата кальция, угля и песка для получения фосфора массой 1 кг?
5. С какими из перечисленных веществ может вступать в реакцию оксид фосфора(V): а) вода; б) оксид кальция; в) азотная кислота; г) гидроксид натрия; д) уголь? Напишите уравнения возможных реакций.
6. Летучие водородные соединения фосфора можно получить при действии на фосфиды соляной кислотой или на хлорид фосфония (аналог хлорида аммония) щелочью. Напишите уравнения реакций.
7. Как получить ортофосфорную кислоту, исходя: а) из свободного фосфора; б) из оксида фосфора(V); в) из фосфата кальция?

8. С какими из перечисленных веществ может вступить в реакцию ортофосфорная кислота: а) серебро; б) оксид цинка; в) хлорид бария; г) гидроксид кальция; д) оксид серы(VI)? Напишите ионные уравнения возможных реакций.

9*. Оксид фосфора(V), образовавшийся при сгорании фосфора массой 15,5 г в кислороде, растворили в воде объемом 500 мл. Полученный раствор смешали с раствором гидроксида кальция (пл. 1) объемом 12,32 мл с массовой долей $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,15 %. Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе.

10. Определите массовую долю 9 М раствора фосфорной кислоты (пл. 1,15).

11*. В растворе фосфорной кислоты (пл. 1,2) объемом 500 мл с массовой долей H_3PO_4 28 % растворили оксид фосфора(V) массой 14,2 г. Определите массовую долю полученного раствора.

12. Сколько граммов гидроксида кальция вступит в реакцию с фосфорной кислотой, если при этом образуется осадок массой 43 г?

13*. На смесь меди, кальция и цинка массой 40 г подействовали фосфорной кислотой, при этом выделился водород (н. у.) объемом 13,44 л, а при взаимодействии такого же количества смеси с раствором гидроксида натрия массой 20 г с массовой долей NaOH 40 % выделился газ объемом 2,24 л. Определите массовую долю смеси.

14. Сколько граммов двузамещенного фосфата кальция образуется при взаимодействии ортофосфорной кислоты массой 13,72 г с гидроксидом кальция массой 74 г?

15. Сколько требуется фосфорита, содержащего массовую долю фосфата кальция 90 % и серной кислоты (пл. 1,73) с массовой долей H_2SO_4 80 %, для получения простого суперфосфата массой 1 т?

16*. Определите состав образующейся соли ортофосфорной кислоты и ее массовую долю (в %) в растворе, если в растворе гидроксида натрия (пл. 1,28) объемом 25 мл с массовой долей NaOH 25 % растворили весь оксид фосфора(V), получившийся при окислении фосфора массой 6,2 г.

17*. Оксид фосфора(V), полученный при окислении фосфора массой 6,2 г, растворили в растворе KOH (пл. 1,19) объемом 23,6 мл с массовой долей KOH 20 %. Каков состав образовавшейся соли и ее массовая доля (в %)?

18*. Какая соль и в каком количестве получится, если аммиак объемом 2,24 л, измеренный при нормальных условиях, пропустить через раствор дигидрофосфата аммония массой 115 г с массовой долей $(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4$ 10 %?

19. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между: а) гидрофосфатом аммония и гидроксидом кальция; б) дигидрофосфатом бария и гидроксидом бария; в) гидрофосфатом калия и гидроксидом натрия.

20. С какими из перечисленных веществ может вступить в реакцию фосфат кальция: а) серная кислота; б) ортофосфорная кислота; в) нитрат натрия; г) гидроксид калия? Напишите ионные уравнения возможных реакций.

21. Напишите формулы: а) метафосфата магния; б) ортофосфата кальция; в) пиррофосфата бария. Какова основность кислот, из которых образованы указанные соли?

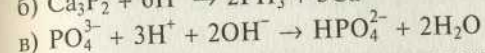
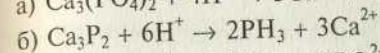
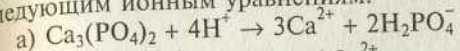
22. Как, исходя из фосфорита и серной кислоты, получить двойной суперфосфат? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной форме.

23. Образец фосфорного удобрения содержит 60 % CaHPO_4 и 40 % $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю фосфора в этом удобрении.

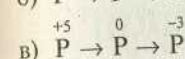
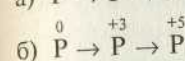
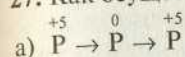
24. Какова реакция среды в растворе: а) K_3PO_4 ; б) K_2HPO_4 ; в) KH_2PO_4 ? Напишите уравнения гидролиза в сокращенной и полной ионной формах.

25. Выведите простейшие формулы сульфидов фосфора, зная, что в одном из них серы 43,6, в другом — 62,6 и в третьем — 72 %.

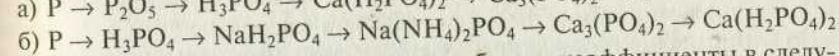
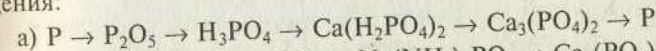
26. Напишите молекулярные уравнения реакций, соответствующие следующим ионным уравнениям:



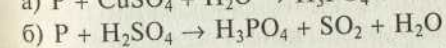
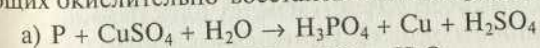
27. Как осуществить следующие превращения:



28. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:



29. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:



30. Массовая доля оксида фосфора(V) в минерале фосфорит составляет 28 %. Определите массовую долю примеси в фосфорите.

31. Определите массу гидрофосфата кальция CaHPO_4 , в которой содержится столько фосфора, сколько и в $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ массой 1 кг.

32. Сколько требуется фосфорита, содержащего $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (массовая доля 60 %), для получения фосфора массой 10 кг, если потери составляют 5 %?

33. Сколько требуется гидроксида кальция с массовой долей $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 80 % для получения осадка массой 10 кг?

34. Сколько фосфорита с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 70 % необходимо для получения двойного суперфосфата, содержащего $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ массой 500 кг?

35. Вычислите массовую долю (в %) выхода фосфора по отношению к теоретическому, если получено фосфора массой 24,8 кг из фосфата кальция массой 155 кг.

36. Сколько аммофоса (дигидроортофосфата аммония) можно получить из фосфорной кислоты массой 10 т при взаимодействии с аммиаком?

37. Вычислите массу ортофосфорной кислоты, которую можно получить при взаимодействии ортофосфата кальция массой 77,5 кг с серной кислотой массой 120 кг.

38. Какую массу оксида фосфора(V) содержит фосфорит массой 10 кг с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 60 %?

39. Сколько граммов оксида фосфора(V) образуется при сгорании фосфора массой 93 г?

40. Смешали по одному молю растворов солей: фосфата калия и дигидрофосфата калия. Определите состав полученной соли после выпаривания.

41. Какой станет концентрация раствора ортофосфорной кислоты, если в растворе H_3PO_4 массой 800 г с массовой долей H_3PO_4 25 % растворить P_2O_5 массой 35,5 г?

42. Какая массовая доля (в %) $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ теряется при прокаливании этой соли?

Глава 6

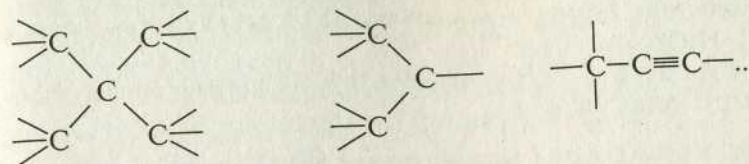
ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

В главную подгруппу IV группы Периодической системы входят пять элементов: углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. На внешнем слое у атомов этих элементов имеется четыре электрона. Поэтому атомы этих элементов, казалось бы, могут как присоединять, так и терять до четырех электронов, проявляя соответственно степени окисления -4 и $+4$. Однако с увеличением размеров атомов от углерода к свинцу неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются и уже у германия наряду с неметаллическими проявляются металлические свойства, а олово и свинец — металлы. Только для неметаллов — углерода и кремния — характерна степень окисления -4 и $+4$. Максимальную степень окисления, равную четырем, они проявляют по отношению к водороду и кислороду. Но наряду с этим они могут образовывать немногочисленные неустойчивые соединения со степенью окисления $+2$ (оксиды, сульфиды).

Олово и свинец, наоборот, образуют устойчивые двухвалентные соединения и даже более устойчивые, чем со степенью окисления четыре. Кроме того, олово и свинец могут существовать в виде положительных ионов.

Важной особенностью некоторых элементов главной подгруппы IV группы является их способность к образованию ковалентных связей между одинаковыми атомами. Особенно характерна склонность к образованию ковалентных связей между атомами

углерода, в результате чего образуются цепи самой разнообразной формы и длины:



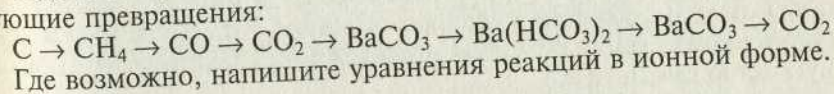
Значительно меньше это свойство проявляется у атомов германия.

§ 18. Углерод и его соединения

Углерод в свободном состоянии химически пассивен. Как простое вещество углерод может существовать в виде четырех модификаций: алмаза, графита, аморфного углерода и полимерного углерода — карбина. Углерод образует с кислородом два оксида: CO — оксид углерода(II) (угарный газ), CO_2 — оксид углерода(IV) (углекислый газ). Первый из них несолеобразующий, второй — кислотный. Оксиду углерода(IV) соответствует слабая двухосновная угольная кислота, которая образует два типа солей: средние (карбонаты) и кислые (гидрокарбонаты).

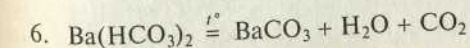
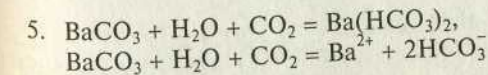
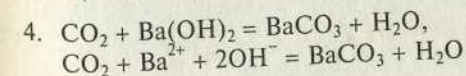
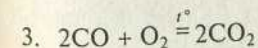
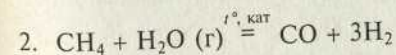
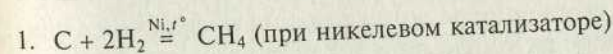
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

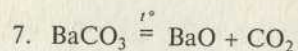
Задача 1. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Где возможно, напишите уравнения реакций в ионной форме.

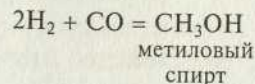
Решение.



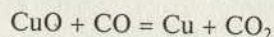


Задача 2. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид углерода(II): H_2 ; CuO ; O_2 ; CO_2 ; NaOH ; HCl ; Cl_2 ; H_2O ?

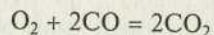
Решение. 1. При высокой температуре в присутствии никелевого катализатора:



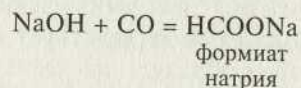
2. СО проявляет сильные восстановительные свойства:



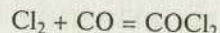
3. В кислороде горит синим пламенем:



4. При обычных условиях СО является несолеобразующим оксидом, однако при высокой температуре (200°C) и давлении 506,15 кПа ведет себя как кислотный оксид, образуя со щелочами соли муравьиной кислоты:



5. В присутствии катализатора образуется бесцветный ядовитый газ — фосген:

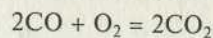


Оксид углерода(II) не взаимодействует с CO_2 , HCl , H_2O .

Задача 3. К смеси оксида углерода(II) и оксида углерода(IV) объемом 1 л добавили кислород объемом 1 л. После сжигания полученной смеси ее объем уменьшился до 1,8 л. Определите объемную долю смеси (в %).

Решение. 1. Общий объем смеси $1 \text{ л} + 1 \text{ л} = 2 \text{ л}$.

2. Записываем уравнение реакции горения оксида углерода(II), так как оксид углерода(IV) не взаимодействует с кислородом:



3. В результате реакции горения объем смеси уменьшился $2 \text{ л} - 1,8 \text{ л} = 0,2 \text{ л}$ (за счет участия кислорода в реакции).

4. При горении оксида углерода(II) на 1 объем кислорода необходимо взять 2 объема СО. Значит, на 0,2 л O_2 нужно 0,4 л СО.

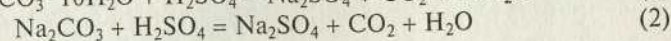
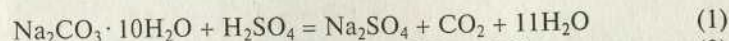
5. Определяем объемную долю смеси газов:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ л смеси} - 100\% \\ 0,4 \text{ л СО} - x\% \end{array} \quad x = \frac{0,4 \text{ л} \cdot 100\%}{1 \text{ л}} = 40\% \text{ СО.}$$

Ответ. 40 % СО и 60 % CO_2 .

Задача 4. Определите массы кристаллической и безводной соды, необходимые для нейтрализации раствора серной кислоты массой 24,5 кг с массовой долей H_2SO_4 20 %. Какую из них выгоднее применить для нейтрализации, если 1 кг кристаллической соды стоит 4 руб., а 1 кг безводной — 6 руб. (цена взята условно)?

Решение. 1. Реакции между кристаллической и безводной содой и серной кислотой протекают по уравнениям:



$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286; \quad M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$$

$$m = \omega m_1 = 0,2 \cdot 24,5 = 4,9 \text{ кг.}$$

2. Из уравнения (1) следует:

на 286 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется 98 г H_2SO_4

на x г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется 4,9 г H_2SO_4

$$x = 14,3 \text{ кг } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

Из уравнения (2) следует:

на 106 г Na_2CO_3 требуется 98 г H_2SO_4

на x г Na_2CO_3 требуется 4,9 г H_2SO_4 $x = 5,3 \text{ кг } \text{Na}_2\text{CO}_3$.

3. Стоимость кристаллической соды, пошедшей на нейтрализацию серной кислоты, составляет $14,3 \text{ кг} \cdot 4 \text{ руб.} = 57 \text{ руб.}$, а стоимость безводной соды $5,3 \text{ кг} \cdot 6 \text{ руб.} = 32 \text{ руб.}$ Следовательно, экономичнее использовать безводную соду.

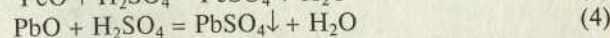
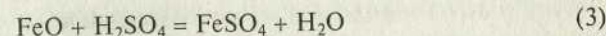
Задача 5. Смесь карбонатов железа(II) и свинца(II) прокалили. В результате был получен оксид углерода(IV) количеством вещества 0,9 моль. Образовавшуюся при разложении смесь твердых оксидов обработали серной кислотой, при этом образовался твердый сульфат массой 151,6 г.

Определите состав исходной смеси карбонатов в граммах и массовых долях (в %).

Решение. При прокаливании карбонатов образуются оксиды металлов и оксид углерода(IV):



При обработке смеси оксидов металлов серной кислотой происходят реакции:



Из реакций (1) и (2) видно, что получается 1 моль оксида металла и CO_2 , из которых образуется по 1 моль сульфата (реакции (3) и (4)). Нерастворимым является сульфат свинца.

По условию задачи масса осадка составляет 151,63 г, что соответствует веществу PbSO_4 количеством 0,5 моль, участвовавшему в реакции. Следовательно, в смеси содержалось карбоната свинца 0,5 моль, так как на образование 0,5 моль PbSO_4 пошло 0,5 моль PbO , полученного из PbCO_3 . Образовавшегося из PbCO_3 CO_2 тоже было 0,5 моль. А на долю CO_2 , выделившегося из FeCO_3 , приходится 0,9 моль – 0,5 моль = 0,4 моль. Следовательно, разложилось 0,4 моль FeCO_3 .

Вычислим массу смеси:

$$m(\text{PbCO}_3) = 0,5 \text{ моль} \cdot 267 \text{ г/моль} = 133,6 \text{ г},$$

$$m(\text{FeCO}_3) = 0,4 \text{ моль} \cdot 166 \text{ г/моль} = 46,4 \text{ г},$$

$$133,6 \text{ г} + 46,4 \text{ г} = 180 \text{ г}$$

и ее состав в массовых долях (%)

$$\omega(\text{PbCO}_3) = \frac{133,6 \text{ г} \cdot 100 \%}{180 \text{ г}} = 74,2 \%,$$

$$\omega(\text{FeCO}_3) = \frac{46,4 \text{ г} \cdot 100 \%}{180 \text{ г}} = 35,8 \%.$$

ВОПРОСЫ

1. Атомы какого элемента будут легче присоединять электроны: азота или углерода? Почему?
2. Почему в образовании химических связей участвуют обычно четыре электрона атома углерода, хотя на p -орбитали у него имеется только два неспаренных электрона?
3. Какого типа химические связи характерны для соединений углерода? Какие электроны участвуют в образовании химических связей?
4. Какие простые вещества образует элемент углерод? Чем различаются их структуры?
5. Как по физическим свойствам различаются алмаз и графит?
6. Почему для демонстрации химических свойств углерода берут уголь, а не другие простые вещества?
7. Изменяется ли уголь, адсорбируя вещества? Почему алмаз и графит практически не способны адсорбировать вещества?
8. Как получают кокс и сажу? Где они используются?
9. Каково физиологическое действие оксида углерода(II)? Где он используется?
10. Каким химическим способом можно разделить смесь двух оксидов углерода?
11. Почему в земной атмосфере примерно постоянное количество углекислого газа?
12. Какую среду имеют карбонат и гидрокарбонат натрия при гидролизе?
13. Какую качественную реакцию на ион CO_3^{2-} надо провести для его обнаружения?

14. Какие из соединений углерода входят в состав: а) воздуха; б) горных пород; в) подземных вод?
15. Почему карбонат натрия (соду) применяют при стирке белья?
16. Какие из следующих солей растворяются в соляной кислоте и почему: а) BaCrO_4 ; б) BaCO_3 ; в) BaSO_4 ?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Запишите формулы соединений углерода: а) с хлором; б) с серой; в) с магнием; г) с алюминием.
2. Напишите уравнения реакций между углем и: а) оксидом углерода(IV); б) оксидом хрома(III); в) оксидом свинца(II); г) оксидом олова(IV).
3. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид углерода(II): MgO ; O_2 ; H_2 ; H_2SO_4 ; Cl_2 ; KOH ; K_2S ? Напишите уравнения происходящих реакций.
4. С какими из перечисленных веществ взаимодействует оксид углерода(IV): NH_3 ; NaOH ; H_2O ; C ; SO_3 ; BaO ; HCl ; CuSO_4 ? Напишите уравнения происходящих реакций.
5. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$
 - б) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2$
6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
 - б) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{Mg}$
7. При сжигании смеси оксидов углерода объемом 20 мл в избытке кислорода общий объем смеси уменьшился на 4 мл. Какова массовая доля оксида углерода(II) в этой смеси?
8. В эвдиометре взорвали смесь газов, состоящую из водорода объемом 3 л, оксида углерода(II) объемом 1 л и кислорода объемом 4 л. Определите массовую долю газовой смеси после реакции (все вещества брать в газообразном состоянии).
- 9*. Через избыток известковой воды пропустили смесь газов объемом 5 л (н.у.), состоящую из оксида углерода(II), оксида углерода(IV) и азота. При этом образовался осадок массой 5 г. Оставшуюся смесь газов пропустили над нагретым оксидом железа(II) и получили железо массой 5,6 г. Какова массовая доля газов в смеси?
10. Какая масса углерода содержится в карбонате кальция массой 50 т?
11. Можно ли полностью восстановить медь из оксида меди(II) массой 60 г, если прокалить ее с углем массой 9 г?
12. Какой объем оксида углерода(II) выделится (н.у.) при взаимодействии оксида углерода(IV) с раскаленным углем массой 4 кг?
13. Сколько литров и каких газов образуется при взаимодействии углерода массой 36 г с водой (н.у.)?

14. Сколько м³ оксида углерода(IV) (н.у.) можно получить из известняка массой 1 т, содержащего 95 % CaCO₃? Какой объем раствора NH₄OH (пл. 0,9) с массовой долей NH₄OH 25 % потребуется для поглощения всего CO₂ (в расчете на среднюю соль)?

15. Сколько граммов и какой соли получится в растворе, если пропустить оксид углерода(IV) объемом 1,12 л через раствор гидроксида калия (пл. 1,1) объемом 50 мл с массовой долей KOH 12 %?

16*. Через раствор едкого натра (пл. 1,225) объемом 24,5 мл с массовой долей NaOH 40 % пропущена смесь азота и оксида углерода(IV), при этом весь едкий натр превратился в кислую соль, а оставшийся азот занял объем 2,8 л (при н.у.). Определите состав первоначальной газовой смеси (в объемных процентах).

17. Сколько граммов карбоната кальция выпадает в осадок при действии соды на жесткую воду, содержащую сульфат кальция массой 68 г?

18. Какова массовая доля хлороводорода в воде, если на нейтрализацию раствора массой 50 г расходуется карбонат натрия массой 5,3 г?

19. При гидролизе растворов карбоната и гидрокарбоната калия окраска растворов от действия спиртового раствора фенолфталеина различная. Почему? Напишите уравнения гидролиза этих солей.

20. Учítывая, что углерод четырехвалентен, определите степень окисления его в следующих соединениях: CH₄, C₂H₂, CaC₂, HCON, HCOOH, CCl₄.

21. Для следующих окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса подберите коэффициенты:

- а) CS₂ + H₂O → CO₂ + H₂S
- б) C + H₂SO₄ → CO₂ + SO₂ + H₂O
- в) CO + NH₃ → H₂O + HCN

22. Для следующих окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса подберите коэффициенты:

- а) CS₂ + O₂ → SO₂ + CO₂
- б) CH₄ + H₂O → CO + H₂
- в) C + HNO₃ → CO₂ + NO₂ + H₂O

23. Кристаллогидрат Na₂CO₃ · xH₂O содержит массовую долю воды 62,94 %. Вычислите количество кристаллизационной воды.

24. При обработке смеси карбоната и гидрокарбоната натрия массой 4,64 г серной кислотой получили безводный сульфат натрия массой 4,97 г. Определите массовую долю карбоната натрия в смеси.

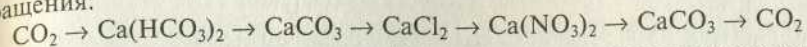
25*. При 200 °C и 505,15 кПа с раствором щелочи массой 30 г и массовой долей щелочи 20 % прореагировало оксида углерода(II) объемом 2,24 л. Определите массовую долю веществ в растворе и напишите структурную формулу формиата натрия.

26. В воде объемом 1 л растворено карбоната натрия массой 20 г. Определите массовую долю, молярную концентрацию раствора (пл. 1,02).

27*. На мрамор массой 60 г подействовали раствором хлороводородной кислоты (пл. 1,1) объемом 50 мл с массовой долей HCl 20 %. Выделившийся газ пропущен через 0,1 М раствор гидроксида кальция объемом 250 мл. Какое вещество и какой массы при этом образуется?

28. Какой объем оксида углерода(IV) (при н.у.) получится при разложении природного известняка массой 0,5 кг, содержащего массовую долю карбоната кальция 92 %? Какой минимальный объем (в мл) раствора аммиака (пл. 0,9) с массовой долей NH₄OH 25 % потребуется для поглощения всего оксида углерода(IV)?

29. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:



30. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

- а) Ba(NO₃)₂ → BaCO₃ → BaCl₂ → BaCO₃
- б) CaCO₃ → CO₂ → Na₂CO₃ → NaHCO₃
- в) CH₄ → CO₂ → Ca(HCO₃)₂ → CaCO₃ → CaCl₂

Там, где возможно, напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

31. Составьте молекулярные уравнения реакций, выражаемых следующими ионными уравнениями:

- а) CO₃²⁻ + 2H⁺ = CO₂ + H₂O
- б) CaCO₃ + 2H⁺ = Ca²⁺ + CO₂ + H₂O
- в) CO₂ + OH⁻ = HCO₃⁻
- г) HCO₃⁻ + H⁺ = H₂O + CO₂

32. Составьте молекулярные уравнения реакций, выражаемых следующими ионными уравнениями:

- а) Ca²⁺ + CO₃²⁻ = CaCO₃
- б) CO₃²⁻ + CO₂ + H₂O = 2HCO₃⁻
- в) CO₂ + 2OH⁻ = CO₃²⁻ + H₂O
- г) H₂CO₃ + SiO₃²⁻ = H₂SiO₃ + CO₃²⁻

33*. Через раствор едкого натра (пл. 1,225) объемом 124,5 мл с массовой долей NaOH 40 % пропущена смесь «угарного» и углекислого газов. Весь едкий натр перешел в среднюю соль. Собранный оксид углерода(II) занял объем 3 л (н.у.). Определите массовую долю получившейся соли в растворе.

34*. К смеси оксида углерода(II) и оксида углерода(IV) объемом 1 л добавлен кислород объемом 1 л. После сжигания полученной смеси ее объем уменьшился до 1,8 л. Определите состав смеси (в %) по объему. Какой минимальный объем раствора едкого натра (пл. 1,11) с массовой долей NaOH 10 % понадобится для выделения из полученной после сжигания газовой смеси чистого кислорода?

35*. Объем смеси оксида углерода(II) с кислородом равен 200 мл. После сгорания всего оксида углерода(II) за счет находящегося в смеси кислорода получена смесь оксида углерода(IV) с кислородом объемом 150 мл. Определите объемный состав исходной газовой смеси. Какая масса и какой соли получится, если образовавшийся CO₂ пропустить через 0,5 М раствор гидроксида натрия объемом 100 мл?

36. Сколько молей и молекул содержится в оксиде углерода(IV) массой 220 г?

37. Выразите в молях и граммах 6,02 · 10²² молекул оксида углерода(II).

38. Массовые доли элементов в минерале: 40 % Ca, 12 % C, 48 % O. Выведите простейшую формулу минерала.

39. Выведите истинные формулы углеводородов, молекулярные массы которых $M_1 = 26$, $M_2 = 78$. Одинаковые простейшие формулы имеют состав (в массовых долях, %): C — 92,3, H — 7,7.

40. Какой объем при нормальных условиях будет занимать оксид углерода(II) массой 14 г и оксид углерода(IV) массой 33 г?

41. Плотность по водороду газовой смеси, состоящей из CO_2 и O_2 , равна 19. Вычислите объемный состав этой смеси.

42. Сколько литров оксида углерода(IV) можно получить при сжигании угля массой 1 кг с массовой долей углерода 90 %?

43. Вычислите массовую долю (в %) выхода по отношению к теоретическому оксида углерода(IV), если 60 г его получилось при действии избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 150 г.

44. Сколько требуется угля с массовой долей углерода 95 % для получения водяного газа объемом 1000 м³, если потери составляют 3 %?

45. Сколько литров оксида углерода(IV) при нормальных условиях может дать огнетушитель, содержащий раствор гидрокарбоната натрия (пл. 1,05) объемом 20 л с массовой долей NaHCO_3 8 %?

46. Вычислите массу оксида углерода(IV), полученного при разложении известняка массой 1 т с массовой долей примесей 10 %.

47. Вычислите массу оксида углерода(IV), который может быть получен при обработке мрамора массой 100 г с массовой долей CaCO_3 95 %-м раствором соляной кислоты массой 200 г с массовой долей HCl 25 %.

48. Вычислите массовую долю (в %) CaCO_3 в природном известняке, если при обработке известняка массой 60 г избытком соляной кислоты получился оксид углерода(IV) массой 22 г.

49. При сплавлении известняка массой 30 кг с оксидом кремния(IV) образовался силикат кальция массой 40 кг. Вычислите массовую долю (в %) CaCO_3 в известняке.

50. Какой объем оксида углерода(IV) можно получить при нормальных условиях из гидрокарбоната натрия массой 168 г: а) при прокаливании; б) действием кислоты?

51. При нагревании смеси карбоната и гидрокарбоната натрия массой 146 г масса ее уменьшилась до 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в смеси?

52. Определите состав смеси карбонатов кальция и магния, если на смесь массой 16,4 г подействовали оксидом углерода(IV) количеством вещества 0,18 моль.

53. При пропускании через раствор гидроксида натрия оксида углерода(IV) объемом 4,9 л получена смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 22,9 г. Вычислите состав образовавшейся смеси.

54. Вычислите число молекул воды в кристаллогидрате карбоната натрия, если при прокаливании кристаллогидрата массой 13,3 г образовалась безводная соль массой 5,8 г.

55. Сколько граммов Na_2CO_3 в 0,5 М растворе объемом 500 мл?

56. Сколько граммов карбоната кальция может прореагировать с 2 М раствором соляной кислоты объемом 50 мл?

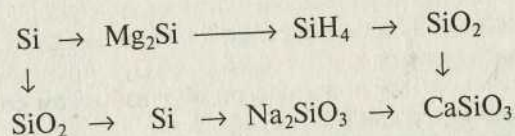
57. Вычислите массовую долю (в %) CaCO_3 , если на растворение известняка массой 6 г был израсходован 1 М раствор соляной кислоты объемом 50 мл?

§ 19. Кремний и его соединения

В природе кремний существует только в виде соединений: разнообразных силикатов и кварца SiO_2 . В обычных условиях кремний довольно инертен. С простыми веществами (кроме фтора) взаимодействует лишь при нагревании. Оксид кремния(IV) SiO_2 является кислотным. Производными оксида кремния являются мало-растворимые в воде кремниевые кислоты состава $n\text{H}_2\text{O} \cdot m\text{SiO}_2$. Соли этих кислот называют силикатами. Из них растворимыми в воде являются только силикаты щелочных металлов.

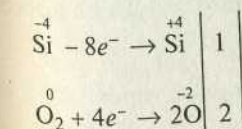
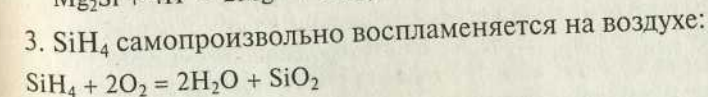
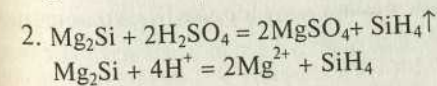
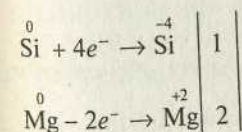
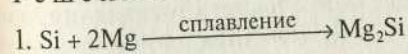
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

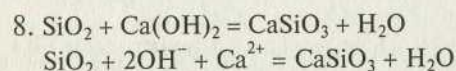
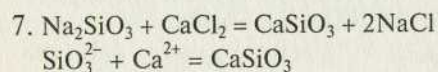
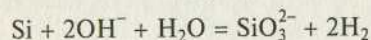
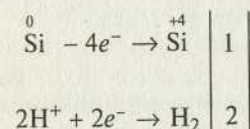
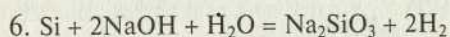
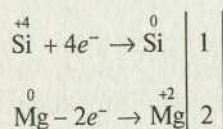
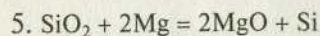
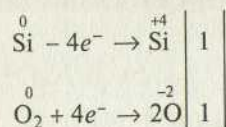
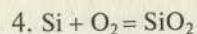
Задача 1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Для окислительно-восстановительных реакций напишите электронные уравнения.

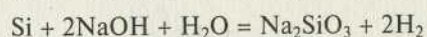
Решение.





Задача 2. При действии раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 36 % (пл. 1,4) на смесь графита и кремния массой 2 г выделился газ объемом 1,12 л (н.у.). Определите массовую долю графита в смеси и объем раствора гидроксида натрия, израсходованный в реакции.

Решение. С гидроксидом натрия реагирует только кремний:



По уравнению реакции определяем массы кремния и чистого гидроксида натрия, израсходованные в результате взаимодействия:

$$\begin{array}{l} \text{на } 28 \text{ г Si приходится } 44,8 \text{ л H}_2 \\ \text{на } x \text{ г Si приходится } 1,12 \text{ л H}_2 \end{array} \quad x = \frac{28 \cdot 1,12}{44,8} = 0,7 \text{ г Si.}$$

Следовательно, графита в смеси было 1,3 г (2 г – 0,7 г), что составляет:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ г} - 100 \% \\ 1,3 \text{ г} - x \% \end{array} \quad x = 65 \% \text{ графита,}$$

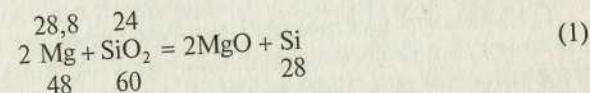
$$\begin{array}{l} \text{на } 28 \text{ г Si приходится } 80 \text{ г NaOH} \\ \text{на } 0,7 \text{ г Si приходится } x \text{ г NaOH} \end{array} \quad x = \frac{0,7 \cdot 80}{28} = 2 \text{ г.}$$

На растворение смеси было израсходовано 2 г раствора NaOH с массовой долей 36 %

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V(\text{мл})\rho}; \quad V = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega\rho} = \frac{2 \cdot 100}{36 \cdot 1,4} = 3,96 \text{ мл.}$$

Задача 3. Оксид кремния(IV) массой 24 г прокалили с магнием массой 28,8 г. При обработке образовавшейся массы соляной кислотой выделился водород объемом 6,72 л (н.у.). Определите массу полученного кремния.

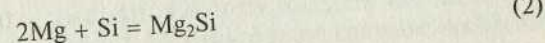
Решение. Оксид кремния(IV) реагирует с магнием согласно уравнению



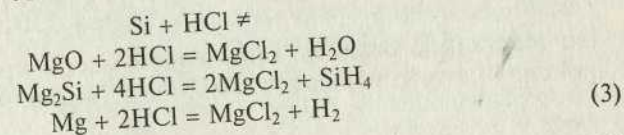
Из приведенных данных видно, что магния в этой смеси избыток:

$$\begin{array}{l} 48 \text{ г Mg} - 60 \text{ г SiO}_2 \\ x \text{ г Mg} - 24 \text{ г SiO}_2 \end{array} \quad x = 19,2 \text{ г Mg.}$$

Магний массой 9,6 г (28,8 – 19,2) не вступит в реакцию с SiO₂, а раз магний в избытке, то образовавшийся кремний может взаимодействовать с ним согласно уравнению



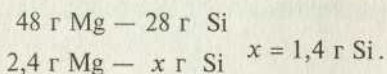
Таким образом, смесь состоит из магния, кремния, оксида магния и силицида магния, которые взаимодействуют с соляной кислотой согласно уравнениям



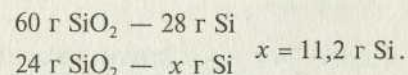
Из приведенных уравнений видно, что водород выделяется только при взаимодействии соляной кислоты с магнием. Определяем массу магния [см. уравнение (3)], затраченную на реакцию с соляной кислотой:

$$\begin{array}{l} 24 \text{ г Mg} - 22,4 \text{ л H}_2 \\ x \text{ г Mg} - 6,72 \text{ л H}_2 \end{array} \quad x = 7,2 \text{ г Mg.}$$

Следовательно, на взаимодействие с кремнием по уравнению (2) пошло 2,4 г магния (9,6 г – 7,2 г), а кремния на образование силицида магния пошло



Выход кремния по уравнению (1) из SiO_2 массой 24 г



Масса кремния после образования силицида магния равна 11,2 г – 1,4 г = 9,8 г.

ВОПРОСЫ

1. Напишите электронную формулу атома кремния на основании положения его в Периодической системе Д. И. Менделеева. Какие степени окисления для него характерны? В чем сходство и различие в свойствах углерода и кремния?
2. В виде каких соединений кремний встречается в природе?
3. К какой группе оксидов по химическим свойствам относится оксид кремния(IV)? Перечислите эти свойства.
4. Как получить оксид кремния(IV) из: а) растворимого стекла; б) оконного стекла?
5. Как получить в лаборатории коллоидный раствор кремниевой кислоты?
6. Что представляет собой осадок, образованный при добавлении к силикату натрия нитрата аммония?
7. Напишите формулы известных водородных соединений кремния. В чем их сходство и различие с водородными соединениями углерода?
8. Почему со временем оконное стекло теряет блеск, становится тусклым? Ответ мотивируйте с точки зрения химических свойств стекла.
9. Что представляет собой по химическому составу: а) карборунд; б) стекло; в) каолин; г) жидкое стекло; д) кварц; е) цемент?
10. Какие керамические изделия применяют: а) в химической промышленности; б) быту; в) строительстве?
11. В чем различие между следующими системами: взвесь; истинный раствор; коллоидный раствор?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Аморфный кремний получают восстановлением кварцевого песка магнием. Как выделить кремний из смеси полученных твердых веществ? Напишите уравнения реакций.
2. Кремний высокой чистоты, используемый в полупроводниковой технике, получают при разложении иодида кремния при высокой тем-

пературе или восстановлением хлорида кремния цинком. Напишите уравнения этих реакций.

3. Составьте уравнения реакций между кремнием и:
 - а) водородом;
 - б) алюминием;
 - в) гидроксидом калия;
 - г) фтороводородом.
4. На смесь кремния и угля массой 10 г подействовали раствором гидроксида натрия (пл. 1,4) объемом 35,7 мл с массовой долей NaOH 40 %. Определите массовую долю смеси. Какой объем газа при этом выделится (н.у.)?
5. Сколько миллилитров раствора гидроксида натрия (пл. 1,5) с массовой долей NaOH 50 % пошло на растворение смеси кремния и песка массой 13 г, если выделится газ (н.у.) объемом 11,2 л?
6. Составьте уравнения реакций между кремнием и: а) карбонатом кальция; б) оксидом железа(II); в) углем; г) гидроксидом натрия.
7. Закончите уравнения реакций, которые практически возможны:



8. Какой объем фтороводородной кислоты (пл. 1,5) с массовой долей HF 47 % требуется для превращения SiO_2 массой 1 г в тетрафторид кремния?
9. Сколько граммов силицида магния требуется для получения газа силана объемом 5,6 л (н.у.) и какой объем серной кислоты (пл. 1,3) с массовой долей H_2SO_4 40 % при этом израсходуется?
10. Газ силан SiH_4 , полученный при температуре электрической дуги из кремния и водорода, самопроизвольно воспламенился на воздухе. Определите состав и массу полученных веществ, если на горение силана потребовалось воздуха объемом 8 л. Напишите уравнения происходящих реакций.
11. При сжигании кремневодорода массой 6,2 г получено оксида кремния(IV) массой 12 г. Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14. Выведите молекулярную формулу кремневодорода.
12. При добавлении к раствору силиката калия сульфата аммония образуется осадок. Напишите соответствующие уравнения реакций.
13. Как с помощью одного вещества определить, в какой из трех пробирок находятся растворы: сульфата калия, силиката калия, карбоната натрия? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
14. С помощью какого индикатора можно определить, в какой пробирке находятся растворы: силиката натрия, сульфата натрия, нитрата цинка? Напишите соответствующие уравнения реакций в ионной форме.
15. Исходными продуктами стекольного производства являются сода, известняк и песок. Выразите процесс образования стекла соответствующим уравнением. Иногда при производстве стекла соду заменяют смесью сульфата натрия и угля. Напишите уравнение окислительно-

восстановительной реакции, учитывая, что выделяются три газа (CO , CO_2 , SO_2).

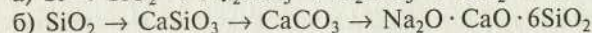
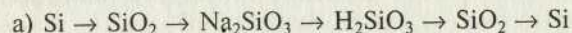
16. Состав стекла выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Вычислите теоретический расход сырья — соды, известняка и песка на получение стекла массой 100 кг.

17. Напишите формулу силиката в виде соединения оксидов, если в состав силиката входят SiO_2 (массовая доля 63,5 %), Al_2O_3 (19,5 %), Na_2O (11,8 %).

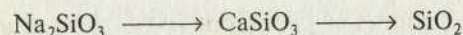
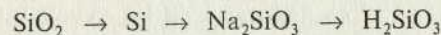
18. Напишите в виде оксидов формулы следующих силикатов:

$\text{H}_2\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{12}$ — тальк; $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}$ — альбит; $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$ — анортит.

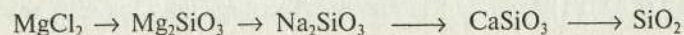
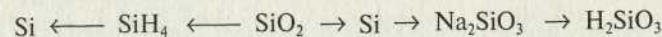
19. Составьте молекулярные уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



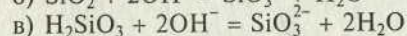
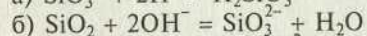
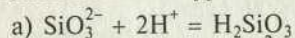
20. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



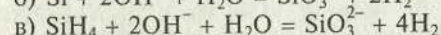
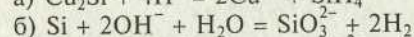
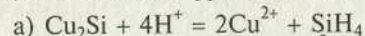
21. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



22. Составьте молекулярные уравнения реакций, выраженных следующими ионными уравнениями:

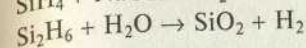
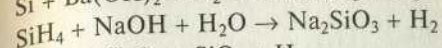
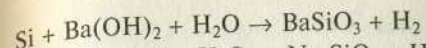


23. Составьте молекулярные уравнения реакций, выражаемых следующими ионными уравнениями:



Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель для этих реакций.

24. Подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



Определите окислитель и восстановитель.

25*. При сплавлении кремнезема с содой был получен силикат натрия массой 6,1 г. Выделившийся газ был поглощен раствором едкого натра (пл. 1,11) объемом 18 мл с массовой долей NaOH 10 %. Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе.

26*. Для получения тугоплавкого стекла смесь поташа и известняка прокалили с кремнеземом. Выделившийся при этом газ был поглощен раствором гидроксида бария (баритовая вода) объемом 270 мл, в результате чего выпал осадок массой 9,85 г. Определите: объем газа, поглощенного баритовой водой; массовую долю и молярную концентрацию раствора гидроксида бария (пл. 1,10).

27*. Для получения обычного стекла смесь известняка и соды прокалили с кремнеземом. Выделившийся при этом газ был поглощен раствором $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (пл. 1,10) массой 17,1 г с массовой долей $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 20 % до полного растворения первоначально выпавшего осадка. Какой объем газа поглощен баритовой водой? Определите массовую долю (в %) соли бария в растворе.

28. Сколько песка и карбида кальция CaC_2 необходимо для получения кремния массой 1 т, учитывая, что продуктами реакции будут CaO и CO_2 ?

29. Сколько песка с массовой долей SiO_2 95 % и угля с массовой долей углерода 98 % необходимо взять для получения карборунда SiC массой 10 кг?

30. Сколько надо взять песка с массовой долей SiO_2 95 %, соды с массовой долей Na_2CO_3 98 %, известняка с массовой долей CaCO_3 90 % для получения 1 т силиката состава $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot \text{CaSiO}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$?

31. При сплавлении гидроксида натрия массой 20 кг с оксидом кремния(IV) получен силикат натрия массой 24,4 кг. Вычислите массовую долю (в %) выхода силиката натрия по отношению к теоретическому.

32. При сплавлении песка массой 18 кг с известняком образовался силикат кальция массой 29 кг. Вычислите массовую долю (в %) оксида кремния(IV) в песке.

33. Сколько необходимо взять песка, карбоната натрия, карбоната кальция для приготовления стекла массой 10 кг следующего состава: SiO_2 (массовая доля 73 %), CaO (10 %), Na_2O (17 %)?

34. Состав стекла выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Сколько расходуется карбоната натрия, карбоната кальция и диоксида кремния на получение стекла массой 1 т?

35. Вычислите массу кремния и объем раствора гидроксида натрия плотностью 1,38 с массовой долей NaOH 35 %, необходимые для получения водорода объемом 33,6 л при нормальных условиях.

36. Вычислите массу кремниевой кислоты, которую можно получить из силиката натрия массой 40 г и соляной кислоты массой 73 г с массовой долей HCl 25 %.

Глава 7 МЕТАЛЛЫ

§ 20. Общие свойства металлов

Чистые металлы в твердом состоянии — это кристаллы, в которых частицы вещества расположены в определенном геометрическом порядке, образуя кристаллическую решетку, в узлах которой находятся положительно заряженные ионы и нейтральные атомы, а между ними перемещаются свободные электроны.

Атомы в кристаллической решетке металлов расположены очень близко друг к другу, и их внешние электроны могут перемещаться не только вокруг одного атома, а вокруг многих. Таким образом, внешние электроны свободно перемещаются по всему металлу, образуя так называемый «электронный газ».

Существование свободных электронов в металлах подтверждается тем, что металлы обладают большой электрической проводимостью, при нагревании все металлы испускают поток свободных электронов.

Все металлы, за исключением ртути, при обычных условиях твердые вещества. В компактном состоянии (в виде пластинки, слитка) для металлов характерен металлический блеск из-за отражения света от их поверхности. В тонкоизмельченном состоянии металлический блеск сохраняют только магний и алюминий, порошки остальных металлов черного или темно-серого цвета.

Большинство металлов имеют белый серебристый цвет, не прозрачны (так как все они в одинаковой мере поглощают лучи длинных и коротких волн света). Цезий и золото — желтого цвета, медь — желто-красного.

В технике металлы принято делить на группы:

по цвету — черные (железо, хром, марганец и их сплавы); цветные — все остальные;

по плотности — легкие — плотность меньше 5 г/см³ (литий, калий, кальций, алюминий и др.); тяжелые — плотность больше 5 г/см³ (олово, свинец, ртуть, железо и др.). Самым легким металлом является литий (пл. 0,53), самым тяжелым — осмий (пл. 22,5);

по температуре плавления — легкоплавкие — 350 °С и ниже (свинец 327 °С, олово 232 °С, натрий 98 °С, калий 63 °С, цезий 28 °С и др.); тугоплавкие — выше 350 °С (железо 1539 °С, хром 1875 °С). Самый тугоплавкий металл — вольфрам, 3380 °С.

Важными физическими свойствами металлов являются электрическая проводимость и теплопроводность, которые обусловлены наличием во всех металлах свободных электронов.

Наибольшую электрическую проводимость имеет серебро, затем медь, золото, хром, алюминий, магний.

Из механических свойств для металлов характерны пластичность, ковкость, тягучесть:

пластичность — это свойство металлов деформироваться без трещин под действием определенной нагрузки;

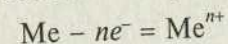
ковкость — это свойство металлов деформироваться без трещин под влиянием сжатия при температуре ниже температуры плавления металла;

тягучесть — способность металлов вытягиваться в нить.

Металлы с малой тягучестью хрупки, а металлы с большой тягучестью устойчивы на разрыв.

Наибольшей пластичностью, ковкостью и тягучестью обладает золото; из него можно изготовить пластинки толщиной 0,003 мм и вытягивать в проволоку, невидимую невооруженным глазом. В наименьшей степени этими качествами обладают висмут и марганец.

Общим, присущим исключительно металлам, химическим свойством является способность только отдавать электроны, превращаясь в свободные положительно заряженные ионы:



Способность отдавать электроны выражена у металлов по-разному. Мерой прочности связи электронов в атомах является энергия ионизации. Наименьшей энергией ионизации обладают щелочные металлы, поэтому они являются энергичными восстановителями.

Восстановительными свойствами металлов обусловлена их способность вступать в реакции с различными окислителями: неметаллами, кислотами, солями менее активных металлов.

По степени легкости отдачи электронов в растворах металлы располагают в ряд стандартных электродных потенциалов. В этот ряд помещен и водород как единственный неметалл, имеющий сходство с металлами (в водных растворах находиться в виде положительных ионов, хотя и гидратированных).

Металлы в ряду стандартных электродных потенциалов расположены в порядке убывания (ослабления) их восстановительной способности в растворах или возрастания (усиления) окислительной способности их ионов в растворах. В этом ряду каждый предыдущий металл вытесняет из растворов солей все последующие.

Металлы, расположенные в ряду до водорода, вытесняют его из разбавленных кислот (кроме азотной). А щелочные и щелочно-земельные — вытесняют водород далее из воды при обычных условиях.

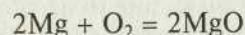
Ряд стандартных электродных потенциалов справедлив для окислительно-восстановительных процессов, происходящих только в водной среде.

Ряд стандартных

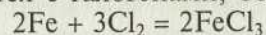
Окисленная форма электрода	Усиление							
	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺
Восстановленная форма электрода	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn
Усиление								
E ⁰ , В	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,76

1. Металлы взаимодействуют с неметаллами. Названия всех соединений металлов с неметаллами оканчиваются на *-ид* (оксид, нитрид, сульфид и т.д.):

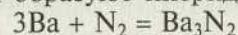
а) большинство металлов хорошо реагируют с кислородом, давая оксиды:



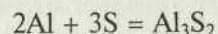
б) легко соединяются с галогенами, образуя галогениды:



в) с азотом металлы образуют нитриды:

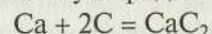


г) при определенных условиях металлы взаимодействуют с серой, образуя сульфиды:

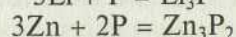
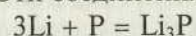


Необходимо отметить, что чем более электроотрицателен элемент, тем он глубже (сильнее) окисляет металл. Например, если в соединениях железа с хлором железо имеет степень окисления +3, то в соединениях с серой +2;

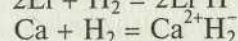
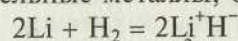
д) соединения металлов с углеродом называют карбидами:



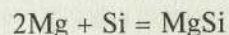
е) соединения металлов с фосфором можно получить синтезом (при 600 — 1200 °С). Эти соединения называют фосфидами:



ж) с водородом взаимодействуют непосредственно только щелочные и щелочно-земельные металлы, образуя гидриды:

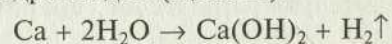


з) при взаимодействии с кремнием могут быть получены силициды, например



2. Важные химические свойства металлов проявляются в их отношении к воде, растворам кислот, щелочам, солям.

Щелочные и щелочно-земельные металлы растворяются в воде с образованием гидроксидов (щелочи):



электродных потенциалов

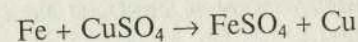
Окислительных свойств										
Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Восстановительных свойств										
-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,79	0,80	1,20	1,50

Тяжелые металлы, расположенные в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, взаимодействуют с водой при нагревании с образованием оксида:

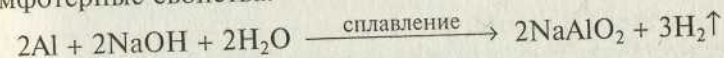


При рассмотрении химического взаимодействия металлов с кислотами необходимо учитывать концентрацию кислот и активность металла (см. § 12, с. 74—75).

Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:



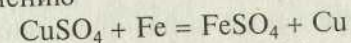
Щелочи взаимодействуют только с металлами, проявляющими амфотерные свойства:



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. В раствор CuSO₄ объемом 250 мл поместили железную пластинку массой 40 г. Определите массу выделившейся меди и молярную концентрацию сульфата железа(II) в образовавшемся растворе, если после реакции масса пластинки оказалась равной 42 г.

Решение. Реакция взаимодействия железа с сульфатом меди протекает по уравнению



$m(\text{CuSO}_4) = 160$ г, $m(\text{Fe}) = 56$ г, $m(\text{FeSO}_4) = 152$ г, $m(\text{Cu}) = 64$ г. Из уравнения видно, что при выделении на железной пластинке 1 моль меди 1 моль железа переходит в раствор и масса пластинки увеличивается на 8 г ($64 - 56 = 8$). По условию задачи масса пластинки увеличивается на 2 г ($42 - 40 = 2$). Значит,

при увеличении массы на 8 г выделяется 64 г Cu

при увеличении массы на 2 г выделяется x г Cu

$$x = \frac{2 \text{ г} \cdot 64 \text{ г}}{8 \text{ г}} = 16 \text{ г Cu.}$$

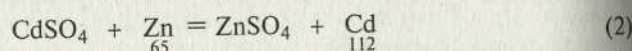
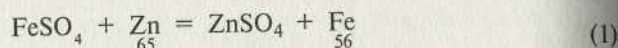
На железной пластинке выделилось 16 г меди, что составляет

$$v = \frac{m}{M} = \frac{16 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль Cu.}$$

Из уравнения реакции видно, что при выделении 1 моль меди в растворе образуется 1 моль FeSO_4 , следовательно, при выделении 0,25 моль меди в 250 мл раствора образуется 0,25 моль FeSO_4 , а в 1 л такого раствора должно содержаться $0,25 \cdot 4 = 1$ моль FeSO_4 и раствор будет 1 М.

Задача 2. В растворы FeSO_4 и CdSO_4 опустили по одинаковой цинковой пластинке массой 10 г каждая. После реакции пластины промыли и высушили, при этом оказалось, что первая из них имеет массу 9,095 г, а вторая — 14,702 г. Вычислите массы железа и кадмия, которые прореагировали в обоих случаях. Объясните потерю массы первой и возрастание массы второй цинковой пластинки после реакции.

Решение. Взаимодействие цинка с растворами солей протекает согласно уравнениям:



По реакции (1) видно, что 1 моль цинка вытесняет из раствора 1 моль железа, т.е. изменение массы составляет $65 - 56 = 9$ г. В первом растворе масса цинковой пластинки уменьшается на $10 \text{ г} - 9,095 \text{ г} = 0,905 \text{ г}$. Значит,

при уменьшении массы на 9 г выделяется 56 г Fe

при уменьшении массы на 0,905 г выделяется x г Fe

$$x = \frac{56 \cdot 0,905}{9} = 5,6 \text{ г Fe.}$$

Во втором растворе 1 моль цинка переходит в раствор, вытесняя 1 моль кадмия, т.е. изменение массы составляет $112 - 65 = 47$. Во втором растворе масса пластинки увеличилась: $14,702 \text{ г} - 10 \text{ г} = 4,702 \text{ г}$. Значит,

при увеличении массы на 47 г выделяется 112 г Cd

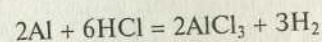
при увеличении массы на 4,702 г выделяется x г Cd

$$x = \frac{4,702 \text{ г} \cdot 112 \text{ г}}{47 \text{ г}} = 11,2 \text{ г Cd.}$$

Задача 3. При растворении в соляной кислоте 1,82 г смеси алюминия с неизвестным металлом, стоящим в ряду стандартных

электродных потенциалов после водорода, выделилось 0,672 л водорода. Чтобы окислить эту смесь, потребовалось 0,56 л кислорода (н.у.). Какой металл был взят? Определите массовую долю металла в смеси.

Решение. 1. Рассчитываем массу алюминия, содержащегося в смеси:



$$\text{из } 2 \cdot 27 \text{ г Al образуется } 3 \cdot 22,4 \text{ л H}_2 \quad x = \frac{0,672 \text{ л} \cdot 2 \cdot 27 \text{ г}}{3 \cdot 22,4 \text{ л}} = 0,54 \text{ г Al.}$$

2. Определяем объем кислорода, необходимый для окисления 0,54 г Al:



для окисления 4 · 27 г Al необходимо 3 · 22,4 л O_2

для окисления 0,54 г Al необходимо x л O_2

$$x = \frac{0,54 \text{ г} \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ л}}{4 \cdot 27 \text{ г}} = 0,336 \text{ л O}_2.$$

3. Объем кислорода, требуемый для окисления неизвестного металла, равен $0,56 - 0,336 = 0,224$ л.

4. Масса неизвестного металла равна:

на окисление 1,28 г Me необходимо 0,224 л O_2

на окисление x г Me необходимо 22,4 л O_2

$$x = \frac{1,28 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{0,224 \text{ л}} = 128 \text{ г.}$$

Ни один из одновалентных металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода, не имеет атомную массу 128, следовательно, это двухвалентный металл с относительной атомной массой, равной $128/2 = 64$. Такую массу имеет медь.

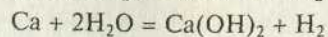
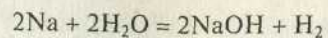
5. Определяем массовую долю алюминия в смеси:

$$\begin{aligned} 1,82 \text{ г смеси составляют } 100\% \quad x &= \frac{1,82 \text{ г}}{0,54 \text{ г} \cdot 100\%} = 29,67\% \approx 30\%. \\ 0,54 \text{ г Al составляют } x\% \end{aligned}$$

Ответ: Cu 70 %, Al 30 %, металл Cu.

Задача 4. Смесь металлов натрия и кальция массой 6,3 г растворили в воде, при этом выделился газ объемом 3,36 л (н.у.). Сколько граммов каждого из металлов содержалось в смеси?

Решение. 1-й способ. Металлы взаимодействуют с водой согласно уравнениям:



Предположим, что вся смесь состоит только из натрия, и определим объем выделившегося при этом водорода:

$$\begin{array}{l} 46 \text{ г Na выделяют } 22,4 \text{ л H}_2 \\ 6,3 \text{ г Na выделяют } x \text{ л H}_2 \end{array} \quad x = \frac{6,3 \cdot 22,4}{46} = 3,06 \text{ л H}_2.$$

Предположим, что вся смесь состоит только из кальция, и определим объем выделившегося при этом водорода:

$$\begin{array}{l} 40 \text{ г Ca выделяют } 22,4 \text{ л H}_2 \\ 6,3 \text{ г Ca выделяют } x \text{ л H}_2 \end{array} \quad x = \frac{6,3 \cdot 22,4}{40} = 3,53 \text{ л H}_2.$$

В первом случае имеем недостаток водорода ($3,36 \text{ л} - 3,06 \text{ л} = 0,3 \text{ л}$), во втором — избыток ($3,53 \text{ л} - 3,36 \text{ л} = 0,17 \text{ л}$). Находим отношение недостатка к избытку: $0,3 : 0,17 = 1,7 : 1$. Общее число частей $1,7 + 1 = 2,7$. Натрия в смеси

$$\frac{6,3 \cdot 1}{2,7} = 2,3 \text{ г};$$

кальция в смеси

$$\frac{6,3 \cdot 1,7}{2,7} = 4 \text{ г}.$$

2-й способ. Обозначим массу натрия через x г, тогда масса кальция составит $(6,3 - x)$ г. Определим объем водорода, выделившегося при взаимодействии с x г Na:

$$\begin{array}{l} 46 \text{ г Na} - 22,4 \text{ л H}_2 \\ x \text{ г Na} - a \text{ л H}_2 \end{array} \quad a = \frac{22,4x}{46}.$$

Объем водорода, выделившегося при взаимодействии с $(6,3 - x)$ г Ca,

$$\begin{array}{l} 40 \text{ г Ca} - 22,4 \text{ л H}_2 \\ (6,3 - x) \text{ г Ca} - b \text{ л H}_2 \end{array} \quad b = \frac{22,4(6,3 - x)}{40}.$$

Зная, что $a + b = 3,36 \text{ л}$, составляем уравнение с одним неизвестным:

$$\frac{22,4x}{46} + \frac{22,4(6,3 - x)}{40} = 3,36, \text{ отсюда } x = 2,3,$$

следовательно, в смеси $2,3 \text{ г Na}$, а Ca — $(6,3 - 2,3) = 4 \text{ г}$.

ВОПРОСЫ

1. Какое положение в Периодической системе элементов занимают металлы?
2. В чем различие в строении внешнего энергетического уровня у металлов и неметаллов?
3. Чем объясняется легкая деформируемость металлов?
4. Чем отличаются по физическим свойствам металлы от неметаллов?
5. Какие особенности внутреннего строения металлов определяют их тепло- и электрическую проводимость?
6. Какой из периодов и какие группы Периодической системы Д. И. Менделеева полностью состоят из элементов металлов?
7. Исходя из распределения электронов по энергетическим уровням в атомах, укажите, какие из элементов следует отнести к металлам: 2,8; 2,8,18,18,4; 2,8,9,2; 2,8,18,32,14,2; 2,8,18,6; 2,8,3. Ответ обоснуйте.
8. Какие металлы способны реагировать со щелочами?
9. Как получают гидроксиды активных металлов?
10. Что такое алюминотермия?
11. Какие металлы вытесняют водород из соляной и разбавленной серной кислот?
12. Что называется рядом стандартных электродных потенциалов?
13. В каком случае сплавы называют твердыми растворами?
14. Чем отличаются свойства чистых металлов от сплавов?
15. Какие металлы при взаимодействии с водой образуют растворимые гидроксиды?
16. Укажите по два металла: а) цветных; б) черных; в) наиболее легких и наиболее тяжелых; г) наиболее тугоплавких; д) наиболее тепло- и электропроводных; е) наиболее пластичных.
17. Изменится ли масса алюминия при взаимодействии с растворами: а) $\text{Mg(NO}_3)_2$; б) $\text{Pb(NO}_3)_2$?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения возможных реакций между: а) кобальтом и разбавленной азотной кислотой; б) железом и сульфатом магния; в) сульфатом никеля(II) и цинком; г) кальцием и водой; д) алюминием и гидроксидом калия; е) концентрированной серной кислотой и ртутью.
2. С какими растворами будет взаимодействовать железо: HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_2CO_3 ; MgSO_4 ; CuCl_2 ; KOH ? Составьте молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.
3. В смесь растворов нитрата свинца(II) и сульфата меди(II) погрузили алюминиевую пластинку. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.
4. Закончите следующие окислительно-восстановительные реакции:
 - а) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$
 - б) $\text{Sr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
 - в) $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2 + \dots$
 - г) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \dots$

5. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водой: а) лития; б) магния; в) алюминия; г) железа; д) бария.

6. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа: а) с HCl ; б) с H_2SO_4 (концентрированной, горячей и разбавленной); в) с HNO_3 (концентрированной, горячей и разбавленной); г) с H_2S .

7. Напишите уравнения реакций между цинком и: а) KOH ; б) HNO_3 (конц.); в) H_2SO_4 (разб.); г) H_2O .

8. Напишите уравнения возможных реакций в ионной форме между: а) цинком и нитратом серебра; б) нитратом меди(II) и никелем; в) хлоридом алюминия и серебром; г) сульфатом ртути(II) и железом.

9. Напишите уравнения возможных реакций в ионной форме между: а) цинком и гидроксидом бария; б) магнием и гидроксидом натрия; в) алюминием и гидроксидом калия; г) хромом и гидроксидом натрия.

10. Что произойдет с железной пластинкой массой 5 г при выдерживании ее в растворе, содержащем сульфат меди массой 1,6 г?

11. После обработки соляной кислотой смеси алюминия и меди массой 6 г собрали водород объемом 3,7 л. Определите массовые доли металлов в смеси.

12. Сколько граммов оксида магния образуется при сжигании магния массой 12 г?

13. При взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой образовался газ объемом 33,6 л. Определите массу меди, вступившей в реакцию.

14. Смесь порошков железа и меди массой 10 г обработали раствором соляной кислоты, при этом выделился газ объемом 2,24 л. Определите массовые доли металлов в смеси.

15. Сколько миллилитров раствора гидроксида натрия (пл. 1,43) с массовой долей NaOH 40 % потребуется для растворения алюминия массой 9 г?

16. При растворении сплава цинка с алюминием массой 4 г в щелочи выделился водород объемом 3,808 л (н.у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.

17. Каплю раствора неизвестного металла поместили на медную пластинку. Через некоторое время пластинку промыли дистиллированной водой. На том месте, где была капля раствора, осталось блестящее пятно, которое исчезает после нагревания. Какой металл входит в состав соли? Напишите уравнения реакций, происходящих в процессе образования блестящего пятна.

18. На техническое железо массой 3 г действовали 0,2 М раствором соляной кислоты, в результате чего выделился газ объемом 1,12 л, измеренный при нормальных условиях. Определите массовую долю чистого железа в техническом. Какой объем кислоты израсходован на растворение чистого железа?

19. При растворении смеси калия и оксида калия массой 8,6 г в 30 мл воды выделился газ, занимающий при нормальных условиях объем 1,12 л. Определите массовую долю полученного раствора.

20. При растворении смеси меди и оксида меди(II) массой 4 г в серной кислоте (пл. 1,814) с массовой долей H_2SO_4 90 % выделился газ

объемом 1,12 л. Какой объем кислоты был израсходован на растворение смеси?

21. При обработке меди концентрированной серной кислотой (массовая доля 96 %) при нагревании выделился газ, которым нейтрализовали раствор гидроксида калия (пл. 1,14) объемом 500 мл с массовой долей KOH 15 %. Сколько граммов меди и серной кислоты израсходовано?

22*. На смесь железа и меди массой 1,76 г действовали горячей серной кислотой объемом 7 мл с массовой долей H_2SO_4 70 % (пл. 1,6). Определите: состав смеси; сколько и какой газ выделился в результате реакции.

23*. Смесь меди с железом, массовая доля железа в которой 60 %, обработали (без нагревания) раствором серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 60 % (пл. 1,14). Определите: массу этой смеси, если при реакции выделился газ объемом 112 мл; объем раствора серной кислоты, вступившей в реакцию.

24*. При растворении смеси железных и медных опилок в растворе нитрата серебра выделилось серебро массой 54 г. При внесении такого же количества смеси в раствор медного купороса масса опилок увеличилась на 0,8 г. Определите массовую долю металлов в смеси. Сколько миллилитров раствора азотной кислоты (пл. 1,40) с массовой долей HNO_3 65 % может вступить в реакцию с медными опилками, содержащимися в смеси?

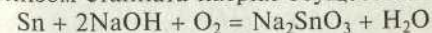
25*. Определите массовую долю магния, алюминия и меди в смеси, если при обработке этой смеси массой 0,5 г раствором гидроксида натрия выделился газ объемом 336 мл, а при обработке соляной кислотой — газ объемом 448 мл (объем газов приведен к нормальным условиям). Какой объем раствора гидроксида натрия (пл. 1,145) с массовой долей NaOH 14 % будет израсходован при обработке этим раствором указанной смеси массой 10 г?

26*. При окислении смеси, содержащей железо, медь и алюминий, избытком кислорода при нагревании вступило в реакцию 5,32 л кислорода, а при взаимодействии такой же смеси с соляной кислотой потребовалось 120 мл 5 М раствора. При действии на такую навеску раствором гидроксида натрия выделился водород объемом 1,12 л (н.у.). Определите массовую долю железа, меди и алюминия в смеси.

27*. Имеется смесь меди, железа и алюминия. На взаимодействие смеси металлов со щелочью потребовалось NaOH массой 13,3 г. При хлорировании такой же навески смеси металлов вступило в реакцию хлора объемом 12,5 л (н.у.), а при действии на такую же навеску соляной кислотой ее потребовалось 23,2 л. Определите массовую долю металлов в смеси.

28*. При действии на смесь олова и свинца массой 32,6 г горячей разбавленной хлороводородной кислотой выделился газ объемом 4,48 л (н.у.), а при действии на эту смесь разбавленной серной кислотой — газ объемом 2,24 л (н.у.). Определите массовый состав смеси.

29*. Регенерация олова из консервных банок с последующим электролизом станната натрия осуществляется по уравнению



Какой объем гидроксида натрия (пл. 1,2) с массовой долей NaOH 40 % потребуется для растворения всего олова, содержащегося в 1000 консервных банок, если масса олова в каждой из них составляет 0,4 г?

§ 21. Металлы главной подгруппы I группы.

Натрий и калий

Щелочные металлы в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева занимают главную подгруппу I группы. К ним относятся литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr.

Атомы щелочных металлов на внешнем квантовом слое имеют один электрон. Предпоследний квантовый слой имеет устойчивую конфигурацию инертного газа s^2p^6 (атом лития s^2).

Это мягкие металлы. Температура плавления у них низкая, порядка 180—300 °C, и закономерно уменьшается от лития к цезию.

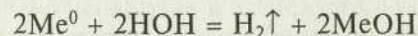
Вследствие большой химической активности щелочные металлы находятся в природе только в виде соединений. Наиболее распространены соединения натрия и калия, соединения других щелочных металлов встречаются очень редко.

По химическим свойствам щелочные металлы похожи между собой, образуют в основном соединения с ионной связью, так как легко отдают s -электрон с внешней оболочки. На воздухе щелочные металлы быстро окисляются. Для предотвращения окисления их хранят в закрытых сосудах под слоем керосина.

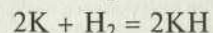
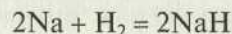
При нагревании на воздухе они взаимодействуют с образованием пероксидов (за исключением лития, образующего Li_2O).

Пары щелочных металлов интенсивно окрашивают пламя: Li — в красный цвет, Na — в желтый, K — в фиолетовый, Rb — в фиолетово-розовый, Cs — в голубой. Щелочные металлы легко взаимодействуют с галогенами, серой. При нагревании с водородом образуют гидриды.

В ряду стандартных электродных потенциалов все эти металлы располагаются до водорода. Они легко окисляются водой, образуя гидроксиды, при этом металл вытесняет из воды водород по уравнению



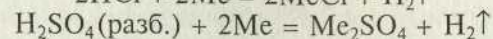
При нагревании в атмосфере водорода (350—400 °C) получают гидриды щелочных металлов:



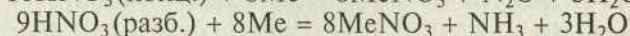
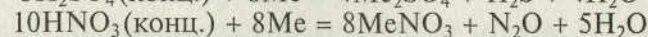
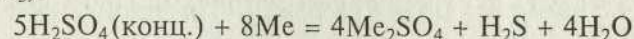
В гидридах водород имеет отрицательную степень окисления.

Гидроксиды щелочных металлов — гигроскопичные вещества, легко поглощают CO_2 из воздуха, разъедают стекло. В водных растворах почти полностью диссоциируют.

Щелочные металлы вытесняют водород из кислот-неокислителей [HCl , H_2SO_4 (разб.)]:



При взаимодействии с кислотами-окислителями [H_2SO_4 (конц.), HNO_3] водород не выделяется (образуются соответственно H_2S , N_2O , NH_3):

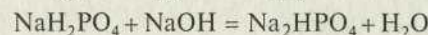
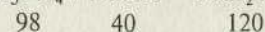
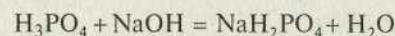


Большинство солей щелочных металлов бесцветны, хорошо растворимы в воде.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. К раствору, содержащему фосфорную кислоту массой 19,6 г, прибавили гидроксид натрия массой 22 г. Полученный раствор выпарили. Определите, какие соли и в каком количестве образовались.

Решение. Взаимодействие фосфорной кислоты с гидроксидом натрия протекает согласно уравнениям



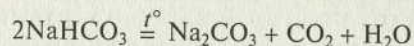
По условию задачи 19,6 г, или $19,6/98 = 0,2$ моль, фосфорной кислоты реагируют с 22 г, или $22/40 = 0,55$ моль, гидроксида натрия. Молярное соотношение между фосфорной кислотой и гидроксидом натрия равно $0,2 : 0,55 = 1 : 2,75$.

Из уравнений реакции взаимодействия фосфорной кислоты и гидроксида натрия видно, что при молярном отношении 1 : 1 образуется только однозамещенная соль фосфорной кислоты, при молярном отношении 1 : 2 — двузамещенная соль, а при молярном отношении 1 : 3 — трехзамещенная соль. Если отношение будет меньше 1 : 1, то образуется смесь фосфорной кислоты и однозамещенной соли, при отношении меньше 1 : 2 — смесь одно- и двузамещенной солей, а при отношении меньше 1 : 3 — смесь двух- и трехзамещенной натриевых солей фосфорной кислоты.

По условию задачи молярное отношение фосфорной кислоты и гидроксида натрия меньше 1 : 3. Значит, образуется смесь дву- и трехзамещенной натриевых солей фосфорной кислоты. При взаимодействии 0,2 моль фосфорной кислоты с 0,4 моль гидроксида натрия образуются 0,2 моль двузамещенной соли фосфорной кислоты. Оставшиеся 0,15 моль ($0,55 - 0,4 = 0,15$) гидроксида натрия будут взаимодействовать с 0,15 моль двузамещенной соли с образованием 0,15 моль трехзамещенной соли. Таким образом, в результате взаимодействия 0,2 моль фосфорной кислоты с 0,55 моль гидроксида натрия образуется 0,15 моль трехзамещенной и 0,05 моль ($0,2 - 0,15 = 0,05$) двузамещенной натриевых солей фосфорной кислоты.

Задача 2. При прокаливании смеси гидрокарбоната и карбоната натрия массой 1 г получено CO_2 объемом 56 мл (в пересчете на нормальные условия). А при действии избытка соляной кислоты на остаток выделяется CO_2 объемом 168 мл (н.у.). Вычислите массовую долю исходных солей в смеси.

Решение. Из уравнения разложения гидрокарбоната натрия



видно, что 2 моль NaHCO_3 образуют 1 моль CO_2 и 1 моль Na_2CO_3 . Следовательно,

из 2 · 84 г NaHCO_3 образуется 1 моль CO_2

из x г NaHCO_3 образуется 0,0025 моль CO_2

$$x = \frac{2 \cdot 84 \text{ г} \cdot 0,0025 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,42 \text{ г.}$$

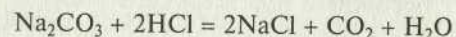
Определяем массу Na_2CO_3 :

из 2 · 84 г NaHCO_3 образуется 106 г Na_2CO_3

из 0,42 г NaHCO_3 образуется y г Na_2CO_3

$$y = \frac{0,42 \text{ г} \cdot 106 \text{ г}}{2 \cdot 84 \text{ г}} = 0,265 \text{ г.}$$

При действии кислоты оксид углерода(IV) выделяется как из 0,265 г Na_2CO_3 , образовавшегося при разложении NaHCO_3 , так и из Na_2CO_3 , содержащегося в исходной смеси:



Всего из ($z + 0,265$) г Na_2CO_3 было получено 168 г CO_2 :

из 106 г Na_2CO_3 выделяется 22400 мл CO_2

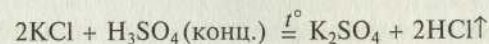
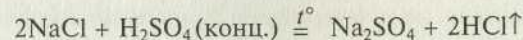
из ($z + 0,265$) г Na_2CO_3 выделяется 168 мл CO_2

$$z = 0,53 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3.$$

Следовательно, в загрязненном препарате массой 1 г содержалось 0,42 г NaHCO_3 (42 %), 0,53 г Na_2CO_3 (53 %) и 1 – (0,42 + 0,53) = 0,05 г примесей (5 %).

Задача 3. Смесь NaCl и KCl массой 64 г обработали при нагревании концентрированной серной кислотой. Общая масса полученных в результате этого сульфатов оказалась равной 76 г. Какова массовая доля NaCl и KCl в смеси?

Решение. Примем массу NaCl в смеси за x , а массу KCl за y , тогда $x + y = 64$ г. Реакции хлоридов с концентрированной серной кислотой происходят по уравнениям:



из 2 · 58 NaCl образуется 142 Na_2SO_4 $a = 1,214 x$,
из x NaCl образуется a Na_2SO_4

из 2 · 74,5 KCl образуется 174 K_2SO_4 $b = 1,167 y$.
из y KCl образуется b K_2SO_4

Следовательно, второе алгебраическое уравнение имеет вид

$$1,214x + 1,167y = 76 \text{ г.}$$

Решив полученную систему уравнений

$$x + y = 64;$$

$$x = 24, y = 40,$$

$$1,214x + 1,167y = 76;$$

определим массовую долю KCl и NaCl в смеси:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{24 \cdot 100}{64} = 37,5 \%; \quad \omega(\text{KCl}) = \frac{40 \cdot 100}{64} = 62,5 \%.$$

ВОПРОСЫ

1. Почему элементы первой группы главной подгруппы называют щелочными металлами?
2. Почему щелочные металлы хранят в закрытых сосудах под слоем керосина?
3. В какой цвет окрашивают пламя горелки соли натрия и калия?
4. Какой из щелочных металлов является самым мягким? Как изменяется твердость в их ряду?
5. Какие соединения натрия и калия наиболее распространены в природе?
6. Можно ли приготовить раствор калия и натрия в воде, в керосине? Как обнаружить присутствие воды в керосине, располагая одним из щелочных металлов?

7. Чем объяснить, что металлический калий в атмосфере хлора самовозгорается, а на воздухе окисляется гораздо медленнее?

8. Как можно получить щелочные металлы?

9. Какие соединения образуются при сгорании щелочных металлов на воздухе?

10. Почему гидроксиды щелочных металлов необходимо хранить в хорошо закрытых склянках?

11. Какие соли получают при взаимодействии гидроксида натрия: а) с оксидом углерода(IV); б) с оксидом серы(VI); в) с хлороводородом?

12. Как получить следующие соединения натрия: а) пероксид; б) гидрид; в) гидроксид; г) гидрокарбонат?

13. Как получить из гидроксида калия: а) металлический калий; б) кислород; в) сульфид калия; г) карбонат?

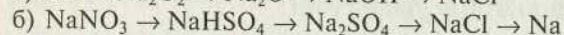
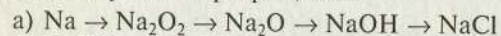
14. Как превратить хлорид натрия: а) в нитрат; б) в сульфат; в) в гидроксид?

15. Что представляет собой по химическому составу: а) сода питьевая; б) сода каустическая; в) сода кристаллическая?

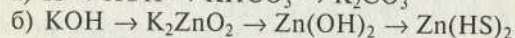
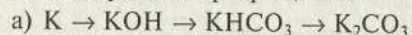
16. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: KNO_3 ; KHCO_3 ; K_2SiO_3 ; Na_2S ? Какая среда водных растворов этих солей?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



3. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид натрия: с соляной кислотой, оксидом магния, оксидом углерода(IV), гидроксидом цинка, гидроксидом кальция? Приведите уравнения реакций.

4. Калий массой 3,9 г растворили в воде объемом 206,2 мл. Определите массовую долю полученного раствора.

5. Напишите истинную формулу вещества с массовой долей углерода 17,9 %, кислорода 47,77 %, натрия 34,33 %. Молекулярная масса вещества равна 134.

6. Сколько граммов калия прореагировало с водой, если при этом образовался газ объемом 4,48 л (н.у.)? Сколько граммов гидроксида калия получилось при этом?

7. Металл массой 0,86 г при реакции с водой вытесняет газ объемом 246,4 мл (н.у.). Какой это металл?

8. Какие окислительно-восстановительные процессы идут при взаимодействии щелочных металлов с водой, щелочей с алюминием и кремнием? Составьте электронные уравнения этих реакций.

9. Какие соли можно получить при взаимодействии гидроксида натрия: а) с хлором; б) с оксидом серы(IV); в) с сероводородом? Составьте уравнения происходящих реакций.

10. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу: KCl , Na_2CO_3 , K_2S , Na_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

11. Сколько литров кислорода можно получить при действии на пероксид натрия оксидом углерода(IV) массой 10 г?

12. В состав соединения входят натрий, кремний, кислород, массы которых относятся $m(\text{Na}) : m(\text{Si}) : m(\text{O}) = 23 : 14 : 24$. Определите формулу соединения.

13. Через горячий раствор KOH пропустили хлор. Сколько KOH потребуется для взаимодействия с хлором объемом 1,2 л, взятого при нормальных условиях, если одним из продуктов реакции является KClO_3 ?

14. Кристаллогидрат соды массой 2,5 г после удаления кристаллизационной воды имеет массу 0,926 г. Вычислите массовую долю воды в кристаллогидрате и выведите его формулу.

15*. Смесь гидроксида натрия с карбонатом натрия массой 5,06 г нейтрализовали 0,3 М раствором серной кислоты объемом 500 мл. Определите массовую долю NaOH , Na_2CO_3 и объем оксида углерода(IV), выделившегося при нейтрализации.

16. На нейтрализацию некоторого количества раствора гидроксида натрия израсходовано соляной кислоты объемом 100 мл с массовой долей HCl 20 % (пл. 1,1). Сколько миллилитров раствора серной кислоты (пл. 1,07) с массовой долей H_2SO_4 10 % потребуется для нейтрализации того же количества гидроксида натрия?

17*. Определите концентрацию раствора гидроксида натрия, получающегося при смешении раствора гидроксида натрия массой 40 г с массовой долей NaOH 15 % и массовой долей NaOH 20 % объемом 16,4 мл (пл. 1,22). Сколько литров оксида углерода(IV) может поглотить полученный раствор, если при этом образуется средняя соль? Определите ее массовую долю (в %) в образующемся растворе.

18*. Смесь гидрокарбоната натрия с содой массой 6,85 г нейтрализовали 2 М раствором серной кислоты объемом 25 мл. Выделившийся газ был поглощен известковой водой, при этом образовался осадок массой 7,5 г. Определите массовую долю смеси и объем выделившегося газа.

19*. При прокаливании смеси глауберовой соли и кристаллической соды (десятиводный гидрат карбоната натрия) массой 6,08 г выделилась вода массой 3,6 г. Найдите массовые доли смеси. Сколько раствора серной кислоты (пл. 1,22) с массовой долей H_2SO_4 30 % необходимо израсходовать, чтобы перевести всю соду, содержащуюся в смеси, в сульфат натрия?

20. При прокаливании смеси карбоната и гидрокарбоната кальция массой 5,24 г выделился оксид углерода(IV) объемом 1,344 л. Определите массовую долю смеси. Какой объем раствора гидроксида натрия (пл. 1,25) с массовой долей NaOH 20 % необходимо взять, чтобы полностью поглотить выделившийся оксид углерода(IV)?

21. Вычислите массу гидроксида натрия и карбоната натрия в смеси массой 2,92 г, если на образование хлорида натрия из этой смеси затрачено 0,06 М раствора соляной кислоты объемом 1 л.

22. Вычислите массовую долю (в %) гидрокарбоната калия и гидроксида калия в исходной смеси массой 25,6 г, если после прокаливании и охлаждения потеря массы составила 4,9 г.

23. Вычислите массы $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимые для приготовления раствора массой 500 г, с массовой долей Na_2CO_3 10,6 %.

24. Вычислите массовую долю (в %) хлорида калия в природном минерале сильвините $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$.

25. При растворении какой массы натрия в воде выделится такой же объем водорода, как и при растворении калия массой 78 г?

26. Через раствор, содержащий гидроксид натрия массой 60 г, пропустили оксид углерода(IV), полученный при разложении карбоната кальция массой 200 г. Определите массу образовавшейся соли и назовите эту соль.

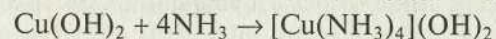
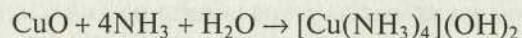
27. Вычислите массу нитрата калия и нитрата натрия в их смеси массой 14,56 г, если при прокаливании этой смеси образовалось нитритов натрия и калия массой 12 г.

28. Вычислите массу хлоридов натрия и калия в смеси массой 1,74 г, если при прибавлении к смеси избытка нитрата серебра образовался осадок массой 3,77 г.

§ 22. Металлы побочной подгруппы I группы

Медь Cu — металл красного цвета. Химически мало активен. С кислородом при нагревании до 400°C образует CuO черного цвета, при нагревании более 800°C — Cu_2O красного цвета.

Оксид и гидроксид Cu(II) растворяются в концентрированной щелочи и аммиаке:



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. При восстановлении оксида меди(II) водородом была получена медь массой 8 г, что составляет 95 % от теоретически возможного. Определите массу исходного оксида меди(II).

Решение. Определяем массу меди по формуле:

$$\omega_{\text{выход}} = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} 100\%,$$

следовательно, теоретически меди получено

$$m_{\text{теор}} = \frac{m_{\text{практ}} \cdot 100\%}{\omega_{\text{выход}}(\text{Cu})} = \frac{8 \cdot 100\%}{95\%} = 8,42 \text{ г.}$$

По уравнению реакции $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ определяем массу исходного оксида меди(II):

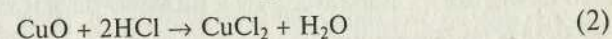
$$\begin{array}{l} \text{из } 80 \text{ г CuO} \text{ получается } 64 \text{ г Cu} \\ \text{из } x \text{ г CuO} \text{ получается } 8,42 \text{ г Cu} \end{array} \quad x = \frac{80 \cdot 8,42}{64} = 10,52 \text{ г CuO.}$$

Задача 2. Оксид меди(II), образовавшийся при прокаливании меди массой 2,56 г, растворили в соляной кислоте с массовой долей HCl 10 % и плотностью 1,05. Определите, сколько миллилитров кислоты было израсходовано. Какова массовая доля вещества в полученном растворе?

Решение. Запишем уравнения реакций происходящих процессов. При прокаливании меди образуется CuO :



Реакция CuO с соляной кислотой происходит по уравнению



Из уравнения (1) найдем массу оксида меди(II):

$$\begin{array}{l} \text{из } 128 \text{ г Cu} \text{ образуется } 160 \text{ г CuO} \\ \text{из } 2,56 \text{ г Cu} \text{ образуется } x \text{ г CuO} \end{array} \quad x = 3,2 \text{ г CuO.}$$

Из уравнения (2) найдем массу HCl , израсходованной на растворение CuO :

$$\begin{array}{l} \text{на } 80 \text{ г CuO} \text{ расходуется } 73 \text{ г HCl} \\ \text{на } 3,2 \text{ г CuO} \text{ расходуется } x \text{ г HCl} \end{array} \quad x = 2,92 \text{ г HCl.}$$

Это условно 100 %-я кислота (такой не существует).

Определяем массу раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 10 %, необходимого для растворения CuO массой 3,2 г:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 100\%}{\omega(\text{HCl})} = \frac{2,92 \text{ г} \cdot 100\%}{10\%} = 29,2 \text{ г.}$$

Объем этой кислоты равен:

$$V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{29,2 \text{ г}}{1,05 \text{ г/мл}} = 27,8 \text{ мл.}$$

Для определения концентрации CuCl_2 в полученном растворе необходимо рассчитать массу воды [см. уравнение (2)]:

$$\begin{array}{l} \text{при растворении } 80 \text{ г CuO} \text{ образовалось } 18 \text{ г H}_2\text{O} \\ \text{при растворении } 3,2 \text{ г CuO} \text{ образовалось } x \text{ г H}_2\text{O} \end{array} \quad x = 0,72 \text{ г H}_2\text{O.}$$

В растворе HCl воды было ($m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = m_{\text{воды}}$):

$$29,2 - 2,92 = 26,28 \text{ г.}$$

Общая масса воды в растворе равна:

$$26,28 + 0,72 = 27 \text{ г.}$$

При растворении 80 г CuO в HCl образуется 135,5 г CuCl₂

При растворении 3,2 г CuO в HCl образуется x г CuCl₂

$$x = 5,4 \text{ г CuCl}_2;$$

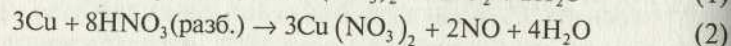
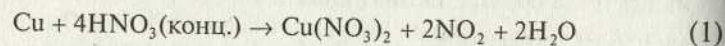
$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{воды}}; \quad m_{\text{р-ра}} = 5,4 + 27 = 32,4 \text{ г.}$$

Массовая доля растворенной соли составляет:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%; \quad \omega = \frac{5,4}{32,4} \cdot 100\% = 16,66\%.$$

Задача 3. Какой азотной кислоты — концентрированной или разбавленной — израсходуется больше на растворение меди массой 48 г?

Решение. Составим уравнения реакций растворения меди в концентрированной и разбавленной HNO₃:



По уравнению (1):

на растворение 64 г Cu требуется 4 · 63 г HNO₃

на растворение 48 г Cu требуется x г HNO₃

$$x = \frac{48 \cdot 4 \cdot 63}{64} = 189 \text{ г HNO}_3,$$

По уравнению (2):

на растворение 3 · 64 г Cu требуется 8 · 63 г HNO₃

на растворение 48 г Cu требуется x г HNO₃

$$x = \frac{48 \cdot 8 \cdot 63}{3 \cdot 64} = 126 \text{ г HNO}_3.$$

Следовательно, для растворения одинаковой массы меди разбавленной азотной кислоты требуется меньше.

ВОПРОСЫ

1. Какое место по распространенности в природе занимает медь?
2. В виде каких соединений встречается медь в природе?

3. Какие природные соединения меди используются в промышленности для ее получения?

4. Как производится рафинирование меди?

5. Что общего в строении электронных оболочек элементов подгруппы меди?

6. Почему восстановительные свойства у меди выражены слабее, чем у щелочных металлов?

7. В чем можно растворить медь?

8. Какой цвет имеют в кристаллическом состоянии соли CuSO₄ · 5H₂O и CuSO₄?

9. Какого цвета оксиды меди?

10. Какое место в ряду стандартных электродных потенциалов занимают элементы подгруппы меди? О чем это свидетельствует?

11. Как ведет себя Cu(OH)₂ при нагревании?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. При растворении меди массой 10 г в избытке концентрированной серной кислоты выделился газ объемом 2,8 л. Вычислите массовую долю меди во взятом образце.

2. Сколько миллилитров гидроксида натрия с массовой долей NaOH 10 % и плотностью 1,11 потребуется для осаждения всей меди в виде Cu(OH)₂ из кристаллогидрата сульфата меди CuSO₄ · 5H₂O массой 0,66 г?

3. При обработке сплава меди с цинком массой 20 г раствором соляной кислоты выделился водород объемом 2,8 л (н.у.). Вычислите массовую долю меди в сплаве.

4. Смесь меди и оксида меди(II) массой 62 г обработали концентрированной серной кислотой. При этом выделился газ SO₂ объемом 8,7 л (н.у.). Определите массовую долю оксида меди в смеси.

5. Вычислите массовую долю меди в смеси с железом и алюминием, если при действии на смесь массой 25 г раствора гидроксида натрия выделился водород массой 1,2 г, а при действии соляной кислоты — водород массой 1,6 г.

6. Вычислите массу меди, которую можно растворить в серной кислоте объемом 1 л с массовой долей H₂SO₄ 40 % плотностью 1,3.

7. Какова масса осадка, полученного при сливании раствора, содержащего сульфат меди(II) массой 80 г, с избытком раствора гидроксида натрия?

8. Через раствор хлорида меди(II) пропустили ток силой 3 А в течение 10 мин и на катоде выделилась медь массой 0,6 г. Определите молярную массу эквивалента меди.

9. При обработке разбавленной серной кислотой смеси меди и железа массой 28 г выделился газ объемом 4,48 л. Определите массовые доли металлов в смеси.

10. На смесь оксида меди(II) и меди массой 18 г израсходован раствор серной кислоты массой 24,5 г с массовой долей H₂SO₄ 40 %. Определите массу меди в смеси.

11. Смесь медных и цинковых опилок массой 9 г обработали избытком соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 11200 мл (н.у.). Определите массовую долю меди в смеси.

12. При обработке сплава меди и алюминия массой 12 г избытком соляной кислоты выделился газ объемом 10 л (н.у.). Определите массу меди в сплаве.

13. При обработке сплава меди и алюминия массой 1 г избытком щелочи выделился газ объемом 340 мл. Определите массовые доли металлов в сплаве.

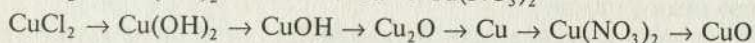
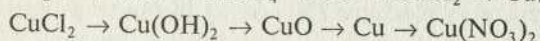
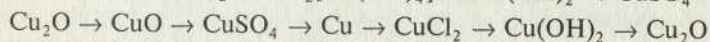
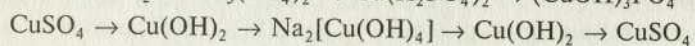
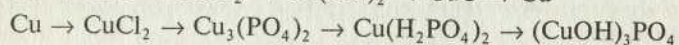
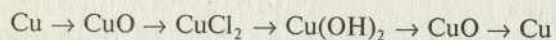
14. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 90 % (пл. 1,82) требуется для растворения меди массой 12 г?

15. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций, протекающих между: а) медью и нитратом ртути(II); б) сульфатом меди(II) и железом; в) нитратом меди(II) и алюминием.

16. Напишите уравнения реакций растворения оксида меди(I) и оксида меди(II) в концентрированной и разбавленной серной кислоте.

17. Протекают ли реакции между металлами и растворами солей: а) медью и хлоридом железа(III); б) хлоридом меди(II) и цинком.

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



19. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида меди(II). Какая среда получится в результате реакции?

20. Закончите уравнение реакции $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} \dots$ Сколько молей азотной кислоты восстановилось?

21. Сколько всего молей различных веществ образовалось по реакции: $\text{CuSO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \dots$?

22. При сливании растворов солей сульфата меди(II) и карбоната натрия образуется осадок. Составьте суммарное уравнение реакции с учетом гидролиза.

23. В чем растворяется гидроксид меди(II): а) HCl ; б) H_2O ; в) NaOH ?

§ 23. Металлы главной подгруппы II группы. Кальций

К главной подгруппе II группы относятся элементы: бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra.

Атомы металлов главной подгруппы II группы на внешнем квантовом слое имеют по два электрона. Предпоследний квантовый слой, как и у щелочных металлов, имеет 8 электронов s^2p^6 ,

за исключением бериллия, у которого на предпоследнем слое — 2 электрона (в s -подуровне). Восстановительная способность элементов этой подгруппы слабее, чем у щелочных металлов.

Это мягкие металлы, твердость их по шкале Мооса 1,5—4; все, кроме Ba, относятся к легким. Температура кипения и плавления у этих металлов меняется неравномерно, объясняется это различием в строении кристаллических решеток.

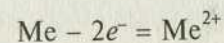
Металлы главной подгруппы II группы в свободном состоянии в природе не встречаются. Самым распространенным является кальций, входящий в состав большого числа соединений.

У всех элементов главной подгруппы II группы много природных изотопов. Радий в отличие от всех остальных является радиоактивным.

Кальций, стронций, барий и радий называются щелочно-земельными металлами, так как их оксиды (по терминологии алхимиков — «земли») с водой образуют щелочи.

Бериллий и магний по свойствам несколько отличаются от щелочно-земельных. У бериллия есть сходство с алюминием, а у магния — с цинком.

Химические свойства щелочно-земельных элементов определяются легкостью отдачи двух электронов с внешнего слоя при действии окислителей:

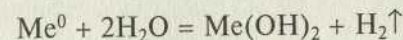


На воздухе металлы II группы главной подгруппы неустойчивы (кроме Be), покрываются оксидной пленкой.

Кальций, стронций и барий хранят без доступа воздуха в герметически закрытых сосудах.

При нагревании щелочно-земельные металлы энергично реагируют с водородом, галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием.

Кальций, стронций и барий разлагают воду при обычной температуре с выделением водорода и образованием гидроксидов, а Be и Mg — только при нагревании:



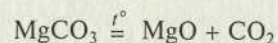
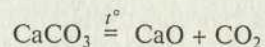
По химическим свойствам гидроксиды щелочно-земельных металлов слабее, чем гидроксиды щелочных металлов. Они мало растворимы в воде, а их основный характер усиливается в группе сверху вниз: Be(OH)_2 — амфотерное соединение, Mg(OH)_2 — слабое основание, Ca(OH)_2 — сильное основание, Ba(OH)₂ — очень сильное основание.

С растворами кислот все они реагируют с образованием соответствующей соли. Большинство солей щелочно-земельных металлов (Ca, Sr, Ba) малорастворимы (фториды, сульфаты, фосфаты).

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. При разложении смеси карбонатов кальция и магния массой 14,2 г выделился оксид углерода(IV) объемом 3,36 л. Определите массовую долю карбонатов в смеси.

Решение. Разложение карбонатов кальция и магния происходит по уравнениям



Из приведенных уравнений видно, что 1 моль карбоната кальция ($M_r = 100$) или карбоната магния ($M_r = 84$) дает 1 моль CO_2 . По условию задачи выделилось 3,36 л, или $3,36 \text{ л} / 22,4 \text{ л} = 0,15$ моль, оксида углерода(IV). Следовательно, в смеси было 0,15 моль карбонатов кальция и магния. Обозначив количество молей карбоната кальция через x , а количество карбоната магния — $(0,15 - x)$, получим: карбоната кальция в смеси будет $100x$ г, а карбоната магния — $84(0,15 - x)$ г. Следовательно, $100x + 84(0,15 - x) = 14,2$, отсюда $x = 0,1$. В смеси содержится

$$m(\text{CaCO}_3) = M(\text{CaCO}_3) \cdot \nu = 100 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 10 \text{ г},$$

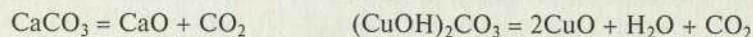
$$m(\text{MgCO}_3) = M(\text{MgCO}_3) \cdot \nu = 84 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ моль} = 4,2 \text{ г}.$$

Массовая доля солей в смеси:

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{10 \text{ г} \cdot 100\%}{14,2 \text{ г}} = 70,4\%; \quad \omega(\text{MgCO}_3) = \frac{4,2 \text{ г} \cdot 100\%}{14,2 \text{ г}} = 29,6\%.$$

Задача 2. При прокаливании смеси мрамора и малахита массой 4,42 г остался нелетучий остаток массой 2,72 г. Определите массовую долю карбонатов в смеси. Как получить кальций в чистом виде из исходной смеси?

Решение. 1. Уравнения происходящих реакций:



$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}; \quad M((\text{CuOH})_2\text{CO}_3) = 222 \text{ г/моль};$$

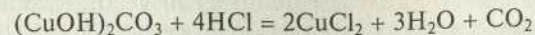
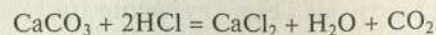
$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}.$$

Составляем алгебраическую систему уравнений с двумя неизвестными. Массу мрамора (в г) принимаем за x , малахита — за y . Тогда

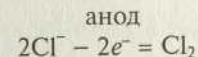
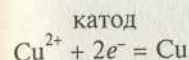
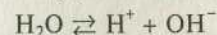
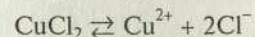
$$x + y = 4,42; \quad \frac{56x}{100} + \frac{160y}{222} = 2,72.$$

Решая систему уравнений, получаем $x = 2,9$; $y = 1,52$, т.е. в смеси было 2,9 г мрамора и 1,52 г малахита.

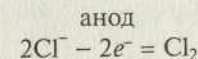
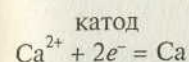
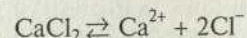
2. Для получения кальция в чистом виде надо обработать смесь соляной кислотой:



При электролизе раствора выделится медь:

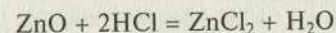
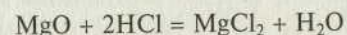


Затем упариваем раствор досуха и проводим электролиз расплава хлорида кальция:



Задача 3. Смесь оксидов цинка и магния массой 0,3 г растворили в 1 М растворе соляной кислоты объемом 17 мл. Избыток кислоты нейтрализовали 0,5 М раствором гидроксида натрия объемом 8 мл. Вычислите массовую долю оксидов в смеси.

Решение. 1-й способ. Взаимодействие оксидов с HCl протекает согласно уравнениям



В 8 мл 0,5 М раствора NaOH содержится $0,008 \cdot 0,5 = 0,004$ моль NaOH. В 17 мл 1 М соляной кислоты содержится $0,017 \cdot 1 = 0,017$ моль HCl, из них 0,004 моль HCl (избыток кислоты) нейтрализовано щелочью, а $0,017 - 0,004 = 0,013$ моль пошло на растворение смеси оксидов цинка и магния.

В смеси массой 0,3 г содержалось x г MgO и y г ZnO, т.е.

$$x + y = 0,3 \quad (1)$$

$$40 \text{ г MgO реагирует с } 2 \cdot 36,5 \text{ г HCl} \quad a = \frac{73x}{40} \text{ г HCl};$$

$$x \text{ г MgO реагирует с } a \text{ г HCl}$$

$$81 \text{ г ZnO реагирует с } 73 \text{ г HCl} \quad b = \frac{73y}{81} \text{ г HCl}.$$

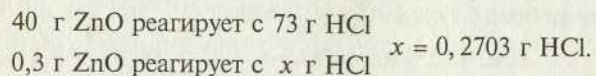
$$y \text{ г ZnO реагирует с } b \text{ г HCl}$$

Следовательно, второе алгебраическое уравнение имеет вид

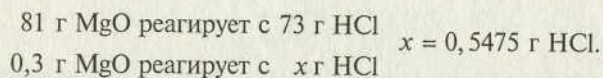
$$\frac{73x}{40} + \frac{73y}{81} = \frac{13 \cdot 36,5}{1000} = 0,4745. \quad (2)$$

Решая систему уравнений (1), (2), получаем $y = 0,079$ г ZnO (26,3 %), $x = 0,3 - 0,078 = 0,222$ г MgO (73,7 %).

2-й способ. 0,013 моль HCl соответствуют 0,4745 г HCl . Предположив, что вся смесь состоит только из ZnO , определим, сколько при этом израсходуется кислоты:



Предполагая, что вся смесь состоит только из MgO , получаем:



В первом случае имеем недостаток кислоты ($0,4745 - 0,2703$) = 0,2042 г, во втором (с MgO) — избыток ($0,5475 - 0,4745$) = 0,073 г. Находим отношение недостатка к избытку $0,2042 : 0,073 = 2,8 : 1$. Отсюда общее число частей $2,8 + 1 = 3,8$

$$\text{MgO} = \frac{0,3 \cdot 2,8}{3,8} = 0,221, \quad \text{ZnO} = \frac{0,3 \cdot 1}{3,8} = 0,079.$$

Задача 4. На титрование воды объемом 0,2 л, содержащей гидрокарбонат кальция, была израсходована соляная кислота с(HCl) = 0,001 моль/л объемом 0,08 л. Определите временную жесткость воды.

Решение. Жесткость воды определяется молярной концентрацией эквивалента ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в миллимолях на литр воды.

Решая такие задачи, надо иметь в виду, что при различной концентрации растворов реагирующих веществ объемы их обратно пропорциональны концентрациям:

$$V_1 : V_2 = c_2 : c_1 \text{ или } V_1 c_1 = V_2 c_2,$$

где V_1, V_2 — объемы затрачиваемых на реакцию растворов; c_1, c_2 — их концентрации.

Находим молярную концентрацию эквивалента ионов Ca^{2+} , содержащихся в гидрокарбонате кальция:

$$c_2 = \frac{V_1 c_1}{V_2} = \frac{0,08 \text{ л} \cdot 0,001 \text{ моль/л}}{0,2 \text{ л}} = 0,0004 \text{ моль/л},$$

что соответствует 0,4 ммоль/л, или 0,4 мэкв/л. Следовательно, жесткость воды равна 0,4 мэкв/л.

Задача 5. Определите общую жесткость воды объемом 4 л, в которой содержатся $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ массой 220 мг и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ массой 160 мг.

Решение. 1-й способ. Жесткость воды выражается в миллиэквивалентах (мэкв) ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} (или соответствующих им солей) в 1 л воды:

$$Ж = \frac{m_1}{M_1 \left(\frac{1}{z} X \right) V} + \frac{m_2}{M_2 \left(\frac{1}{z} X \right) V},$$

где m_1 — масса $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; m_2 — масса $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; $M_1 \left(\frac{1}{z} X \right)$ и $M_2 \left(\frac{1}{z} X \right)$ — молярные массы эквивалента соответствующих солей; V — объем воды. По формулам находим молярные массы эквивалентов веществ:

$$M \left(\frac{1}{2} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \right) = \frac{162,11}{2} = 81,05;$$

$$M \left(\frac{1}{2} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \right) = \frac{146,34}{2} = 73,17.$$

Следовательно,

$$Ж = \frac{220}{81,05 \cdot 4} + \frac{160}{73,17 \cdot 4} = 0,642 + 0,553 = 1,195 \text{ мэкв/л}.$$

2-й способ. Содержание $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ в 1 л жесткой воды составляет:

$$\begin{aligned} \text{в 4 л содержится } 220 \text{ мг } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \\ \text{в 1 л содержится } x \text{ мг } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \end{aligned} \quad x = \frac{1 \text{ л} \cdot 220 \text{ мг}}{4 \text{ л}} = 55 \text{ мг}.$$

Содержание $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ в 1 л жесткой воды составляет:

$$\begin{aligned} \text{в 4 л содержится } 160 \text{ мг } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \\ \text{в 1 л содержится } x \text{ мг } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \end{aligned} \quad x = \frac{1 \text{ л} \cdot 160 \text{ мг}}{4 \text{ л}} = 40 \text{ мг}.$$

Концентрация ионов Ca^{2+} в 1 л воды:

$$\begin{aligned} \text{в 162 мг } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \text{ содержится } 40 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \\ \text{в 55 мг } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \text{ содержится } x \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \end{aligned}$$

$$x = \frac{55 \text{ мг} \cdot 40 \text{ мг}}{162 \text{ мг}} = 13,57 \text{ мг}.$$

Концентрация ионов Mg^{2+} в 1 л воды:

$$\begin{aligned} \text{в 146 мг } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \text{ содержится } 24 \text{ мг } \text{Mg}^{2+} \\ \text{в 40 мг } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \text{ содержится } x \text{ мг } \text{Mg}^{2+} \end{aligned}$$

$$x = \frac{40 \text{ мг} \cdot 24 \text{ мг}}{146 \text{ мг}} = 6,57 \text{ мг.}$$

Жесткость воды равна

$$Ж = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M(\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M(\frac{1}{2}\text{Mg}^{2+})} = \frac{13,58}{20,04} + \frac{6,57}{12,16} = 1,217 \text{ мэкв/л.}$$

ВОПРОСЫ

1. Почему элементы подгруппы кальция называют щелочно-земельными металлами?
2. В чем сходство и различие в свойствах щелочно-земельных и щелочных металлов?
3. Как получают оксид кальция?
4. Какая реакция протекает при взаимодействии воды с щелочно-земельными металлами?
5. Как отличить гашеную известь от измельченного в порошок известняка?
6. Какой из щелочно-земельных металлов является радиоактивным?
7. Через известковую воду пропускают оксид углерода(IV). Образовавшийся вначале осадок растворяется при дальнейшем пропускании CO_2 . Почему?
8. Какими химическими реакциями сопровождается затвердевание извести?
9. Как меняются свойства гидроксидов щелочно-земельных металлов в группе сверху вниз?
10. Что представляют собой по химическому составу гипс, мел, гашеная известь, негашеная известь, известь белильная, известняк?
11. На какой химической реакции основано применение алебастра?
12. Почему мрамор медленно и неполно растворяется в серной кислоте?
13. Почему нельзя применять для питания паровых котлов воду, содержащую хлорид магния?
14. Какие соли придают воде жесткость?
15. Назовите способы устранения жесткости воды.
16. В каких единицах выражается жесткость воды и как по жесткости подразделяется вода?
17. Какая жесткость воды называется: а) общей; б) временной; в) постоянной; г) карбонатной; д) некарбонатной?
18. Что такое «баритовая вода»? Почему она мутнеет при стоянии на воздухе?
19. Почему BaCO_3 растворим в слабых кислотах, а BaSO_4 нерастворим даже в сильных?
20. Почему CaCO_3 и MgCO_3 растворяются в природной воде?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. С какими из перечисленных ниже растворов будет реагировать металлический кальций: HNO_3 ; KOH ; FeSO_4 ; HBr ? Напишите уравнения происходящих реакций.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между кальцием и: а) H_2O ; б) HNO_3 (конц.); в) H_2SO_4 (конц.); г) HCl .
3. Как распознать следующие вещества, имея воду и азотную кислоту: мел, гипс, сода, апатит? Ответ обоснуйте и подтвердите соответствующими уравнениями реакций.
4. Через известковую воду пропускали оксид углерода(IV) до образования прозрачной жидкости, раствор выпарили. Что представляет собой твердый остаток? Напишите соответствующие уравнения реакций.
5. Напишите полные уравнения реакций, исходя из краткой схемы:
 $\text{Ca} + ? \rightarrow \text{H}_2 + \dots$
 $\text{CaC}_2 + ? \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \dots$
 $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$
 $\text{CaCO}_3 + ? \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \dots$
6. Могут ли находиться одновременно в растворе следующие ионы:
а) Ca^{2+} и H_2PO_4^- ; б) Ca^{2+} и HCO_3^- ; в) Ca^{2+} и CO_3^{2-} ; г) Ca^{2+} и NO_3^- ; д) Ca^{2+} и PO_4^{3-} ?
7. Закончите следующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:
а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 =$ б) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 =$
в) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} =$ г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaHCO}_3 =$
д) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ е) $\text{CaO} + \text{CH}_3\text{COOH} =$
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{гидросульфат кальция} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{алюминат кальция}$
9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
10. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
11. Определите массовую долю кальция, содержащегося в природных соединениях: CaCO_3 ; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
12. Сколько литров оксида углерода(IV) можно получить из известняка массой 25 г с массовой долей примесей 20 %?
13. Сколько килограммов оксида кальция образуется при обжиге известняка массой 250 кг с массовой долей карбоната кальция 80 %?
14. Сколько граммов оксида кальция и воды необходимо для получения 0,5 моль гашеной извести?
15. Сколько гидрокарбоната кальция должно прореагировать с гашеной известью, чтобы получился карбонат кальция массой 250 г?

16. Сколько граммов гидроксида кальция следует прибавить к раствору гидрокарбоната кальция с массовой долей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 5 % массой 162 г для образования средней соли?

17. Какие из перечисленных ниже веществ можно применить для устранения карбонатной (временной) жесткости воды, обусловленной присутствием в ней гидрокарбоната кальция: а) Na_2CO_3 ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) NaCl ; г) HCl ? Ответ обоснуйте, приведя соответствующие уравнения реакций.

18. Какие из перечисленных ниже веществ можно применить для устранения некарбонатной (постоянной) жесткости воды, вызванной присутствием в ней сульфата кальция: а) NaOH ; б) Na_2CO_3 ; в) NaCl ; г) Na_2S ? Ответ обоснуйте, приведя соответствующие уравнения реакций.

19. Определите общую жесткость воды, в 500 мл которой содержится $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ массой 30 мг и $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ массой 24 мг.

20. Напишите уравнения реакций, которые произойдут при добавлении соды к жесткой воде, содержащей $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CaCl_2 , MgSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

21. Жесткость воды равна 4,35 мэкв/л. Сколько соды нужно прибавить к 1 м³ этой воды для устранения жесткости?

22*. При обработке смеси карбоната кальция и негашеной извести массой 39 г раствором уксусной кислоты выделился газ объемом 5,6 л (н.у.). Определите массовую долю смеси и объем 8,8 М раствора уксусной кислоты, вступившей в реакцию.

23*. Какова массовая доля гидроксида бария в растворе, полученном при растворении оксида бария массой 9,18 г в воде объемом 300 мл? Сколько миллилитров 0,5 М раствора серной кислоты необходимо прилить для нейтрализации раствора гидроксида бария?

24. Прокалили смесь карбонатов кальция и стронция массой 1,73 г. При температуре выше 1000 °С образовалась смесь новых твердых продуктов массой 1,07 г. Вычислите массы карбоната кальция и стронция в исходной смеси.

25. При прокаливании смеси карбонатов кальция и стронция массой 248 г получили оксиды массой 160 г. Вычислите молярные доли карбонатов в исходной смеси.

26. Сколько карбоната кальция образуется, если через раствор известковой воды пропустить оксид углерода(IV) объемом 0,8 л?

27. Вычислите массовую долю исходной смеси гидроксида кальция и карбоната кальция, если масса остатка после прокаливания составила 60 % от первоначальной массы.

28. При взаимодействии смеси кальция и оксида кальция массой 2 г с водой выделился газ объемом 448 мл при нормальных условиях. Сколько гидроксида кальция образуется при взаимодействии с водой такой смеси массой 10 г?

29. Какой максимальный объем оксида углерода(IV) при нормальных условиях может быть поглощен раствором, содержащим гидроксид кальция массой 200 г?

30. Определите массовую долю кальция, содержащегося в соединении CaOCl_2 .

31. Какая масса гидрокарбоната кальция должна прореагировать с гашеной известью, чтобы получилось CaCO_3 массой 350 г?

32. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в воде объемом 100 мл, потребовалось 5 мл 0,1 М раствора соляной кислоты.

33. При слабом нагревании гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ теряет 75 % кристаллизационной воды, превращаясь в алебастр. Определите формулу алебастра.

34. Вычислите массу карбоната кальция и карбоната магния в смеси массой 24,6 г, если на образование смеси пошло 0,27 моль CO_2 .

35. Сколько граммов гидрокарбоната кальция содержалось в растворе, если на реакцию затрачен раствор кислоты (пл. 1,024) с массовой долей 5 % объемом 10 мл?

§ 24. Металлы главной подгруппы III группы. Алюминий

К главной подгруппе III группы Периодической системы элементов относятся бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In, таллий Tl. Все эти элементы, кроме бора, металлы.

В атомах элементов главной подгруппы III группы на последнем квантовом слое находится по три электрона — два на *s*- и один на *p*-подуровне. Характерная степень окисления для них +3. Таллий может проявлять степень окисления +1.

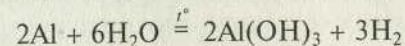
Структура предпоследнего квантового слоя у этих элементов неодинакова. Бор и алюминий имеют предвнешний слой, как у благородных газов, а Ca, In, Tl — по 18 электронов.

Металлические свойства элементов главной подгруппы III группы выражены слабее, чем у элементов главных подгрупп I и II групп, так как тенденция к отдаче электронов у них меньше.

Металлы главной подгруппы III группы имеют серебристо-белый цвет, сравнительно мягкие (твердость по шкале Мооса 1,1 — 2,6). У них относительно невысокие температуры плавления. Галлий имеет самую низкую температуру плавления 29,8 °С.

С химической точки зрения эти металлы активны. Они взаимодействуют с галогенами, серой, образуя соединения со степенью окисления +3.

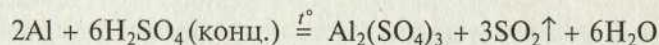
По отношению к воде они ведут себя по-разному: Al взаимодействует с водой при нагревании:



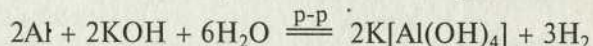
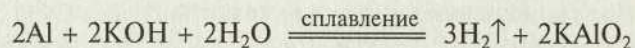
на Ga и In даже кипящая вода в отсутствие кислорода не действует. Металлический Tl взаимодействует с водой в присутствии воздуха с образованием сильного гидроксида TlOH и выделением водорода. Таллий, как и щелочные металлы, хранят без доступа воздуха под слоем керосина, глицерина, вазелинового масла.

Алюминий, галлий, индий взаимодействуют с разбавленными минеральными кислотами (HCl, H₂SO₄). Ti не взаимодействует, так как образуется малорастворимая пленка TiCl₃, Ti₂SO₄ (солевая пассивация).

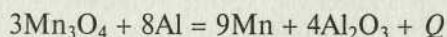
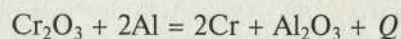
Концентрированные HNO₃, H₂SO₄ на холоде пассивируют алюминий, образуя нерастворимую в кислотах оксидную пленку. В горячей серной кислоте алюминий растворяется:



Алюминий легко растворяется в щелочах:



Алюминий легко отнимает кислород у оксидов других металлов. Взаимодействие алюминия с оксидами металлов сопровождается выделением большого количества теплоты:



Процесс восстановления металлов из их оксидов алюминием называется *алюминотермией*.

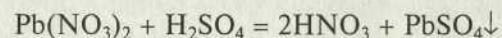
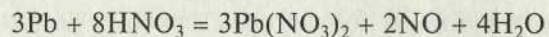
Алюминотермией пользуются для получения трудно восстанавливаемых, тугоплавких металлов (титана, вольфрама, молибдена, циркония, ванадия и др.). Оксид и гидроксид алюминия обладают амфотерными свойствами: растворяются в кислотах и щелочах.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Сплав массой 2,72 г, содержащий свинец, алюминий и медь, растворили в азотной кислоте с массовой долей HNO₃ 40 %. При добавлении к полученному раствору раствора серной кислоты выпал осадок А массой 1,515 г.

В оставшийся раствор пропустили сероводород. Осадок прокалили на воздухе и получили вещество Б массой 1,6 г. Определите состав сплава.

Решение. В азотной кислоте с массовой долей HNO₃ 40 % растворяются все металлы сплава, образуя нитраты. При добавлении серной кислоты к нитратам образуется осадок PbSO₄ (вещество А):

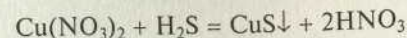


1. Вычислим, сколько граммов свинца содержится в веществе А массой 1,515 г:

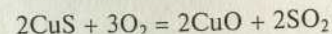
$$207 \text{ г Pb содержится в } 303 \text{ г PbSO}_4 \quad x = 1,035 \text{ Pb.}$$

$$x \text{ г Pb содержится в } 1,515 \text{ г PbSO}_4$$

2. При пропускании H₂S выпадает в осадок CuS, а Al₂S₃ в осадок не выпадает вследствие гидролиза этой соли:



После прокаливания осадка CuS образуется оксид меди CuO:



Определим массу меди, содержащуюся в веществе Б массой 1,6 г:

$$64 \text{ г Cu содержится в } 80 \text{ г CuO} \quad y = \frac{1,6 \cdot 64}{80} = 1,28 \text{ г Cu.}$$

$$y \text{ г Cu содержится в } 1,6 \text{ г CuO}$$

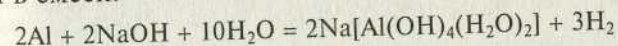
3. Масса алюминия равна

$$m(\text{Al}) = 2,72 \text{ г} - (1,035 \text{ г} + 1,28 \text{ г}) = 0,405 \text{ г.}$$

Ответ: В сплаве Al 0,405 г; Cu 1,28 г; Pb 1,035 г.

Задача 2. На разделение смеси металлов, состоящей из меди, железа и алюминия, потребовалось 13,33 г гидроксида натрия, 12,5 л хлора, взятого при нормальных условиях, 343,64 мл раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 10 % (пл. 1,10). Определите массовую долю металлов в смеси.

Решение. 1. Из смеси со щелочью реагирует только алюминий, а поэтому вычислим, сколько граммов алюминия содержится в смеси:

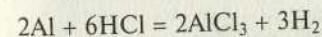


$$\text{на } 2 \cdot 27 \text{ г Al израсходовано } 2 \cdot 40 \text{ г NaOH}$$

$$\text{на } x \text{ г Al израсходовано } 13,33 \text{ г NaOH}$$

$$x = \frac{2 \cdot 27 \text{ г} \cdot 13,33 \text{ г}}{2 \cdot 40 \text{ г}} \approx 9 \text{ г Al.}$$

2. Сколько граммов соляной кислоты необходимо для реакции с 9 г Al?



$$\text{на } 2 \cdot 27 \text{ г Al необходимо } 6 \cdot 36,5 \text{ г HCl}$$

$$\text{на } 9 \text{ г Al необходимо } x \text{ г HCl}$$

$$x = \frac{9 \text{ г} \cdot 6 \cdot 36,5 \text{ г}}{2 \cdot 27 \text{ г}} = 36,5 \text{ г HCl.}$$

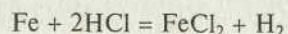
3. Определяем массу HCl, содержащуюся в растворе с массовой долей HCl 10 % объемом 343,64 мл и плотностью 1,1 (m):

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{V\rho} 100\%;$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{\omega V\rho}{100} = \frac{343,64 \text{ мл} \cdot 1,1 \text{ г/мл} \cdot 10\%}{100} = 37,8 \text{ г}.$$

Следовательно, на реакцию с Fe пойдет $37,8 \text{ г} - 36,5 \text{ г} = 1,3 \text{ г HCl}$.

4. Сколько граммов Fe содержится в смеси?

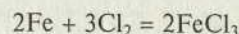


на 56 г Fe необходимо $2 \cdot 36,5 \text{ г HCl}$

на $x \text{ г Fe}$ необходимо $1,3 \text{ г HCl}$

$$x = \frac{1,3 \text{ г} \cdot 56 \text{ г}}{2 \cdot 36,5 \text{ г}} = 0,997 \text{ г Fe}.$$

5. Сколько литров хлора вступило в реакцию с 0,997 г Fe?

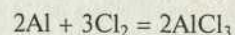


на $2 \cdot 56 \text{ г Fe}$ требуется $3 \cdot 22,4 \text{ л Cl}_2$

на 0,997 г Fe требуется $x \text{ л Cl}_2$

$$x = \frac{0,997 \text{ г} \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ л}}{2 \cdot 56 \text{ г}} = 0,598 \text{ л Cl}_2.$$

6. Сколько литров хлора вступило в реакцию с 9 г Al?



на 54 г Al необходимо $3 \cdot 22,4 \text{ л Cl}_2$

на 9 г Al необходимо $x \text{ л Cl}_2$ $x = \frac{9 \text{ г} \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ л}}{54 \text{ г}} = 11,2 \text{ л Cl}_2.$

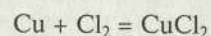
7. Для реакции с (Fe + Al) хлора необходимо:

$$0,598 \text{ л} + 11,2 \text{ л} = 11,798 \text{ л}.$$

Следовательно, для реакции с медью хлора надо взять:

$$12,5 \text{ л} - 11,798 \text{ л} = 0,7 \text{ л}.$$

8. Масса меди, содержащейся в смеси, равна:



на 64 г Cu необходимо $22,4 \text{ л Cl}_2$

на $x \text{ г Cu}$ необходимо $0,7 \text{ л Cl}_2$ $x = \frac{0,7 \text{ л} \cdot 64 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 2 \text{ г Cu}.$

9. Вся смесь составляет $9 \text{ г Al} + 0,997 \text{ г Fe} + 2 \text{ г Cu} \approx 12 \text{ г}.$

10. Определяем массовую долю Fe, Cu и Al в смеси.

Ответ: Fe 8,3 %; Al 75 %; Cu 16,7 %.

ВОПРОСЫ

1. Какое место среди других элементов занимает алюминий по распространению в природе?

2. В виде каких соединений алюминий встречается в природе? Находится ли алюминий в природе в свободном состоянии?

3. На поверхности алюминиевой пластины от долгого хранения образовался налет оксида и гидроксида алюминия. Как удалить этот налет химическим путем, не затронув металла?

4. Каким путем получается металлический алюминий?

5. Сколько электронов содержится в ионе алюминия Al^{3+} ? С атомом какого «благородного газа» сходен по электронному строению этот ион?

6. Какой процесс называется алюминотермией?

7. Дайте краткую характеристику гидроксидов металлов подгруппы алюминия.

8. Как изменится окраска индикаторов лакмуса и фенолфталеина в растворах $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; NaAlO_2 ; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$?

9. Что получается при действии концентрированного раствора гидроксида натрия: а) на алюминий; б) на оксид алюминия; в) на гидроксид алюминия?

10. Какие из перечисленных горячих растворов с массовой долей 10 % нельзя держать в алюминиевой посуде: а) карбонат натрия; б) серную кислоту; в) сульфат цинка; г) азотную кислоту?

11. К какому типу солей относятся квасцы? Где они применяются в промышленности?

12. Какой минерал алюминия лежит в основе драгоценных камней: сапфира, рубина, изумруда. Примеси каких металлов придают им различный цвет?

13. Объясните, почему при сливании растворов нитрата алюминия и сульфида натрия не образуется осадка сульфида алюминия. Определите состав образующегося осадка.

14. Что представляет собой термитная смесь?

15. Почему при действии растворов Na_2S и Na_2CO_3 на $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ выпадает осадок одинакового состава?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными и концентрированными серной, соляной и фосфорной кислотами.

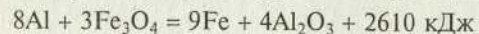
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия алюминия, оксида алюминия и гидроксида алюминия с концентрированным раствором гидроксида калия.

3. Сколько килограммов алюминия необходимо для получения хрома массой 10 кг из оксида хрома(III) алюминотермическим методом?

4. При сгорании алюминия массой 9 г образуется оксид алюминия массой 17 г. Определите эквивалент алюминия.

5*. Сколько металлического алюминия может вступить в реакцию с веществом, оставшимся в растворе после электролиза раствора хлорида натрия объемом 100 мл (пл. 1,00) с массовой долей NaCl 5,85 %?

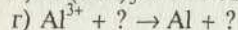
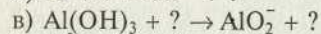
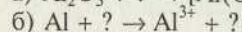
6. Термохимическое уравнение реакции горения термитной смеси



Какое количество теплоты выделится при сгорании алюминия массой 108 г?

7. Составьте термохимическое уравнение, если при сгорании алюминия массой 28 г в кислороде выделяется 860 кДж теплоты.

8. Напишите уравнения реакций, при которых происходят процессы, выраженные схемой:



9. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AlCl_3 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, Al_2S_3 .

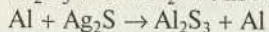
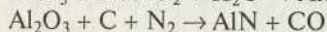
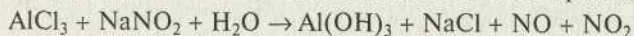
10. Выведите формулу вещества с молекулярной массой 318, состоящего из алюминия (массовая доля 17 %), углерода (22,6 %), кислорода (60,4 %).

11. При взаимодействии сплава массой 6 г, состоящего из меди и алюминия, с гидроксидом калия выделился газ объемом 4,704 л (условия нормальные). Определите массовые доли металлов в исходной смеси.

12. Сколько миллилитров раствора гидроксида натрия (пл. 1,43) с массовой долей NaOH 40 % требуется для растворения смеси алюминия с оксидом алюминия массой 14,1 г, если при этом выделился газ объемом 11,2 л (н.у.)?

13. Смесь алюминия и меди массой 20 г обработали концентрированной азотной кислотой, при этом выделился газ объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовые доли металлов в исходной смеси.

14. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:



15. К 100 мл 0,28 М раствора NaOH (пл. 1,11) добавили 200 мл раствора NaOH (пл. 2,21) с массовой долей NaOH 19 %. Определите массовую долю получившегося раствора. Какой объем займет газ при нормальных условиях, выделившийся при взаимодействии алюминия с этим раствором?

16. При обработке смеси алюминия и магния раствором гидроксида натрия выделился водород, объемом 11,2 л, а при обработке такого же количества этой же смеси соляной кислотой выделился водород объемом 33,6 л (н.у.). Определите состав смеси.

17*. При растворении в соляной кислоте смеси алюминия с неизвестным металлом массой 1,82 г, стоящим в ряду стандартных электронных потенциалов после водорода, выделился водород объемом 0,672 л. Чтобы

окислить эту смесь, потребовался кислород объемом 0,56 л (н.у.). Определите, какой металл был взят, и массовые доли металлов в исходной смеси.

18. Сколько потребовалось раствора гидроксида натрия (пл. 1,33) с массовой долей NaOH 30 % для растворения всего алюминия в смеси его с медью, если при этом выделился газ объемом 3,36 л (н.у.)? Определите массу взятой для реакции смеси, если известно, что массовая доля алюминия составляет 25 %.

19*. При растворении смеси железных и алюминиевых опилок массой 2,22 г в соляной кислоте (пл. 1,09) с массовой долей HCl 18,25 % выделился водород объемом 1344 мл, измеренный при нормальных условиях. Найдите массовую долю каждого металла в смеси и определите, сколько миллилитров соляной кислоты потребовалось для растворения смеси массой 2,22 г.

20*. Смесь состоит из двух металлов со степенью окисления +3 и +2. При действии избытком раствора щелочи на эту смесь массой 11,75 г выделился газ объемом 6,72 л. Остаток массой 6,35 г растворили в концентрированной серной кислоте, при этом выделился SO_2 объемом 2,24 л. Из каких металлов состоит смесь?

21. Сколько алюминия требуется для получения водорода, необходимого для восстановления оксида меди(II), получающегося при разложении малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ массой 6,66 г?

22*. К соли, полученной при взаимодействии алюминия массой 30 г и серы массой 48 г, добавили избыток воды. Выделившийся газ пропустили через 0,2 М раствор сульфата кадмия объемом 10 л. Напишите уравнения происходящих реакций и рассчитайте конечную концентрацию сульфата кадмия (в моль/л). Предполагается, что весь газ вступает в реакцию.

23. Газ, выделившийся на аноде при промышленном получении алюминия, был пропущен до прекращения поглощения через раствор гидроксида калия (пл. 1,1) с массовой долей KOH 10,5 % объемом 1,456 л. Определите массовую долю образовавшейся соли и массу полученного алюминия.

24. Вычислите массы меди и алюминия в смеси массой 3 г, если при поглощении газа, выделившегося при обработке смеси избытком концентрированной азотной кислоты, потребовался раствор гидроксида натрия массой 10 г с массовой долей NaOH 24 %.

25. При растворении алюминия в соляной кислоте выделился газ объемом 6,72 л. Вычислите массу растворившегося алюминия.

26. Определите, в каком отношении следует взять навески алюминия и магния, чтобы при растворении их в растворе соляной кислоты выделились равные объемы газа.

27. Вычислите объем водорода, образующегося при действии избытка щелочи на алюминий массой 81 г.

28. Смесь алюминия и меди обработали раствором щелочи. Выделившийся газ после сжигания на воздухе привел к образованию воды массой 27 г. Вычислите массу алюминия в смеси.

29. Вычислите массу алюминия, необходимого для получения железа массой 112 г из магнитного железняка (Fe_3O_4).

30. Какой объем водорода выделится при взаимодействии алюминия массой 27 г с раствором гидроксида натрия (массовая доля NaOH 20 %) объемом 140 мл?

31. На выплавку алюминия массой 2 кг расходуется оксида алюминия массой 2,2 кг. Вычислите выход алюминия (в %) от теоретического.

32. На смесь алюминия и железа массой 50 г подействовали раствором гидроксида натрия (пл. 1,43) с массовой долей NaOH 40 %, при этом выделился газ объемом 11,2 л. Определите массовые доли металлов в смеси и объем щелочи, необходимый для осуществления реакции.

33. Вычислите массовую долю (в %) примесей в техническом алюминии, если при обработке его навески массой 9 г избытком раствора гидроксида натрия выделился газ объемом 10,6 л при нормальных условиях.

34. Вычислите массу раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 6 %, необходимого для реакции с раствором хлорида алюминия объемом 10 мл с массовой долей AlCl_3 5 % (пл. 1,04) до образования металалюмината NaAlO_2 .

35. Сколько требуется хлорида алюминия для приготовления 0,2 М раствора объемом 0,5 л?

§ 25. Металлы побочной подгруппы VI группы. Хром

В побочную подгруппу VI группы входят металлы хром Cr, молибден Mo, вольфрам W. В их атомах недостроен d -подуровень предпоследнего уровня.

За счет электронов наружного уровня и d -электронов предпоследнего уровня все эти металлы проявляют степень окисления +6, устойчивы также соединения молибдена и вольфрама со степенью окисления +4, а для хрома +3.

Все три элемента близки по химическим свойствам и чрезвычайно устойчивы при обычных температурах. При нагревании реагируют с галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием, бором. Образуют сплавы со многими металлами, главным образом с тяжелыми.

Но есть и существенные различия в химии этих металлов, которые можно объяснить величинами атомного радиуса, которые у молибдена и вольфрама близки и отличаются от значения радиуса хрома. В отличие от хрома у молибдена и вольфрама не встречается двухвалентное состояние, многочисленные и устойчивые комплексы Cr(III) не имеют подобия в химии Mo и W. Имеются отличия хрома от этих металлов по физическим свойствам: по твердости, по температурам кипения и плавления.

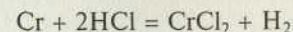
По распространению в природе Mo и W относятся к редким и рассеянным элементам, хром же значительно распространен в природе.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

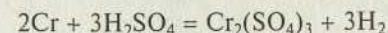
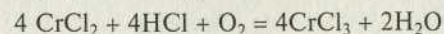
Задача 1. Как хром относится к разбавленным и концентрированным кислотам, щелочам?

Решение. При обычных условиях хром устойчив ко многим химическим реагентам, что обуславливает его широкое применение в качестве защитных покрытий.

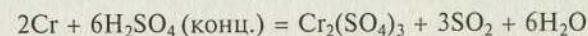
С соляной и разбавленной серной кислотами реагирует медленно после растворения оксидной пленки:



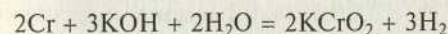
(без доступа воздуха), на воздухе легко окисляется:



В холодных азотной, концентрированной серной кислотах и царской водке не растворяется, так как происходит упрочнение оксидной пленки. В горячей концентрированной серной кислоте растворяется с выделением SO_2 :

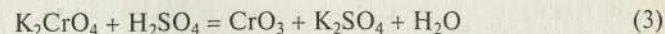
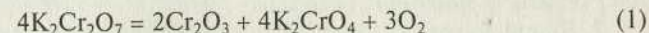


При высокой температуре хром реагирует с расплавленными щелочами:



Задача 2. При разложении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ получены кислород, хромат калия и оксид хрома(III). Весь выделившийся кислород прореагировал с хромом массой 20,4 г. В результате обработки хромата калия концентрированной серной кислотой образовался оксид хрома(VI). Сколько граммов оксида хрома(III) и оксида хрома(VI) было получено (считать объем кислорода приведенным к нормальным условиям)?

Решение. Уравнения происходящих реакций имеют следующий вид:



Исходя из уравнения (2), определяем объем израсходованного кислорода

$$\begin{array}{l} 4 \cdot 51 \text{ г Cr} \quad - \quad 3 \cdot 22,4 \text{ л O}_2 \\ 20,4 \text{ г Cr} \quad - \quad x \text{ л O}_2 \end{array} \quad x = \frac{20,4 \text{ г} \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ л}}{4 \cdot 51 \text{ г}} = 6,72 \text{ л O}_2$$

и массу полученного оксида хрома(III)

$$\begin{array}{l} 4 \cdot 51 \text{ г Cr} - 2 \cdot 150 \text{ г Cr}_2\text{O}_3 \\ 20,4 \text{ г Cr} - x \text{ г Cr}_2\text{O}_3 \end{array} \quad x = \frac{20,4 \text{ г} \cdot 2 \cdot 150 \text{ г}}{4 \cdot 51 \text{ г}} = 30 \text{ г Cr}_2\text{O}_3.$$

Исходя из уравнения (1), определяем массы образовавшихся Cr_2O_3 и K_2CrO_4 :

$$\begin{array}{l} 2 \cdot 150 \text{ г Cr}_2\text{O}_3 - 3 \cdot 22,4 \text{ л O}_2 \\ x \text{ г Cr}_2\text{O}_3 - 6,72 \text{ л O}_2 \end{array} \quad x = \frac{2 \cdot 150 \text{ г} \cdot 6,72 \text{ л}}{3 \cdot 22,4 \text{ л}} = 30 \text{ г Cr}_2\text{O}_3.$$

Всего получилось 60 г Cr_2O_3 .

$$\begin{array}{l} 4 \cdot 193 \text{ г K}_2\text{CrO}_4 - 3 \cdot 22,4 \text{ л O}_2 \\ x \text{ г K}_2\text{CrO}_4 - 6,72 \text{ л O}_2 \end{array}$$

$$x = \frac{6,72 \text{ л} \cdot 4 \cdot 193 \text{ г}}{3 \cdot 22,4 \text{ л}} = 77,2 \text{ г K}_2\text{CrO}_4.$$

Из уравнения (3) находим массу CrO_3 :

$$\begin{array}{l} 193 \text{ г K}_2\text{CrO}_4 - 99 \text{ г CrO}_3 \\ 77,2 \text{ г K}_2\text{CrO}_4 - x \text{ г CrO}_3 \end{array} \quad x = \frac{77,2 \text{ г} \cdot 99 \text{ г}}{193 \text{ г}} = 39,6 \text{ г CrO}_3.$$

Ответ: 60 г Cr_2O_3 и 39,6 г CrO_3 .

ВОПРОСЫ

1. Какое положение занимает хром в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева?
2. В чем отличие электронных структур и свойств элементов главной и побочной подгрупп VI группы?
3. Какие степени окисления характерны для хрома?
4. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; BaCrO_4 ; $(\text{BiO})_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
5. Какие свойства проявляют соединения Cr(III) и Cr(VI) в окислительно-восстановительных реакциях?
6. Почему при действии растворов Na_2S и K_2CO_3 на $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ выпадает осадок одинакового состава?
7. Какой металл следует взять для вытеснения хрома из CrCl_3 : а) Mg; б) Sn; в) Cu; г) Hg?
8. Какие из следующих веществ реагируют между собой:
а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и KOH; б) Cr_2O_3 и SiO_2 ; в) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и MgCl_2 ; г) K_2CrO_4 и H_2SO_4 ; д) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и NaOH; е) Cr_2O_3 и H_2O ?
9. В каких растворах будет растворяться Cr_2O_3 : а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) H_2SO_4 ; в) KNO_3 ?
10. Назовите следующие соединения хрома: K_2CrO_4 ; $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; CrSO_4 ; NaCrO_2 ; K_3CrO_3 . Какова степень окисления хрома в этих соединениях?
11. Какие реактивы надо добавить, чтобы из гидроксида хрома(III) получить: а) хромит натрия; б) сульфат хрома(III)?

12. Какие вещества получаются при прокаливании на воздухе: а) дихромата калия; б) дихромата алюминия?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Хром с кислородом образует оксид, содержащий кислород (массовая доля 23,5 %) и хром (76,5 %). Определите эквивалент хрома и напишите формулу его оксида.

2. Напишите уравнения реакций, которые позволяют определить химический характер оксидов Cr_2O_3 и CrO_3 . Какой объем раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 40 % (пл. 1,42) потребуется для растворения смеси этих оксидов массой 25,2 г, если массовая доля оксида хрома(III) в смеси 60,3 %?

3. К раствору $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с массовой долей 10 % массой 400 г прибавили ту же соль массой 20 г. Определите молярность полученного раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, если плотность его равна 1,15.

4. Напишите графические формулы следующих соединений: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$, $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$. Напишите уравнения реакций диссоциации этих соединений.

5. Какие продукты образуются при смешении растворов карбоната натрия и хлорида хрома(III), сульфида калия и сульфата хрома(III)? Составьте уравнения соответствующих реакций с учетом гидролиза образовавшихся солей.

6. Сколько оксида хрома(III) и азота (в объемных единицах) образуется при разложении дихромата аммония массой 27 г, содержащего массовую долю примесей 7,41 %?

7. CrO_3 может быть получен при обработке хромата бария избытком концентрированной азотной кислоты. Напишите уравнение реакции и определите массу CrO_3 , образованного из хромата бария массой 12,6 г.

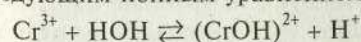
8. Как получить хром из дихромата натрия? Составьте уравнения реакций.

9. Оксид хрома(III) массой 114 кг восстановили алюминием. Определите массу алюминия, необходимую для восстановления оксида Cr(III), и массу полученного хрома.

10. Выведите формулу вещества, содержащего натрий (массовая доля 17,56 %), хром (39,7 %), кислород (42,74 %).

11. Составьте схему электролиза растворов $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и CrCl_3 , если: а) анод угольный; б) анод хромовый.

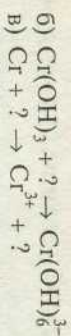
12. Составьте молекулярное уравнение гидролиза соли, выраженное следующим ионным уравнением:



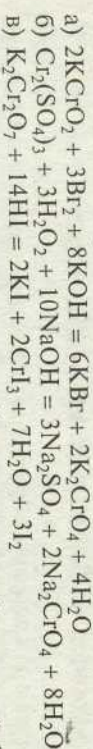
13. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, происходящих между: а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и HCl; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и KOH; в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и KOH; г) K_2CrO_4 и H_2SO_4 .

14. Приведите примеры реакций, при которых происходят процессы, выраженные схемой:





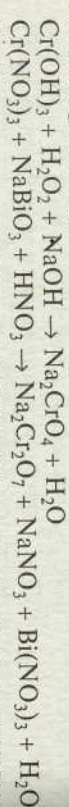
15. Напишите следующие уравнения реакций в ионной форме:



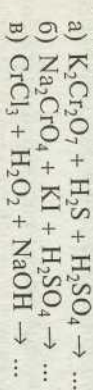
16. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, доказывающие амфотерный характер Cr_2O_3 и кислотный CrO_3 .

17. К раствору хлорида хрома(III) прибавили избыток раствора гидроксида натрия и к полученной жидкости добавили бромной воды. Какие соединения при этом образуются? Напишите уравнения реакций.

18. Для следующих окислительно-восстановительных реакций напишите электронные уравнения и расставьте коэффициенты:



19. Закончите уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



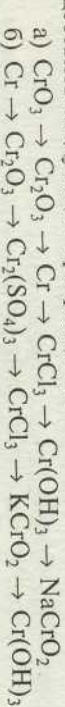
20. Пользуясь схемой, составьте уравнения реакций перехода хромата в дихромат и обратно:



21. Если в подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия опустить кусок цинка, то раствор приобретает зеленоватую окраску. Напишите соответствующее уравнение реакции.

22. К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия добавлен раствор железного купороса. Напишите уравнение происходящей реакции.

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



24. Сколько килограммов хромистого железняка с массовой долей $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ 30 % потребуется для получения хрома массой 200 кг, если процесс идет по уравнению:



25. При анализе вещества массой 8 г обнаружена кристаллизационная вода массой 3,46 г, сульфат калия массой 1,4 г, остальное — сульфат хрома(III). Определите формулу вещества.

26. Кристаллогидрат хлорида хрома массой 5,33 г теряет при полном обезвоживании воду массой 2,16 г. Установите формулу данного кристаллогидрата.

27. Сколько литров хлора выделится при взаимодействии 1 моль дихромата натрия с избытком соляной кислоты? Какое соединение хрома при этом получится?

§ 26. Металлы побочной подгруппы VII группы. Марганец

К побочной подгруппе VII группы относятся металлы марганец Mn, технеций Tc, рений Re.

Их атомы имеют на последнем электронном уровне по два электрона и по пять электронов на *d*-орбиталях предпоследнего электронного уровня. Следовательно, в химических реакциях марганец, технеций и рений могут образовывать соединения со степенью окисления от +1 до +7. Такие соединения имеются у марганца и рения, но соединения с валентностью 1 и 5 малохарактерны и нестойки. Для рения наиболее устойчивы соединения со степенью окисления +7, для технеция известны степени окисления +4, +6, +7.

Типичным представителем этой подгруппы является марганец. Он принадлежит к довольно распространенным в природе элементам (0,03 % от общего числа атомов земной коры).

Технеций в земной коре не встречается, он был искусственно получен в результате ядерных превращений.

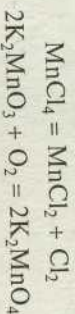
Рений хотя и содержится в земной коре, но является чрезвычайно редким элементом ($9 \cdot 10^{-9}$ %), тем не менее рений и его производные находят довольно широкое техническое применение.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Какие свойства проявляет оксид марганца(IV)? Какова прочность образованных при этом солей? Как ведет себя MnO_2 в присутствии окислителей? Может ли MnO_2 быть окислителем? Решите. MnO_2 проявляет амфотерные свойства, однако основные и кислотные свойства его соединений очень слабо выражены:



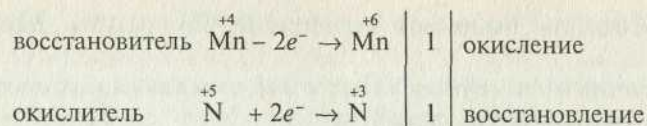
Получающиеся соли марганца(IV) неустойчивы и распадаются при незначительном нагревании:



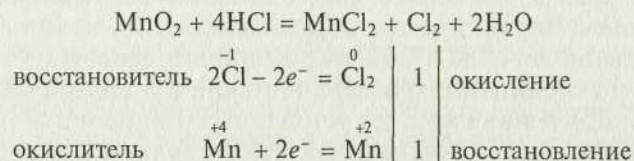
Марганец, находясь в промежуточной степени окисления +4 в составе оксида марганца(IV), может проявлять и восстановительные, и окислительные свойства.

При сплавлении со щелочами в присутствии окислителей MnO_2 проявляет восстановительные свойства, образуя соли марганцовистой кислоты H_2MnO_4 — манганаты:

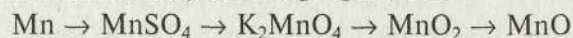




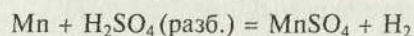
При взаимодействии с соляной кислотой MnO_2 проявляет окислительные свойства:



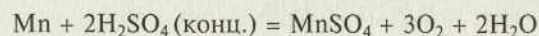
Задача 2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



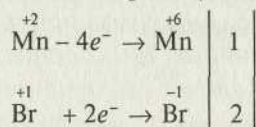
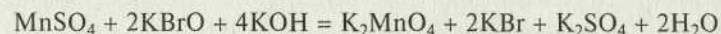
Решение. 1. Mn легко растворяется в кислотах:



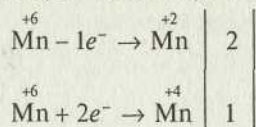
или



2. Соли двухвалентного марганца проявляют восстановительные свойства: сильными окислителями в кислой среде они переводятся в кислоты H_2MnO_4 и HMnO_4 , в щелочной среде — в их соли, например:



3. Реакция диспропорционирования K_2MnO_4 :



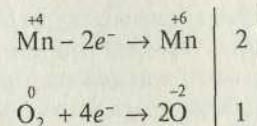
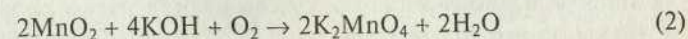
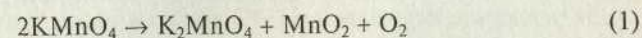
4. Оксид с меньшей степенью окисления — MnO — получается из оксидов с большей степенью окисления при восстановлении последних:



Задача 3. Кислород, выделяющийся при разложении перманганата калия и приведенный к нормальным условиям, был весь

израсходован на превращение оксида марганца(IV) в манганат калия в щелочной среде. Определите массу разложившегося перманганата калия и всего образовавшегося манганата калия, если в реакцию вступил раствор гидроксида калия (пл. 1,2) объемом 50 мл с массовой долей KOH 22 %.

Решение. Уравнения происходящих реакций будут иметь следующий вид:



Определяем массу KOH, вступившего в реакцию:

$$m = 50 \text{ мл} \cdot 1,2 \text{ г/мл} = 60 \text{ г},$$

$$m(\text{KOH}) = \frac{60 \text{ г} \cdot 22\%}{100\%} = 13,2 \text{ г}.$$

По уравнению (2) находим объем вступившего в реакцию кислорода и массу полученного манганата калия:

$$\begin{array}{lcl}
 4 \cdot 56 \text{ г KOH} & - & 22,4 \text{ л O}_2 \\
 13,2 \text{ г KOH} & - & x \text{ л O}_2
 \end{array} \quad x = \frac{13,2 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{4 \cdot 56 \text{ г}} = 1,32 \text{ л O}_2$$

$$\begin{array}{lcl}
 4 \cdot 56 \text{ г KOH} & - & 2 \cdot 197 \text{ г K}_2\text{MnO}_4 \\
 13,2 \text{ г KOH} & - & x \text{ г K}_2\text{MnO}_4
 \end{array}$$

$$x = \frac{13,2 \text{ г} \cdot 2 \cdot 197 \text{ г}}{4 \cdot 56 \text{ г}} = 23,2 \text{ г K}_2\text{MnO}_4.$$

По уравнению (1) находим массы KMnO_4 и K_2MnO_4 :

$$\begin{array}{lcl}
 2 \cdot 158 \text{ г KMnO}_4 & - & 22,4 \text{ л O}_2 \\
 x \text{ г KMnO}_4 & - & 1,32 \text{ л O}_2
 \end{array} \quad x = \frac{1,32 \text{ л} \cdot 2 \cdot 158 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 18,6 \text{ г KMnO}_4;$$

$$\begin{array}{lcl}
 2 \cdot 158 \text{ г KMnO}_4 & - & 197 \text{ г K}_2\text{MnO}_4 \\
 18,6 \text{ г KMnO}_4 & - & x \text{ г K}_2\text{MnO}_4
 \end{array}$$

$$x = \frac{18,6 \text{ г} \cdot 197 \text{ г}}{2 \cdot 158 \text{ г}} = 11,6 \text{ г K}_2\text{MnO}_4.$$

Всего K_2MnO_4 было получено: $23,2 \text{ г} + 11,6 \text{ г} = 34,8 \text{ г}$.

Ответ: 18,6 г KMnO_4 ; 34,8 г K_2MnO_4 .

ВОПРОСЫ

1. Какое место занимает марганец в Периодической системе? В чем сходство и в чем отличие его от элементов главных подгрупп?
2. Назовите наиболее распространенные минералы марганца.
3. Каким способом можно получить марганец в промышленности?
4. Чему равна степень окисления марганца в следующих соединениях: а) K_2MnO_4 ; б) $MnSO_4$; в) $Ca(MnO_4)_2$; г) $Mn(NO_3)_4$?
5. Как изменяются свойства оксидов марганца в ряду $MnO \rightarrow Mn_2O_3 \rightarrow MnO_2 \rightarrow MnO_3 \rightarrow Mn_2O_7$. Назовите эти соединения.
6. Назовите следующие гидроксиды марганца: $Mn(OH)_2$, $Mn(OH)_3$, $Mn(OH)_4$, H_2MnO_4 , $HMnO_4$. Охарактеризуйте их свойства.
7. В какой среде происходит реакция между перманганатом калия и восстановителем, если раствор: а) приобрел зеленую окраску; б) стал бесцветным; в) приобрел бурую окраску?
8. Какие состояния окисления наиболее характерны для марганца?
9. Какое положение занимает марганец в ряду стандартных электродных потенциалов? С какими из следующих солей он будет взаимодействовать: а) $SnSO_4$; б) $MgCl_2$; в) $Hg(NO_3)_2$; г) $AuCl_3$?
10. С какими из следующих веществ будет взаимодействовать марганец: а) H_2O ; б) O_2 ; в) KOH ; г) H_2SO_4 ; д) H_2 ?
11. Какие ионы содержатся в следующих растворах солей марганца: а) K_2MnO_3 ; б) $Ca(MnO_4)_2$; в) $Mn(NO_3)_2$; г) $NaMnO_4$?
12. Где применяются марганец и его соединения?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. В каком из природных минералов — MnO_2 (пиролюзит) или $MnCO_3$ (марганцевый шпат) — больше массовая доля (в %) марганца? Ответ подтвердите расчетами.
2. Чистый марганец получают электролизом водных растворов хлорида и сульфата марганца(II). Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе этих солей, если: а) анод угольный; б) анод марганцевый?
3. Технический марганец можно получить алюминотермическим способом по уравнению $3Mn_3O_4 + 8Al = 9Mn + 4Al_2O_3 + 2500 \text{ кДж}$. Напишите электронную схему для этой окислительно-восстановительной реакции. Сколько марганца образуется и сколько выделится теплоты, если в реакцию вступил Mn_3O_4 массой 45,8 г?
4. Для получения металлического марганца применяют три способа: силикотермический, алюминотермический и электролитический. Выпишите эти процессы химическими уравнениями.
5. Какой объем водорода выделится при взаимодействии марганца с парами воды и сколько гидроксида марганца(II) получится, если для реакции было взято марганца массой 15,5 г с массовой долей нерастворимых в воде примесей 29 %?

6. Для следующих оксидов марганца определите степень окисления: MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_3 , MnO , Mn_3O_4 , Mn_2O_7 . Классифицируйте их. Какое правило подтверждается с увеличением валентности элемента по кислороду?

7. Составьте уравнение реакции, происходящей при взаимодействии нитрата марганца(II) с оксидом свинца(IV) в кислой среде, если окисленным продуктом является марганцевая кислота.

8. Составьте уравнение реакции, происходящей при взаимодействии сульфата марганца(II) с бертолетовой солью в нейтральной среде, если окисленным продуктом является марганцовистая кислота, а восстановленным — газообразный хлор.

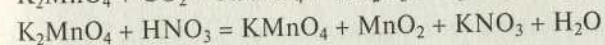
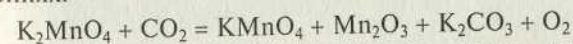
9. Составьте уравнения реакций, происходящих при взаимодействии перманганата калия: а) с нитритом калия в щелочной среде; б) с сульфитом калия в нейтральной среде; в) с цинком в сернокислой среде.

10. В присутствии сильных восстановителей, например $NaNO_2$, перманганат-ион MnO_4^- в кислой среде превращается в ион Mn^{2+} , в щелочной — в MnO_4^{2-} , в нейтральной — в MnO_2 . Напишите электронные и ионные уравнения реакций.

11. Напишите уравнения реакций, в которых MnO_2 проявляет: а) окислительные свойства; б) восстановительные свойства; в) в которых степень окисления не изменяется.

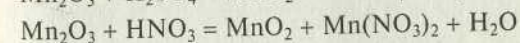
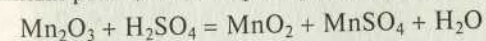
12*. Оксид марганца(IV), полученный при нагревании $Mn(NO_3)_2$, был растворен при нагревании в соляной кислоте. В результате выделился хлор объемом 2,24 л. А оксид азота(IV), полученный при разложении $Mn(NO_3)_2$, был поглощен раствором гидроксида калия массой 30 г с массовой долей KOH 40 %. Определите массу $Mn(NO_3)_2$ и массовую долю (в %) веществ в растворе, полученных при растворении NO_2 в KOH (газы брать при нормальных условиях).

13. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях:

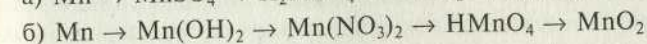
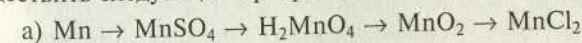


Как называются такие окислительно-восстановительные реакции?

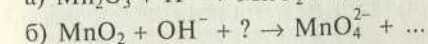
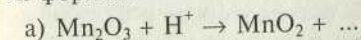
14. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в указанных реакциях диспропорционирования:

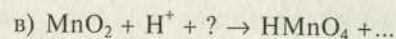


15. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

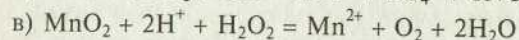
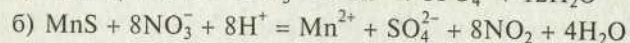
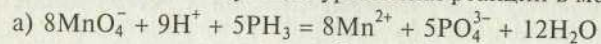


16. Закончите следующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:





17. Закончите следующие уравнения реакций в молекулярной форме:



18. Сколько граммов KMnO_4 потребуется для окисления Na_2SO_3 массой 12,6 г в щелочной и кислой средах?

19. Почему при сливании двух растворимых солей $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S не образуется осадка «телесного цвета» MnS ? Напишите уравнения реакций.

§ 27. Металлы побочной подгруппы VIII группы. Железо

В побочную подгруппу VIII группы входят три «триады» элементов: первую триаду образуют железо Fe, кобальт Co, никель Ni; вторую — рутений Ru, родий Rh, палладий Pd; третью — осмий Os, иридий Ir, платина Pt. Первую триаду элементов называют еще *семейством железа*, так как железо, кобальт и никель близки между собой по свойствам и существенно отличаются от остальных. Элементы второй и третьей триад объединяют в *семейство платиновых металлов*, близких по свойствам и распространению в природе.

На внешних орбиталях этих элементов содержится не более двух электронов, следовательно, для них не характерно присоединение электронов, что свидетельствует об их металлическом характере. Не завершены у этих элементов и предпоследние *d*-орбитали, чем и обусловлено образование соединений этих металлов со степенью окисления от +2 до +8.

Для Co, Ni характерны степени окисления +2, а для Fe +3. Для железа известна также степень окисления +6; у кобальта она не может быть больше +4, а у никеля — формально +4.

Для платиновых металлов известно большое число степеней окисления. Для платины характерны степени окисления +2 и +4; для иридия +3 и +4, для родия +3, для палладия +2. Высшая степень окисления +8 известна только для рутения и осмия и проявляется в соединениях RuO_4 и OsO_4 .

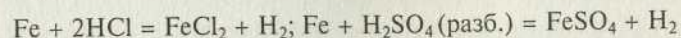
Общими свойствами всех элементов являются их металлический характер и склонность к образованию комплексных соединений. Из элементов семейства железа самым распространенным является железо.

Все платиновые металлы относятся к числу мало распространенных элементов. Встречаются почти всегда вместе и в основном в самородном состоянии с преобладанием платины над остальными металлами этого семейства.

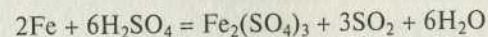
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. В химическом отношении железо довольно активный металл. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа с кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями. Как железо относится к растворам солей?

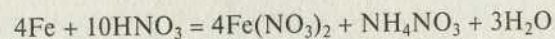
Решение. Разбавленные HCl и H_2SO_4 растворяют железо по уравнениям



В концентрированной H_2SO_4 железо при обычных условиях не растворяется, при нагревании реакция идет по уравнению

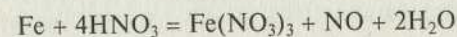


Разбавленная азотная кислота (пл. 1,034) на холоде растворяет железо:

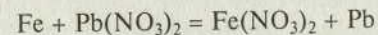


При незначительном увеличении концентрации азотной кислоты ($d = 1,073$) образуется смесь нитратов железа(II) и (III).

Под действием концентрированной HNO_3 на холоде так же, как и под действием концентрированной H_2SO_4 , железо становится пассивным из-за образования твердой защитной пленки. При нагревании с концентрированной азотной кислотой железо реагирует по уравнению

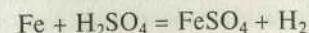


Исходя из расположения в ряду стандартных электродных потенциалов, железо вытесняет из растворов солей все последующие металлы, при этом образуются соли двухвалентного железа:



Задача 2. При восстановлении водородом смеси железа с оксидами железа(II) и (III) массой 4 г образовалась вода массой 0,846 г. При обработке смеси массой 4 г разбавленной серной кислотой выделился водород объемом 448 мл (условия нормальные). Определите массовые доли металлов в исходной смеси.

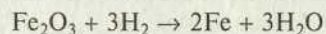
Решение. 1. Так как только железо из смеси взаимодействует с выделением водорода, определяем массу железа, содержащуюся в смеси:



$$\begin{array}{l} \text{из } 56 \text{ г Fe образуется } 22,4 \text{ л H}_2 \\ \text{из } x \text{ г Fe образуется } 0,448 \text{ л H}_2 \end{array} \quad x = \frac{0,448 \text{ л} \cdot 56 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 1,12 \text{ г Fe.}$$

Значит, в смеси масса оксидов составляет $4 \text{ г} - 1,12 \text{ г} = 2,88 \text{ г}$.

2. Определяем массу каждого оксида в смеси по образовавшейся воде в результате реакций восстановления оксидов железа водородом:



Обозначим массу оксида железа(II) через x , а оксида железа(III) — $(2,88 - x)$:

$$\begin{array}{l} \text{из } 72 \text{ г FeO} \text{ — } 18 \text{ г H}_2\text{O} \\ \text{из } x \text{ г FeO} \text{ — } a \text{ г H}_2\text{O} \end{array} \quad a = \frac{18x}{72};$$

$$\begin{array}{l} \text{из } 2 \cdot 80 \text{ г Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } 3 \cdot 18 \text{ г H}_2\text{O} \\ \text{из } (2,88 - x) \text{ г Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } a \text{ г H}_2\text{O} \end{array} \quad b = \frac{(2,88 - x) 3 \cdot 18}{160}.$$

Зная, что $a + b = 0,846$, составляем уравнение с одним неизвестным:

$$\frac{18x}{72} + \frac{(2,88 - x) 3 \cdot 18}{160} = 0,846,$$

отсюда

$$(2,88 - x) = 1,44 \text{ г}; x = 1,44 \text{ г}.$$

Таким образом, в смеси содержится 1,44 г FeO и 1,44 г Fe₂O₃.

3. Вычисляем массовую долю в (%) железа в смеси:

$$\begin{array}{l} 4 \text{ г смеси составляют } 100 \% \\ 1,12 \text{ г Fe составляет } x \% \end{array} \quad x = \frac{1,12 \text{ г} \cdot 100 \%}{4 \text{ г}} = 28 \%.$$

4. Массовая доля FeO и Fe₂O₃ в смеси:

$$\begin{array}{l} 4 \text{ г смеси составляют } 100 \% \\ 1,44 \text{ г оксида составляет } x \% \end{array} \quad x = \frac{1,44 \text{ г} \cdot 100 \%}{4 \text{ г}} = 36 \%.$$

Ответ. В смеси содержится 36 % FeO, 36 % Fe₂O₃ и 28 % Fe.

ВОПРОСЫ

1. Какое положение занимает железо в Периодической системе?
2. В каком виде железо встречается в природе? Назовите его важнейшие природные соединения.
3. Каким способом можно получить железо в лабораторных условиях?
4. Какие степени окисления характерны для железа?
5. Определите степень окисления железа в следующих соединениях: KFe(SO₄)₂; K₄[Fe(CN)₆]; K₃[Fe(CN)₆]; BaFeO₄.
6. Как получают железо из руд?
7. Что такое чугун, чем он отличается от стали?
8. Перечислите методы получения стали, их достоинства и недостатки.

9. С какими растворами будет взаимодействовать железо: а) KOH; б) H₃PO₄; в) AgNO₃; г) MgCl₂; д) KSCN? Ответ мотивируйте.
10. С какими веществами будет взаимодействовать оксид железа(III): а) H₂O; б) HCl; в) KOH; г) CuCl₂?
11. С какими веществами будет взаимодействовать гидроксид железа(III): а) HNO₃; б) KOH; в) ZnSO₄; г) H₂CO₃?
12. Какие оксиды и гидроксиды образует железо?
13. В чем сходство железа, кобальта, никеля?
14. Какие виды коррозии вы знаете и в чем их отличие?
15. Почему железо корродирует во влажном воздухе?
16. Чем отличается коррозия железа в кислой среде от коррозии в нейтральной?
17. Объясните принцип действия гальванического элемента.
18. В чем сущность электрохимической коррозии?
19. Назовите способы защиты от коррозии.
20. Анодным или катодным покрытием является олово для цинка, для железа?
21. Как протекает коррозия оцинкованного железа?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите массовую долю железа в его природных соединениях: FeCO₃ — сидерит (железный шпат); FeS₂ — пирит (серный колчедан); Fe₂O₃ · H₂O — лимонит (бурый железняк).
2. В состав магнитного железняка входит смешанный оксид Fe₃O₄. Сколько атомов двух- и трехвалентного железа входит в состав молекулы этого соединения? Определите массовую долю железа в этом соединении.
3. Какие реакции лежат в основе доменного процесса?
4. Сколько тонн чугуна можно выплавить из красного железняка массой 100 т с массовой долей оксида железа(III) 65 %?
5. Массовая доля кислорода в одном из оксидов железа составляет 22,2 %. Определите эквивалент железа и формулу его оксида.
6. Сколько килограммов железа можно восстановить алюминием из оксида железа(III) массой 3 г с массовой долей примесей 10 %?
7. Что происходит с железом при действии на него воды, кислорода и оксида углерода(IV)? Напишите уравнения реакций.
8. Какую массу соляной кислоты с массовой долей HCl 20 % необходимо взять для растворения железа массой 7,4 г?
9. Какой объем 2 М раствора соляной кислоты потребуется для растворения железа массой 0,56 г?
10. При растворении в горячей азотной кислоте с массовой долей HNO₃ 65 % (пл. 1,4) смеси железа и золота массой 9,5 г выделился оксид азота(II) объемом 2,8 л. Определите массовую долю железа в смеси и объем израсходованной кислоты.
11. Напишите структурные (графические) формулы и определите степень окисления железа в следующих его соединениях: а) FeS₂; б) K₂FeO₄; в) (FeOH)₂CO₃; г) FeHPO₄.

12. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

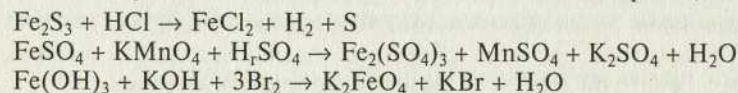
- а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- б) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- в) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$

13. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- а) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \dots$
- б) $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \dots$

14. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей железа: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; Fe_2S_3 ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$. Почему при смешении растворов FeCl_3 и K_2CO_3 выделяется CO_2 и образуется осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

15. Какие свойства проявляют соединения двух- и трехвалентного железа в следующих окислительно-восстановительных реакциях:



Закончите эти уравнения реакций.

16. Как получить берлинскую лазурь и турнбулеву синь? Напишите уравнения реакций.

17*. При растворении в соляной кислоте сплава железа, меди и алюминия массой 9 г выделился водород объемом 5,6 л, измеренный при нормальных условиях, и образовался нерастворившийся остаток массой 0,7 г. Определите массовые доли смеси.

18. Определите массовую долю железа в чугуна, если при обработке образца массой 6 г соляной кислотой выделился газ объемом 2,24 л (н.у.). Сколько миллилитров соляной кислоты (пл. 1,09) с массовой долей HCl 18,25 % вступило в реакцию?

19. Смесь цинка с железом, масса железа в которой составляет 5,6 г, обработана соляной кислотой (пл. 1,1) с массовой долей HCl 20 %. Какова масса этой смеси, если выделяется газ объемом 13,44 л (н.у.)? Какой объем кислоты был израсходован?

20*. При растворении в соляной кислоте смеси металлического железа с оксидом железа(II) массой 12,8 г израсходовано соляной кислоты объемом 66,36 мл с массовой долей HCl 20 % (пл. 1,1). Для полного окисления оксида железа(II) требуется весь кислород, выделившийся при разложении бертолетовой соли массой 2,042 г. Определите массовую долю железа и оксида железа в смеси.

21*. FeO и Fe_2O_3 массой 7,25 г восстановлены оксидом углерода(II). Образовавшийся оксид углерода(IV) поглощен 2,5 М раствором гидроксида натрия (пл. 1,10). Какой минимальный объем раствора NaOH необходим для поглощения образовавшегося оксида углерода(IV)? Определите массовую долю полученной соли в растворе.

22*. Имеется смесь Fe_3O_4 и Fe . Сколько воды получится при восстановлении Fe_3O_4 , содержащейся в смеси массой 3 г, если при растворении смеси массой 1 г в соляной кислоте выделился водород объемом 0,224 л, измеренный при нормальных условиях?

23*. Смесь железа с оксидом железа(II) и оксидом железа(III) массой 4 г была восстановлена водородом, при этом образовалась вода массой 0,846 г. При обработке этой смеси разбавленной серной кислотой выделился водород объемом 448 мл (н.у.). Определите массовую долю железа и оксида железа(II) и (III) в смеси.

24*. Железо, полученное алюминотермически из оксида железа(III) массой 11,7 г, вступило в реакцию с хлором, выделившимся при электролизе раствора хлорида натрия. Сколько миллилитров раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl 21 % (пл. 1,17) необходимо подвергнуть электролизу, чтобы прохлорировать все железо? Каков объем хлора, вступившего в реакцию с железом?

25*. Железную пластинку массой 40 г погрузили в раствор соли меди, затем промыли водой и высушили. Масса ее оказалась равной 41,6 г. Сколько металлической меди выделилось из раствора на пластинке? Сколько миллилитров азотной кислоты с массовой долей 96 % (пл. 1,5) необходимо затратить для снятия медного покрытия с пластинки?

26. Вычислите массу железа, которую можно получить из магнитного железняка Fe_3O_4 при его взаимодействии с алюминием массой 144 г.

27. Сколько литров водорода необходимо для восстановления железа из красного железняка Fe_2O_3 , если при этом образовалось железо массой 1,12 г?

28. При производстве стали оксид железа(II), смешиваясь с расплавом, окисляет примеси: кремний, фосфор, углерод. Сколько килограммов продуктов окисления получилось, если в расплаве содержались кремний массой 2,8 кг, фосфор массой 3,01 кг и углерод массой 1,2 кг?

29. Смесь железа с медью обработали раствором соляной кислоты с массовой долей HCl 20 % (пл. 1,1). Массовая доля железа в смеси составляет 35 %. Вычислите массу исходной смеси, если при реакции выделился газ объемом 244 мл при нормальных условиях, и объем кислоты, вступившей в реакцию.

30. Определите состав смеси железа с оксидом железа(II), если при обработке этой смеси серной кислотой массой 27,2 г и последующем выпаривании образовался $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 111,2 г.

31. Вычислите массу сульфата меди(II) и сульфата железа(II) в смеси массой 1,202 г, если при прибавлении к смеси избытка хлорида бария выпал осадок массой 1,086 г.

32. Вычислите, какой объем 2 М раствора соляной кислоты расходуется на растворение железа массой 0,56 г.

33. Рассчитайте объем 0,5 М раствора гидроксида натрия, требуемый для реакции с 0,1 М раствором хлорида железа(III) объемом 20 мл.

34. Сколько хлорида железа(III) необходимо для получения хлорида серебра массой 4,3 г?

35. Вычислите эквивалент железа, если при взаимодействии железа массой 22,4 г с хлором образуется хлорид массой 65 г.

Раздел II

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 8

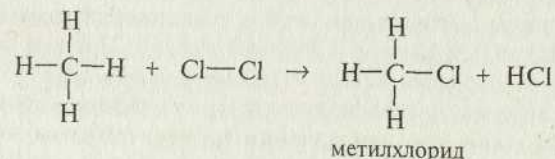
УГЛЕВОДОРОДЫ

§ 28. Предельные, или насыщенные, углеводороды (парафины, алканы)

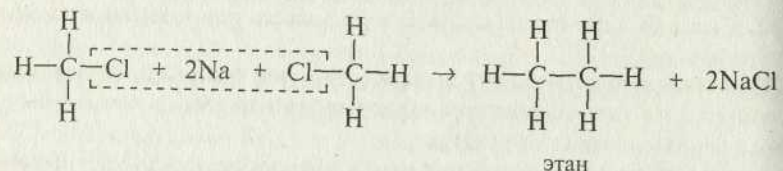
Предельными называются углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью, а все остальные валентности насыщены атомами водорода.

Предельные углеводороды имеют общую формулу C_nH_{2n+2} . Все углеродные атомы предельных углеводородов находятся в состоянии sp^3 -гибридизации, дают одинарные σ -связи.

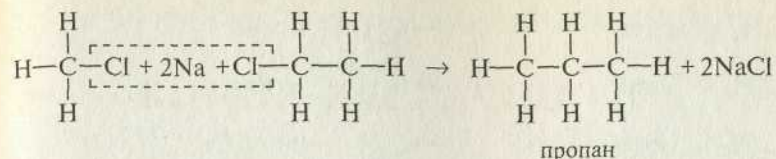
Простейшим представителем предельных углеводородов является метан CH_4 . Группы органических соединений можно объединить в гомологические ряды. Каждый член гомологического ряда отличается на группу $-CH_2-$, называемую гомологической разностью. Если на метан подействовать хлором, то образуется галогенопроизводное — метилхлорид:



из двух молекул которого в присутствии металлического натрия получаем другой предельный углеводород — *этан* (реакция Вюрца):



При действии на галогенопроизводные метана и этана металлическим натрием получаем углеводород *пропан*:



Таким образом можно получить и другие предельные углеводороды этого ряда.

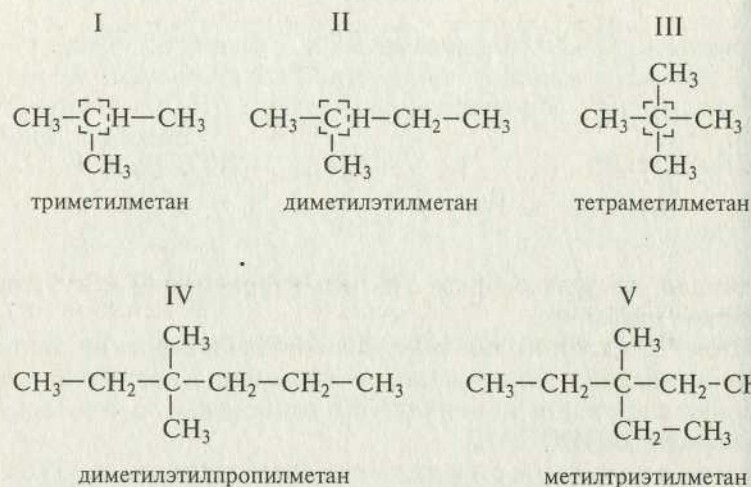
Гомологический ряд предельных углеводородов

Название углеводорода	Формула	Агрегатное состояние	Температура, °C	
			плавления	кипения
Метан	CH_4	Газ	-182	-162
Этан	C_2H_6	»	-171	-93
Пропан	C_3H_8	»	-190	-45
Бутан	C_4H_{10}	»	-138	-0,5
Пентан	C_5H_{12}	Жидкость	-130	+36
Гексан	C_6H_{14}	»	-95	+69
Гептан	C_7H_{16}	»	-91	+98
Октан	C_8H_{18}	»	-57	+124
Нонан	C_9H_{20}	»	-54	+150
Декан	$C_{10}H_{22}$	»	-30	+174
...				
Пентадекан	$C_{15}H_{32}$	»	+10	+270
...				
Триаконтан	$C_{30}H_{62}$	Далее твердые вещества	+70	+235

Изомерия и номенклатура. Если от молекулы предельного углеводорода отнять один атом водорода, то такой остаток называется *углеводородным радикалом*.

Названия одновалентных радикалов образуются из названий соответствующих предельных углеводородов, от которых они произошли, с заменой окончания *-ан* на *-ил*, например:

ляют в порядке усложнения, а если имеется несколько одинаковых заместителей, то перед их названием ставят греческие числительные (ди — два, три — три, тетра — четыре, пента — пять и т.д.). Например,

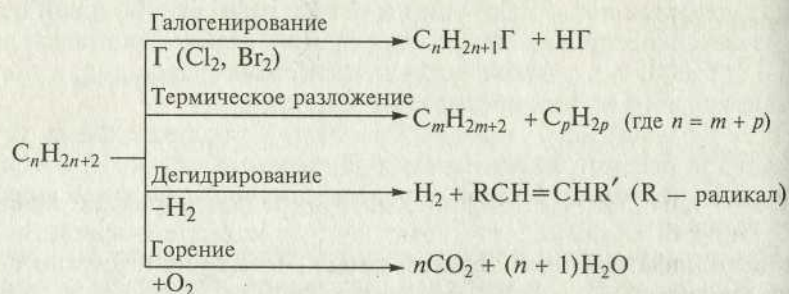


Чем сложнее формула, тем труднее ее назвать по рациональной номенклатуре, а иногда это невозможно сделать. Поэтому чаще используют названия по международной номенклатуре (ИЮПАК).

Приведенные выше структурные формулы по международной номенклатуре имеют следующие названия: соединение I — 2-метилпропан, II — 2-метилбутан, III — 2,2-диметилпропан, IV — 3,3-диметилгексан, V — 3-метил-3-этилпентан.

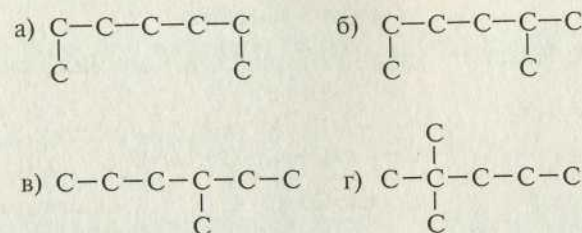
В дальнейшем, в зависимости от сложности, органические соединения будем называть по рациональной, современной международной номенклатуре, а в отдельных случаях применять тривиальные названия.

Ниже приведена схема, отображающая химические свойства предельных углеводородов:

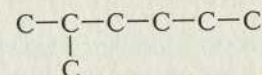


ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

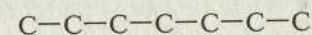
Задача 1. Какой из приведенных ниже углеродных скелетов изображает соединение, название которого начинается с префикса *изо*?



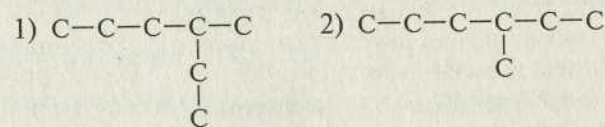
Ответ. Соединение (б), так как *изо*-соединение имеет одноуглеродное разветвление у предпоследнего атома длинной цепи. Выпрямив изгиб, получим скелетную формулу



Углеродный скелет (а) можно записать в виде

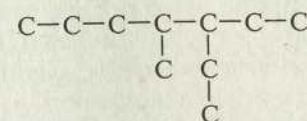


и с любым изгибом. Углеродный скелет (в) представляет или двухуглеродное разветвление у предпоследнего атома цепи (1), или одноуглеродное разветвление в середине цепи (2):

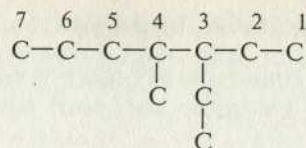


Формула (г) не является *изо*-соединением, так как у предпоследнего углеродного атома длинной цепи два разветвления.

Задача 2. Назовите предельный углеводород, имеющий углеродный скелет:

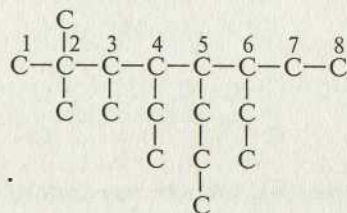


Решение. В этом соединении нумерацию определяет радикал этил как ближайший к краю цепи (локант) с цифрой 3, но метил по алфавиту предшествует этилу, поэтому в названии ставится первым:



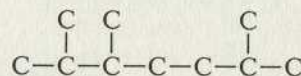
4-метил-3-этилгептан

Задача 3. Назовите алкан по приведенному ниже скелету:



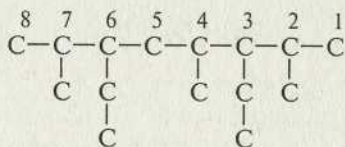
Ответ. 2,2,3-Триметил-5-пропил-4,6-диэтилоктан.

Задача 4. Назовите алкан по приведенному ниже скелету:



Ответ. Если замещающие группы имеются на одинаковых расстояниях от обоих концов цепи, то соединение называется 2,3,6-триметилгептан.

Задача 5. Назовите алкан по приведенному ниже скелету:

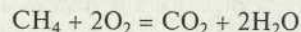


Ответ. 2,4,7-Триметил-3,6-диэтилоктан.

Задача 6. Природный газ содержит метан (объемная доля 85 %), этан (6 %), оксид углерода(II) (3 %), оксид углерода(IV) (4,5 %), азот и инертные газы (1,5 %). Какой объем воздуха необходим для сгорания 1 м³ этого газа? Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.

Решение. В 1 м³ природного газа содержится метан объемом 850 л, этан объемом 60 л и оксид углерода(II) объемом 30 л. Остальные газы не принимают участие в реакциях горения.

На сгорание 850 л метана расходуется:



1 объем CH₄ — 2 объема O₂

850 л CH₄ — x л O₂ x = 1700 л = 1,7 м³ O₂.

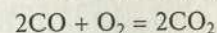
На сгорание 60 л этана расходуется:



1 объем C₂H₆ — 3,5 объема O₂ x = 210 л = 0,21 м³ O₂.

60 л C₂H₆ — x л O₂

На сгорание 30 л оксида углерода(II) расходуется:



2 объема CO — 1 объем O₂ x = 15 л = 0,015 м³ O₂.

30 л CO — x л O₂

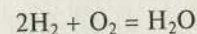
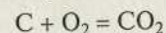
Таким образом, всего потребуется 1,7 + 0,21 + 0,015 = 1,925 м³ O₂. В 1 м³ воздуха содержится кислород объемом 210 л (0,21 м³), следовательно, для сгорания 1 м³ природного газа необходимо

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ м}^3 \text{ воздуха} - 0,21 \text{ м}^3 \text{ O}_2 \\
 x \text{ л воздуха} - 1,925 \text{ м}^3 \text{ O}_2
 \end{array}
 \quad x = \frac{1,925 \text{ м}^3 \cdot 1 \text{ м}^3}{0,21 \text{ м}^3} = 9,17 \text{ м}^3 \text{ воздуха.}$$

Задача 7. При сжигании газообразного углеводорода объемом 2,24 л (н.у.) получено оксида углерода(IV) массой 13,2 г и воды массой 7,2 г. Плотность газа по воздуху составляет 1,52. Найдите молекулярную формулу газа.

Решение. Молекулярная масса газа равна

$$M = 29D_{\text{в}} = 29 \cdot 1,52 = 44.$$



Масса углерода и водорода в 2,24 л углеводорода составляет:

$$\begin{array}{l}
 12 \text{ г углерода образует } 44 \text{ г CO}_2 \\
 x \text{ г углерода образует } 13,2 \text{ г CO}_2
 \end{array}
 \quad x = \frac{13,2 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 3,6 \text{ г C;}$$

$$\begin{array}{l}
 4 \text{ г водорода образует } 36 \text{ г H}_2\text{O} \\
 y \text{ г водорода образует } 7,2 \text{ г H}_2\text{O}
 \end{array}
 \quad y = \frac{7,2 \text{ г} \cdot 4 \text{ г}}{36 \text{ г}} = 0,8 \text{ г H.}$$

Масса углерода и водорода в сожженном газе составляет 3,6 + 0,8 = 4,4 г. Рассчитаем массу 2,24 л углеводорода:

$$\begin{array}{l}
 44 \text{ г} - 22,4 \text{ л} \\
 x \text{ г} - 2,24 \text{ л}
 \end{array}
 \quad x = \frac{2,24 \text{ л} \cdot 44 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 4,4 \text{ г.}$$

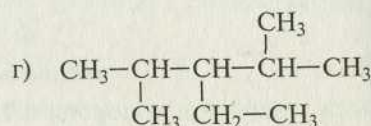
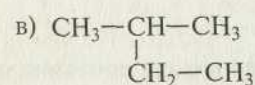
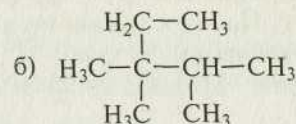
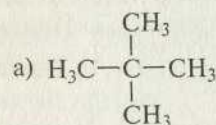
Значит, газ состоит из углерода и водорода. Следовательно,

$$\text{C} : \text{H} = \frac{3,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,3 : 0,8 = 1 : 2,66 = 2 : 5,32 = 3 : 7,98 = 3 : 8.$$

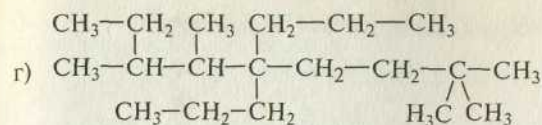
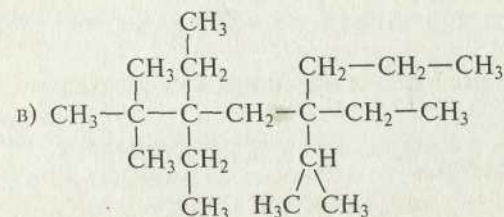
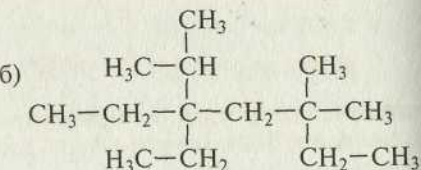
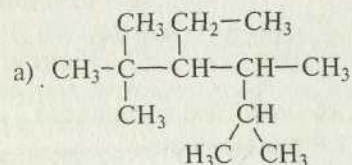
Формула газа C₃H₈.

ВОПРОСЫ

1. Какие органические соединения относятся к классу углеводородов?
2. Какие углеводороды называют предельными?
3. Что такое гомологический ряд и гомологическая разность?
4. Назовите предельные углеводороды с числом углеродных атомов от C_1 до C_{10} .
5. Какие из следующих углеводородов являются предельными: C_6H_{14} , C_2H_4 , $C_{10}H_{22}$, C_3H_8 , $C_{20}H_{42}$, C_6H_6 ?
6. Могут ли быть изомеры: а) у метана; б) у этана; в) у пропана?
7. Почему предельные углеводороды называют: а) насыщенными; б) алканами; в) парафинами?
8. Какие электроны участвуют в образовании химической связи в молекулах CH_4 , C_2H_6 , C_4H_{10} ?
9. Почему число атомов водорода в молекулах предельных углеводородов является четным?
10. С какими алканами и их производными вы встречаетесь в повседневной жизни?
11. Назовите по рациональной номенклатуре следующие насыщенные углеводороды:



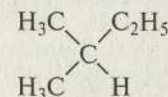
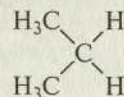
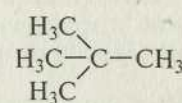
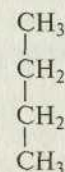
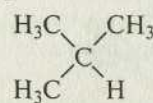
- 12*. Назовите по международной номенклатуре следующие соединения:



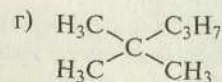
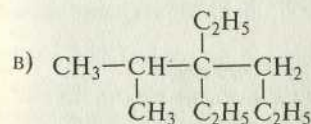
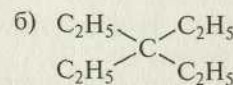
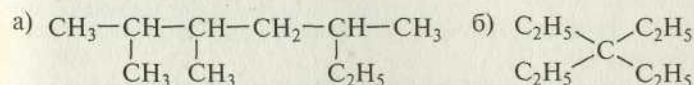
13. Какие углеводороды получаются при действии металлического натрия на галогенопроизводные: а) бромэтан; б) 1-бромпропан; в) 2-хлорпропан; г) 1-хлор-2-метилпропан?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

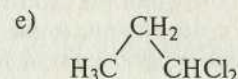
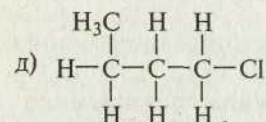
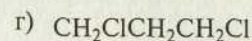
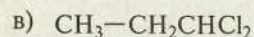
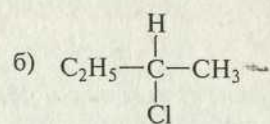
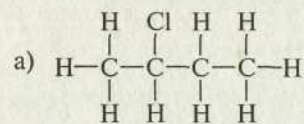
1. Напишите эмпирические и структурные формулы предельных углеводородов с неразветвленной цепью атомов углерода с C_1 по C_5 .
2. Напишите формулы радикалов метила, этила, бутила, амила.
3. Напишите структурные формулы всех пентанов; назовите каждый изомер по рациональной и женовской номенклатурам.
4. Напишите структурные формулы и назовите по международной номенклатуре следующие парафины: а) триметилэтилметан; б) диметилдиэтилметан; в) метилдиэтилизопропилметан; г) диметилдиизопропилметан; д) триизопропилметан.
5. Напишите структурные формулы и назовите по рациональной номенклатуре следующие алканы: а) 2,3-диметилпентан; б) 3-метил-3-этилпентан; в) 2,3,4-триметил-2-изопропилпентан; г) 2,2,4,4-тетраметилпентан; д) 2,4-диметил-3,3-диэтилпентан.
6. Назовите все соединения по рациональной и международной номенклатурам:



7. В следующих углеводородных соединениях найдите наиболее длинную цепь углеродных атомов, выпишите ее в горизонтальный ряд и назовите по международной номенклатуре:



8. Какие из указанных веществ являются изомерами:



Назовите их по рациональной и международной номенклатурам.

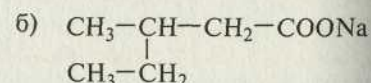
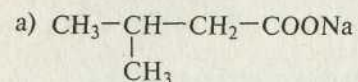
9. У каких из следующих веществ могут быть изомеры: $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2$, CH_3Cl , $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$, $\text{C}_3\text{H}_5\text{CHCl}_2$? Назовите по рациональной номенклатуре все указанные соединения. Ответ обоснуйте структурными формулами.

10. Напишите уравнения реакций последовательного окисления метана бромом и назовите все бромпроизводные.

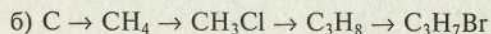
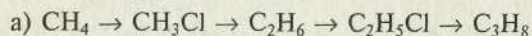
11. Как можно получить пропан и бутан, если даны следующие вещества: метан, металлический натрий, хлор? Укажите условия проведения реакций.

12. Какой объем метана выделится: а) при гидролизе Al_4C_3 массой 72 г; б) из безводного ацетата натрия массой 4,1 г?

13. Какие углеводороды получают при нагревании следующих солей органических кислот с твердым гидроксидом натрия:



14. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



15. Выведите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 85,7 %) и водород (14,3 %). Плотность паров по водороду равна 21.

16. Выведите формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 81,8 %) и водород (18,2 %).

17. Определите молекулярную формулу вещества, содержащего углерод (массовая доля 83,72 %) и водород (16,28 %), если молекулярная масса вещества равна 86.

18. Вычислите плотность этана по воздуху и водороду.

19. Сколько кислорода необходимо для сжигания метана: а) массой 4 г; б) количеством вещества 0,1 моль; в) объемом 10 л?

20. Какой объем водорода образуется в результате конверсии метана объемом 10 м³ водяным паром?

21. Определите массу сажи, образующуюся при пиролизе метана объемом 20 м³.

22. Сколько кубических метров кислорода (н.у.) будет израсходовано на сжигание газовой смеси объемом 2 м³, состоящей из метана (массовая доля 75 %), этана (15 %) и водорода (5 %)?

23*. При сожжении вещества, содержащего углерод, водород и хлор, было получено CO_2 массой 13,2 г и H_2O массой 6,3 г. При определении хлора из такой же навески получен хлорид серебра массой 14,35 г. Определите формулу вещества, если плотность его паров по воздуху равна 2,707.

24. Какой объем воздуха расходуется при полном сгорании одного литра метана при нормальных условиях?

25. Какой объем воздуха необходим для сжигания природного газа объемом 2 м³, содержащего метан (массовая доля 90 %), этан (5 %), диоксид углерода (3 %), азот (2 %)?

26. Какова масса 1 л пентана при нормальных условиях?

27. Один литр газа при нормальных условиях имеет массу 2,58 г. Вычислите его относительную молекулярную массу и плотность по воздуху.

28. Напишите формулу гомолога метана, при сгорании которого образуется в пять раз больше диоксида углерода.

29. Какой объем метана потребуется для взаимодействия с 1 л хлора при нормальных условиях для образования метилхлорида?

30. Напишите формулу гомолога метана, если известно, что масса 5,6 л его при нормальных условиях составляет 11 г.

31. Сколько граммов метилхлорида образуется при хлорировании метана объемом 10 л при нормальных условиях?

32. Определите содержание углерода в 1 м³ природного газа, состоящего из метана (92 %), этана (4 %) и негорючих примесей.

33. Определите молекулярную формулу газообразного вещества, если его плотность по воздуху равна двум, а массовая доля углерода 82,76 % и водорода 17,24 %.

34. При сжигании газообразного углеводорода образовался оксид углерода(IV) массой 3,3 г и вода массой 2,02 г. Плотность его по воздуху составляет 1,04. Напишите структурную формулу углеводорода.

35. Сколько метана можно получить из 3 моль ацетата натрия: количество в молях; массу в граммах; объем в литрах при нормальных условиях.

36. Взрывоопасная смесь метана с воздухом содержит массовую долю метана от 5 до 15 %. Вычислите массу метана в 1 м³ смеси при минимальном и максимальном взрывных пределах.

§ 29. Непредельные углеводороды

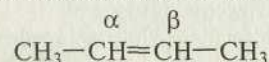
Непредельными называют такие углеводороды, в молекулах которых не все связи атомов углерода насыщены, т. е. между ними имеются двойные и тройные связи.

Непредельные углеводороды с одной двойной связью — алкены (этиленовые углеводороды, олефины)*. Гомологический ряд непредельных углеводородов ряда этилена имеет общую формулу C_nH_{2n} .

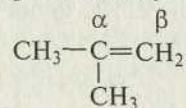
Гомологический ряд непредельных углеводородов ряда олефинов

Молекулярная формула	Формула строения	Название по номенклатуре		Температура кипения, °C
		тривиальной	международной	
C_2H_4	$H_2C=CH_2$	этилен	этен	-103
C_3H_6	$H_2C=CH-CH_3$	пропилен	пропен	-48
C_4H_8	$H_2C=CH-CH_2-CH_3$	бутилен	бутен	-6
C_5H_{10}	$H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_3$	амилен	пентен	+39

Номенклатура этиленовых углеводородов. Названия этиленовых углеводородов по рациональной номенклатуре производятся от названий соответствующих предельных углеводородов с заменой окончания *-ан* на *-илен*. Часто рациональная номенклатура рассматривает олефины как производные этилена, у которых один или несколько атомов водорода замещены на другие углеводородные радикалы. Для определения положения радикалов у разных атомов этиленового скелета вводятся греческие буквы α и β :

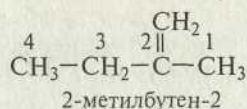
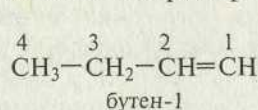


симм-диметилэтилен,
или α, β -диметилэтилен

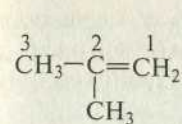


несимм-диметилэтилен,
или α, α -диметилэтилен

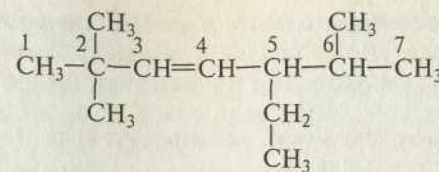
По международной номенклатуре окончание *-ан* для предельных углеводородов заменяют в названиях непредельных углеводородов на *-ен*. Выбирают углеродную цепь, включающую двойную связь (если даже она не является самой длинной), и нумеруют начиная с того конца, где ближе всего расположена двойная связь. В конце названия ставят цифру, указывающую углеродный атом при двойной связи. Например:



* Соединения называют «олефинами» (от лат. маслородный газ) потому, что галогенопроизводные этого ряда представляют собой маслообразные продукты.



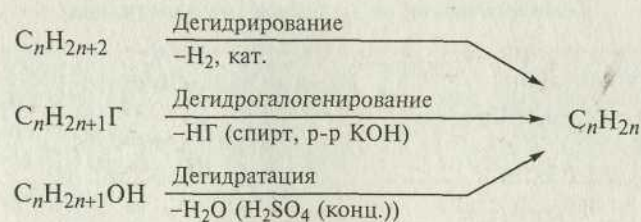
2-метилпропен-1



2,2,6-триметил-5-этилгептен-3

Углеродные атомы этилена, связанные двойной связью, находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Имея в молекуле двойную связь, состоящую из σ - и π -связей, этилен и его гомологи склонны к реакциям присоединения за счет разрыва π -связей.

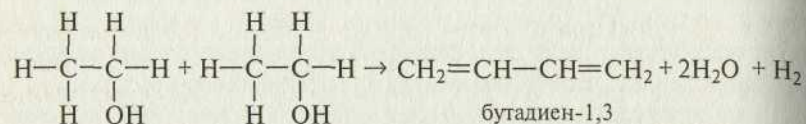
Ниже приведены схемы, отражающие химические свойства и получение этиленовых углеводородов:



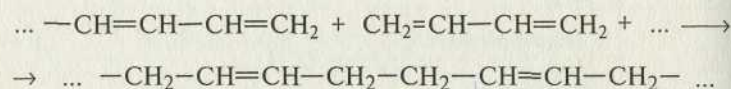
Непредельные углеводороды с двумя двойными связями, или диеновые углеводороды. В молекулах диеновых углеводородов возможно различное расположение двух двойных связей: у одного углеродного атома ($=C=$) — так называемые кумулированные двойные связи; две двойные связи в молекуле разделены одной простой ($-C=C-C=C-$) — сопряженная связь.

Остановимся на отдельных представителях с сопряженной связью. Характерной особенностью углеводородов этого ряда является их способность легко полимеризоваться. Свойства этих полимеров во многом похожи на свойства натурального каучука.

Синтез каучука по способу С. В. Лебедева состоял из двух стадий: получения бутадиена из этилового спирта в присутствии катализаторов Al_2O_3 и ZnO :



затем полимеризации бутадиена в присутствии металлического натрия:



В настоящее время значительное внимание уделяется получению бутадиена пиролизом нефтяных фракций. При пиролизе бензолов и других жидких нефтяных углеводородов одновременно с этиленом и пропиленом получают углеводороды C_4 (*n*-бутилен, изобутан, бутадиен).

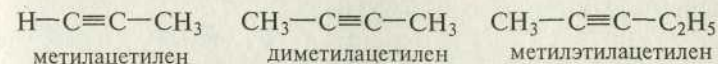
Непредельные углеводороды с тройной связью — алкины. Простейшим представителем ряда алкинов является ацетилен C_2H_2 или $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$. Из ацетилена путем замещения в его молекуле атомов водорода можно получить другие члены гомологического ряда углеводородов с одной тройной связью. Их общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Гомологический ряд алкинов (ряд ацетилена)

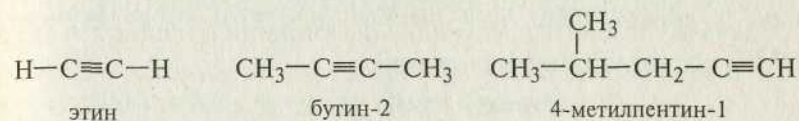
Молекулярная формула	Формула строения	Название по номенклатуре		Температура кипения, °C
		тривиальной	международной	
C_2H_2	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	ацетилен	этин	-82
C_3H_4	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	метилацетилен	пропин	-23
C_4H_6	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	этилацетилен	бутин-1	+18
	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	диметилацетилен	бутин-2	+26

Названия алкинов строятся по такому же принципу, что и алканов.

По рациональной номенклатуре соединение рассматривается как производное ацетилена, у которого один или оба атома водорода замещены на радикалы:

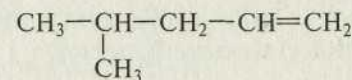


По международной номенклатуре названия ацетиленовых углеводородов происходят от названий соответствующих алканов, в которых окончание *-ан* заменяется на *-ин*, положение тройной связи обозначается в конце слова:

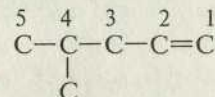


ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Назовите непредельный углеводород с одной двойной связью по международной номенклатуре:

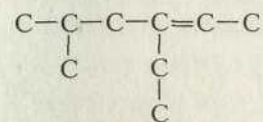


Решение. Названия алкенов образуются из названий соответствующих алканов заменой *-ан* на *-ен*. Нумерацию углеродной цепи начинаем с того конца, который ближе к двойной связи:



Положение двойной связи (с номерами 1 и 2) указываем меньшим номером атома, участвующего в образовании двойной связи, следовательно, алкен будет называться 4-метилпентен-1.

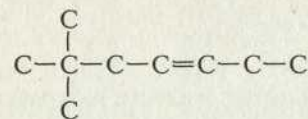
Задача 2. По следующему скелету алкена назовите углеводород по международной номенклатуре:



Ответ. 5-Метил-3-этилгексен-2.

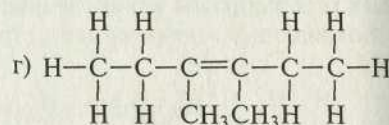
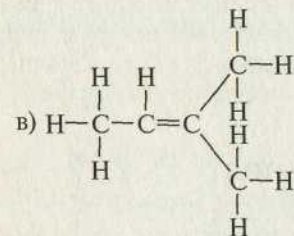
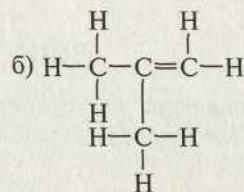
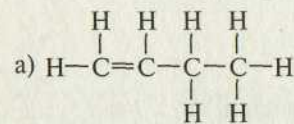
Задача 3. Назовите следующий непредельный углеводород по углеводородному скелету с двумя двойными связями:

6. Каково правильное название алкена с углеродным скелетом

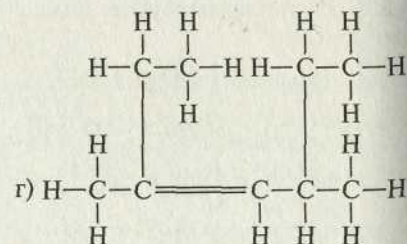
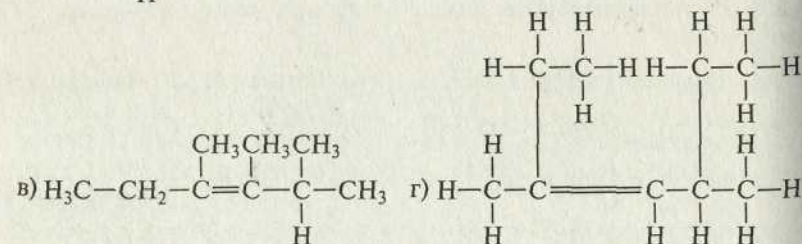
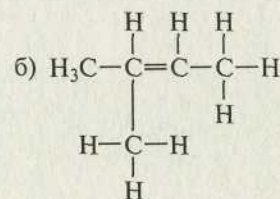
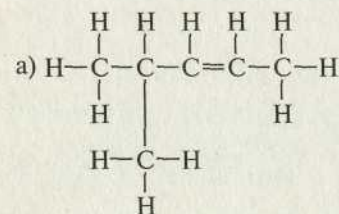


- а) 2-диметилгептен-3; б) 6,6-диметилгептен-3; в) 6,6-диметилгептен-4; г) 2,2-диметилгептен-4?

7. Как называются по рациональной номенклатуре следующие алкены:



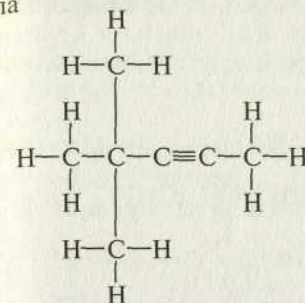
8. Назовите по систематической номенклатуре следующие непредельные углеводороды:



9. Какая из приведенных ниже сокращенных структурных формул соответствует 3-метилгексациену-2,4:

- а) $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CHCH}=\text{CHCH}_3$ б) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}=\text{CHCH}_3$
в) $\text{H}_2\text{C}=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ г) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$

10. Какому из приведенных названий соответствует структурная формула



- а) 2,2-диметилпентин-3; б) 4,4-диметилпентин-2; в) 2-диметилпентин-4; г) 4,4-диметилпентин-3?

11. Какие реакции называются реакциями полимеризации? При каких условиях они протекают?

12. В чем заключаются особенности тройной связи и ее отличие от двойной связи?

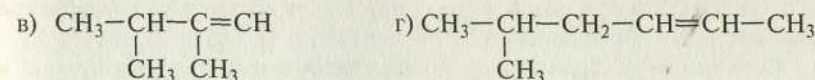
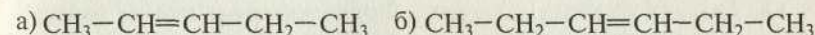
ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите структурные формулы: а) этилэтилена; б) пропилэтилена; в) *симм*-диметилэтилена; г) *несимм*-метилэтилэтилена; д) *несимм*-метилизопропилэтилена; е) *симм*-диизопропилэтилена.

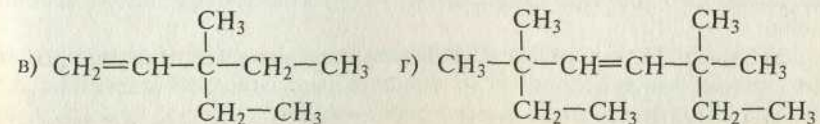
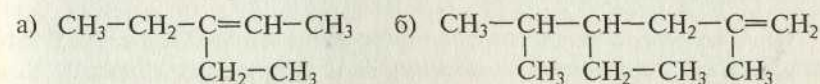
2. Напишите структурные формулы: а) α,β -метилэтилэтилена; б) α,β -этилизопропилэтилена; в) α,α -метилэтилэтилена; г) α,α -метилизобутилэтилена.

3. Напишите структурные формулы: а) 2-метилбутена-2; б) 2-метилпропена-1; в) 2,3-диметилгексена-3; г) 2,5,5-триметилгексена-2; д) 2,2,6-триметил-4-этилгептена-3.

4. Назовите по рациональной номенклатуре следующие непредельные углеводороды

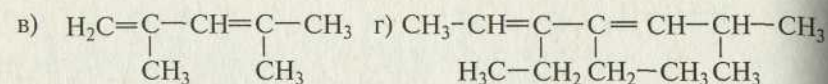
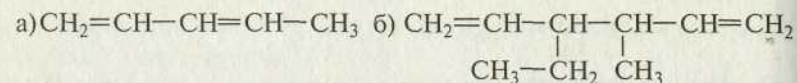


5. Назовите по международной номенклатуре следующие алкены:



6. Напишите структурные формулы: а) 2-метилбутадиена-1,3; б) 2-метилгексадиена-1,5; в) 2,4-диметилпентадиена-2,4; г) 2-метилпентадиена-1,3.

7. Назовите по международной номенклатуре следующие диеновые углеводороды:



8. Какие олефины могут быть получены при дегидрировании: а) изобутана; б) диметилэтилметана; в) 2-метилпентана; г) пропана? Напишите сокращенные структурные формулы.

9. Какие углеводороды и в каком количестве получаются при дегидратации 10 кг: а) этилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$; б) пропилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$?

10. Сколько и каких углеводородов получится при взаимодействии спиртового раствора гидроксида натрия объемом 500 мл (пл. 0,7) с массовой долей NaOH 40 % на следующие галогенопроизводные: а) 1-хлорпропан; б) 2-хлорбутан?

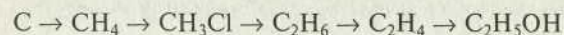
11. Сколько граммов брома могут присоединить: а) бутен-2 массой 2,8 г; б) α,β -метилэтилэтилен массой 3,5 г; в) несим-метилпропилэтилен массой 4,2 г?

12. Какой объем водорода необходим для гидрирования смеси газов массой 12,4 г, содержащих этилен (массовая доля 22,58 %), пропен (32,26 %) и бутен-2 (45,16 %)? Напишите соответствующие уравнения реакций.

13. Смесь этана и этилена массой 2,5 л пропущена через раствор брома в воде. При этом образовался 1,2-дибромэтан массой 4,7 г. Определите объемную долю газов в смеси.

14. Диоксид углерода, полученный при сжигании этилена массой 8,4 л (н.у.), поглощен раствором гидроксида натрия объемом 472 мл, массовая доля NaOH в котором 6 % (пл. 1,06). Каков состав образующейся соли и какова ее концентрация (в %)?

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



16. Сколько граммов галогенопроизводного образуется в результате взаимодействия пропилена объемом 1,12 л с хлороводородом? Выразите реакцию в структурных формулах, учитывая правило Марковникова.

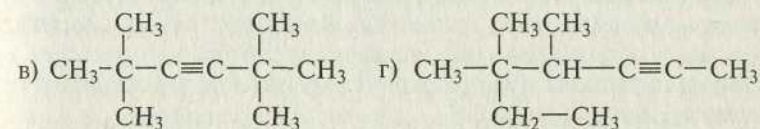
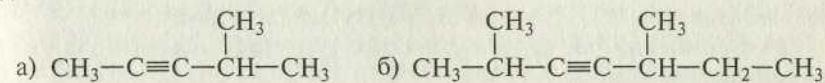
17. Какой объем займет выделившийся водород при дегидрировании *n*-бутана объемом 500 м³, если объем образованного бутадиена-1,3 составил 400 м³?

18. Сколько литров дивинила образуется из раствора этилового спирта (пл. 0,79) объемом 2 л, массовая доля $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в котором 95 %? Выход дивинила составляет 90 % от применяемого сырья.

19. Напишите структурные формулы: а) диэтилацетилена; б) метил-изопропилацетилена; в) пропилизопропилацетилена; г) этилпропилацетилена.

20. Напишите структурные формулы: а) бутина-1; б) пентина-2; в) 4,4-диметилпентина-2; г) 2,2,5-триметилгексина-3.

21. Назовите по международной номенклатуре следующие углеводороды:



22. Определите массу карбида кальция, получающуюся при сплавлении оксида кальция массой 28 кг с углем массой 30 кг.

23. На технический карбид кальция массой 120 кг действовали водой. При этом образовался газ объемом 33,6 м³. Определите массовую долю чистого карбида кальция в техническом.

24*. Ацетилен, полученный из технического карбида кальция, с массовой долей примесей 7 % пропустили через раствор брома (избыток) в тетрагидриде углерода, при этом образовался бромид массой 34,6 г. Сколько граммов технического карбида кальция было израсходовано? Сколько литров ацетилена образовалось (условия нормальные)?

25. Вычислите массовую долю раствора гидроксида кальция, полученного при взаимодействии карбида кальция массой 32 г с водой объемом 200 мл.

26. Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из ацетилена объемом 50 л по реакции Кучерова, учитывая, что выход альдегида составляет 90 % от теоретического?

27. Какой объем ацетилена необходимо затратить для получения бензола массой 40 кг?

28. Сколько граммов хлорвинила получится при взаимодействии ацетилена объемом 30 л и хлороводорода объемом 20 л? Определите массовую долю израсходованного газа.

29. Какой объем водорода необходимо затратить для гидрирования смеси объемом 10 л, состоящей из этена (массовая доля 20 %) и этина (80 %)? Какой объем этана при этом получится?

30. Сколько литров воздуха потребуется для полного сжигания смеси объемом 50 л, состоящей из этилена (массовая доля 60 %) и ацетилена (40 %)?

31*. Для поглощения оксида углерода(IV), образовавшегося при сжигании смеси метана и ацетилена объемом 6,72 л, потребовался раствор гидроксида калия (пл. 1,46) объемом 34,25 мл с массовой долей KOH 44,8 %.

Определите массовую долю веществ в исходной смеси и рассчитайте концентрацию раствора после поглощения оксида углерода(IV), если при реакции образовалась кислая соль?

32*. При пропускании оксида углерода(IV), образовавшегося при полном сгорании смеси пропилена и ацетилена (н.у.) объемом 336 мл, в известковую воду образовался осадок массой 4 г. Определите состав исходной смеси углеводородов в процентах по объему.

33. Сколько литров кислорода (н.у.) потребуется для полного сгорания ацетилена массой 6,5 г? Какой объем водного раствора едкого натра с массовой долей NaOH 25 % был взят для поглощения образующегося оксида углерода(IV), если при этом получилась средняя соль?

34. Сколько литров воздуха и кислорода потребуется для полного сгорания ацетилена массой 13 кг?

35. При взаимодействии аммиачного раствора оксида серебра с ацетиленом выделился водород массой 8 г. Вычислите расход ацетилена в литрах и массу образовавшегося ацетиленида серебра.

36. Сколько литров кислорода при нормальных условиях расходуется на сжигание 1 моль пропилена?

37. Вычислите число молекул пропана, приходящихся на одну молекулу пропилена, если смесь пропана и пропилена массой 8,6 г поглощает бром массой 16 г.

38. Вычислите объем этана, который можно получить из этилена объемом 100 м³ при нормальных условиях путем насыщения его водородом.

39. Сколько литров этана при нормальных условиях получится при взаимодействии ацетилена массой 39 г с водородом объемом 50 л?

40. Определите объем хлороводорода при нормальных условиях и массу сажи, образующихся при сгорании в хлоре ацетилена массой 130 г.

41. Воздух, содержащий массовую долю примеси ацетилена от 2,5 до 8,3 %, при нагревании взрывается. Вычислите объем ацетилена в литре воздуха, при котором может произойти взрыв.

42. Сколько граммов брома может присоединиться к этилену объемом 1,12 л при нормальных условиях?

43. При сжигании газа объемом 4,48 л образовались оксид углерода (IV) массой 13,44 г и вода массой 10,8 г. Масса одного литра этого газа при нормальных условиях равна 1,875 г. Определите истинную формулу газа.

44. Определите объемы этилена и хлора при нормальных условиях, необходимые для получения дихлорэтана массой 19,8 г.

45. При пропускании этилового спирта массой 92 г над нагретым оксидом алюминия получен этилен объемом 40 л, измеренный при нормальных условиях. Вычислите выход этилена (в %) от теоретически возможного.

§ 30. Ароматические углеводороды. Бензол

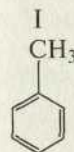
Название «ароматические соединения» возникло во второй половине XIX в. К ароматическим соединениям относили ряд веществ, получаемых из природных смол, эфирных масел, обладающих приятным запахом.

В настоящее время это название не имеет никакого отношения к запаху, так как получено громадное количество производных бензола без запаха, а некоторые с неприятным запахом. Было установлено, что в основе ряда этих соединений лежит ядро углеводорода бензола C_6H_6 .

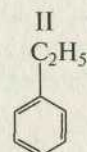
Рассматривая структуру бензола, следует учесть, что каждый атом углерода в бензоле находится в состоянии sp^2 -гибридизации. Он связан с соседними атомами углерода и атомом водорода тремя σ -связями. У каждого атома углерода бензольного кольца электронные облака четвертого электрона (p -электрона), не участвующего в гибридизации, перекрываются над и под плоскостью кольца. В результате шесть p -электронов образуют общее π -электронное облако для всех атомов углерода (бензольное кольцо). Все связи между атомами углеродов в бензоле равноценны, чем обусловлены характерные свойства бензольного кольца.

Гомологи бензола можно рассматривать как производные бензола, в котором один или несколько атомов водорода замещены различными углеводородными радикалами. Общая формула гомологического ряда бензола C_nH_{2n-6} .

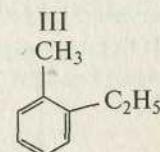
Названия углеводородов ряда бензола по рациональной номенклатуре составляют из названий радикалов боковых цепей с добавлением окончания «бензол». Например:



метилбензол



этилбензол

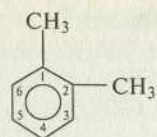


1-метил-2-этилбензол

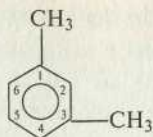
Эти же углеводороды можно рассматривать как производные соответствующего углеводорода жирного ряда, у которого один атом водорода замещен на одновалентный радикал бензола — C_6H_5 , называемый фенилом. В этом случае первые два углеводорода называются: I — фенилметан, II — фенилэтан.

Некоторые гомологи бензола имеют эмпирические (тривиальные) названия. Так, например, метилбензол $C_6H_5CH_3$ называют толуолом; диметилбензол $C_6H_4(CH_3)_2$ — ксилолом и т.д.

При наличии в бензольном кольце одного заместителя изомеров не может быть, так как все углеродные атомы в бензоле равноценны. В зависимости от расположения двух и более заместителей относительно друг друга в ароматическом ряду имеет место изомерия. Так, диметилбензол $C_6H_4(CH_3)_2$ или ксилон может существовать в виде трех изомеров. Для обозначения положения заместителей в бензольном кольце атомы углерода нумеруют:



1,2-диметилбензол



1,3-диметилбензол



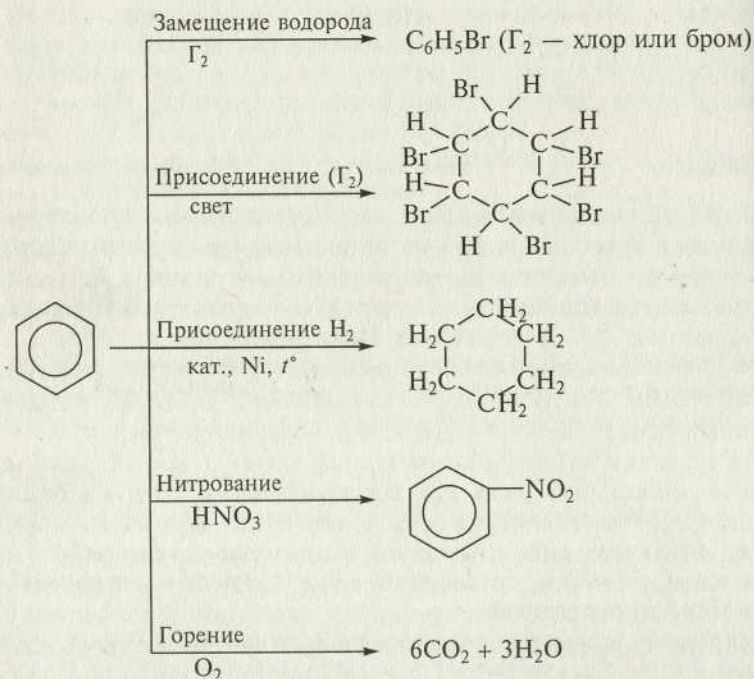
1,4-диметилбензол

Кроме цифровых обозначений заместителей применяются и другие: 1) если заместители находятся у соседних атомов углерода, то изомеры с таким расположением называются *орто*-изомерами, следовательно, 1,2-диметилбензол называется *орто*-диметилбензолом или *о*-диметилбензолом;

2) если заместители находятся у атомов углерода, разделенных еще одним атомом углерода, то изомеры с таким расположением называются *мета*-изомерами, следовательно, 1,3-диметилбензол называется *мета*-диметилбензолом или *м*-диметилбензолом;

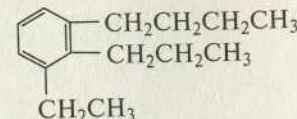
3) если заместители находятся у атомов углерода, разделенных двумя атомами углерода, то изомеры с таким расположением называются *пара*-изомерами, следовательно, 1,4-диметилбензол называется *пара*-диметилбензолом или *п*-диметилбензолом.

Ниже приведена схема, отражающая основные химические свойства бензола:



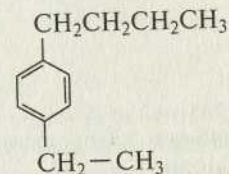
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Назовите производные бензола:



Ответ. 1-Бутил-2-пропил-3-этилбензол (названия групп ставятся в алфавитном порядке).

Задача 2. Какое систематическое название имеет следующий ароматический углеводород:

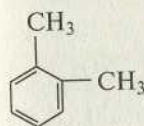


а) 4-бутил-1-этилбензол; б) 1-этил-4-бутилбензол; в) 1-бутил-4-этилбензол?

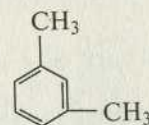
Ответ. 1-бутил-4-этилбензол.

Задача 3. Какое строение может иметь ароматический углеводород молекулярной формулы C_8H_{10} ? Назовите возможные изомеры по систематической номенклатуре и по правилам ИЮПАК.

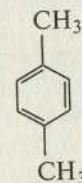
Ответ. Для ароматического соединения C_8H_{10} возможны четыре изомера



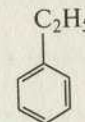
1,2-диметилбензол
(*орто*-диметилбензол)



1,3-диметилбензол
(*мета*-диметилбензол)



1,4-диметилбензол
(*пара*-диметилбензол)



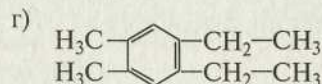
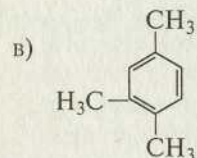
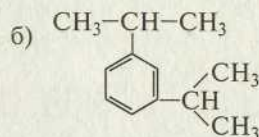
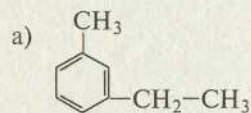
Этилбензол

ВОПРОСЫ

1. Какие углеводороды относят к ароматическим соединениям?
2. Какие противоречия существуют между структурной формулой Кекуле и свойствами бензола?
3. Объясните строение бензола с точки зрения электронной теории.
4. Сколько может существовать изомеров этилбензола?

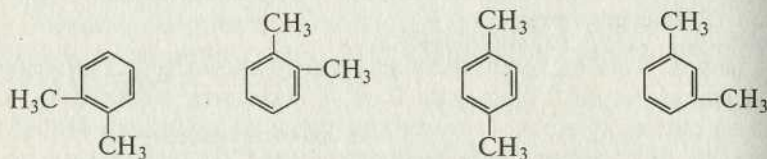
5. Существуют ли изомеры: а) бромгексана; б) бромбензола; в) бромциклогексана?

6. Назовите следующие соединения:

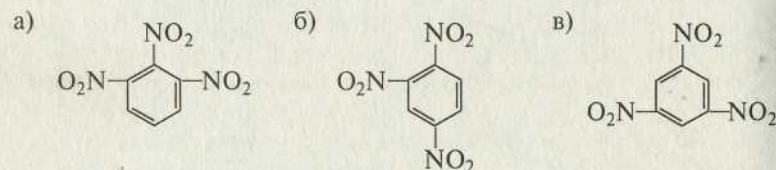


7. Каково обычное название 1,3-диметилбензола: а) *орто*-ксилол; б) *пара*-ксилол; в) *мета*-ксилол?

8. Сколько веществ изображено ниже:



9. Какая из приведенных формул принадлежит 1,3,5-тринитробензолу:



10. В чем сходство и различие предельных и непредельных углеводов?

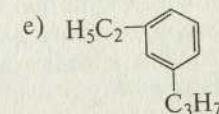
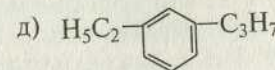
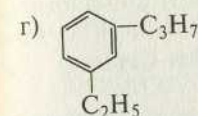
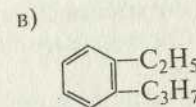
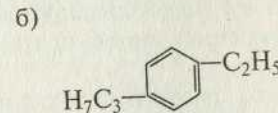
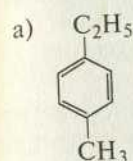
ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите структурные формулы: а) 2-метил-3-этилбензола; б) 1,3,5-триметилбензола; в) 1-метил-4-изобутилбензола; г) 1,4-диизопропилбензола.

2. Напишите структурные формулы: а) *о*-метилэтилбензола; б) *п*-диэтилбензола; в) *м*-метилизопропилбензола.

3. Напишите структурные формулы: а) фенилпропана; б) фенилгексана; в) фенилэтана; г) фенилбутана.

4. Сколько соединений изображено ниже:



Назовите эти соединения.

5. Как из метана можно получить бензол? Сколько литров метана необходимо затратить на получение бензола массой 7,8 г?

6. Сколько бензола можно получить из ацетилена объемом 10 м³, если выход бензола составляет 30 % от теоретического?

7. Сколько граммов толуола получится при взаимодействии бензола массой 15,6 г с хлорметаном?

8. Напишите для бензола реакции (с образованием однозамещенных производных): а) бромирования; б) нитрования; в) сульфирования. Назовите образующиеся соединения.

9. Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей HNO₃ 90 % (пл. 1,483) потребуется для нитрования бензола, чтобы получить нитробензол массой 24,6 г?

10. Сколько граммов бензолсульфокислоты получится при действии на бензол раствора серной кислоты объемом 200 мл с массовой долей H₂SO₄ 94 % (пл. 1,83)?

11. Вычислите массу монобромбензола, которая получится при бромировании бензола массой 100 кг, если выход составляет 40 %.

12. Какой объем водорода потребуется для гидрирования бензола массой 20 кг в циклогексан в присутствии катализатора?

13. Сколько граммов гексахлорциклогексана можно получить из бензола массой 15,6 г и хлора объемом 15 л (реакция идет при освещении)?

14. Вычислите массу бензола, полученного из ацетилена объемом 201,6 л при нормальных условиях.

15. Вычислите плотность паров бензола по воздуху, по водороду.

16. Вычислите объем воздуха, необходимый для сжигания бензола массой 117 г.

17. Сколько бромбензола можно получить при бромировании бензола массой 117 г бромом массой 316 г? Какое из исходных веществ останется в избытке?

18. Какой объем ацетилена при нормальных условиях необходим для получения бензола объемом 886 мл (пл. 0,88), если выход его составляет 75 % от теоретического?

19. При действии избытка брома на бензол массой 15,6 г получился бромбензол массой 30 г. Вычислите массовую долю (в %) выхода бромбензола от теоретического.

20. Какой объем водорода при нормальных условиях присоединится к бензолу массой 234 г при его гидрогенизации до циклогексана?

21. Сколько граммов бромбензола можно получить из бензола (пл. 0,88) объемом 1,5 л?

22. Сколько граммов толуола потребуется для получения тринитротолуола массой 113,5 г, если выход продукта составляет 82 % от теоретического?

23. При сжигании органического вещества массой 31,2 г, плотность по воздуху которого равна 2,69, образовались оксид углерода(IV) объемом 53,76 л и вода массой 21,6 г. Какова структурная формула этого вещества?

24. Вычислите массу циклогексана и объем хлора, необходимые для получения гексахлорана массой 1 кг.

Глава 9

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

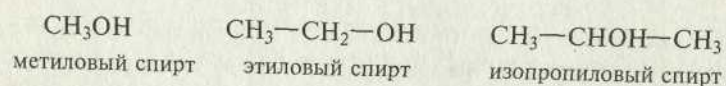
§ 31. Спирты. Фенолы

Производные углеводороды, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксигруппу, называются спиртами.

В зависимости от числа гидроксигрупп спирты делятся на: а) одноатомные, содержащие одну гидроксигруппу; б) многоатомные, содержащие две, три и более гидроксигрупп.

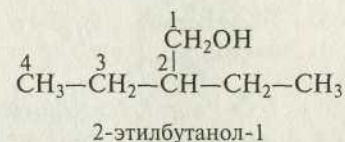
Одноатомные спирты предельного ряда образуют гомологический ряд, в котором все члены ряда отличаются друг от друга на группу CH_2 . Общая формула одноатомных спиртов предельного ряда $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.

По рациональной номенклатуре названия спиртов предельного ряда производят от соответствующего радикала с добавлением слова «спирт»:

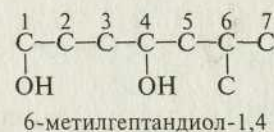
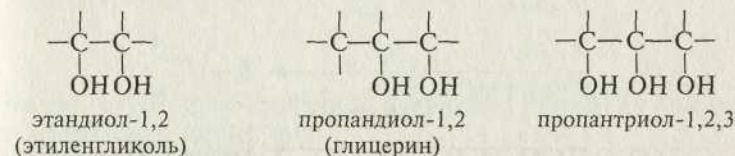


По правилам современной заместительной номенклатуры названия спиртов производят от названий углеводородов с добавлением окончания *-ол* и цифры, обозначающей номер углеродного

атома, при котором стоит гидроксигруппа, определяющая начало нумерации:



Существуют спирты с двумя и тремя гидроксигруппами. По заместительной номенклатуре их называют соответственно, добавляя к названию углеводорода суффиксы *-диол*, *-триол*:

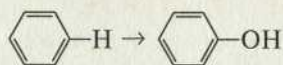


Характеристика некоторых представителей группы спиртов

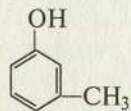
Формула	Название по номенклатуре		Плотность, г/см ³	Температура кипения, °С
	рациональной	международной		
CH_3OH	Метильный спирт	Метанол	0,812	+65
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Этиловый спирт	Этанол	0,806	+78
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Пропиловый спирт	Пропанол	0,817	+98
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	Бутиловый спирт	Бутанол	0,813	+117

Простейшее ароматическое гидроксоединение имеет тривиальное название *фенол* $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ — это производное углево-

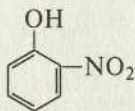
дорода, которое можно рассматривать как продукт замещения гидроксогруппой атома водорода в ядре ароматического углеводорода:



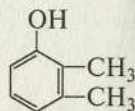
Производные называют как замещенные фенолы. Например:



3-метилфенол

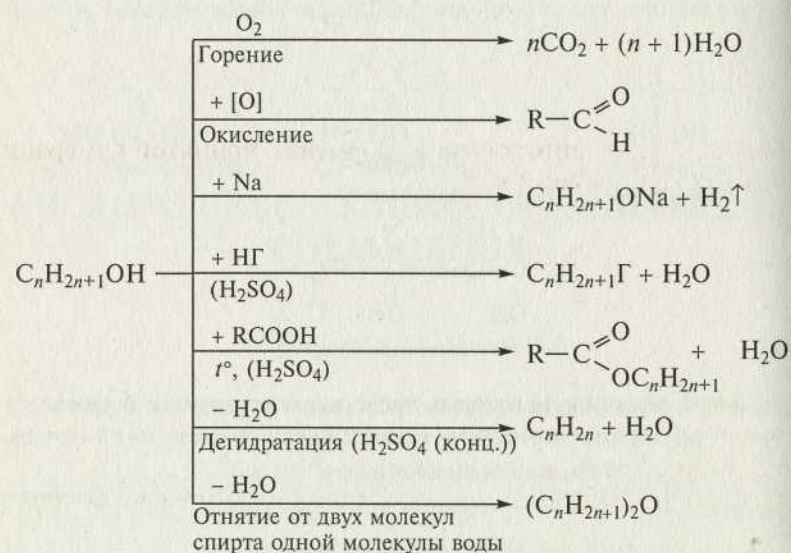


2-нитрофенол



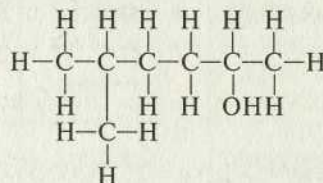
2,3-диметилфенол

Ниже приведена схема, отражающая химические свойства предельных одноатомных спиртов:



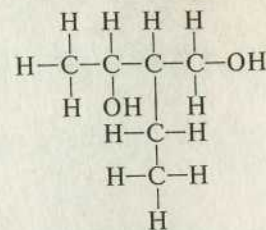
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Назовите приведенный одноатомный спирт:



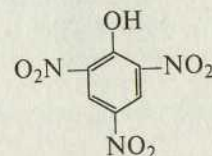
Ответ. Функциональная группа имеет преимущество перед другими заместителями при выборе нумерации. Спирт будет иметь название 5-метилгексанол-2.

Задача 2. Назовите приведенный двухатомный спирт:

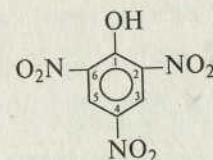


Ответ. 2-этилбутандиол-1,3.

Задача 3. Назовите данное производное фенола по международной номенклатуре:



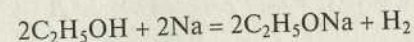
Ответ. 2,4,6-тринитрофенол; формула с принятой нумерацией будет иметь следующий вид:



Задача 4. В смесь этанола и пропанола массой 16,6 г поместили избыток натрия, при этом выделился водород (н.у.) объемом 3,36 л. Каков состав исходной смеси спиртов?

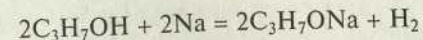
Решение. Обозначим массу этанола x г, а массу пропанола $(16,6 - x)$ г.

1. Объем водорода, выделившийся при действии натрия на этанол,



$$\begin{array}{l} \text{из } 2 \cdot 46 \text{ г спирта образуется } 22,4 \text{ л } \text{H}_2 \\ \text{из } x \text{ г спирта образуется } a \text{ л } \text{H}_2 \end{array} \quad a = \frac{22,4x}{2 \cdot 46}$$

2. Объем водорода, выделившийся при действии натрия на пропанол,



$$\begin{array}{l} \text{из } 2 \cdot 60 \text{ г пропанола выделится } 22,4 \text{ л } \text{H}_2 \\ \text{из } (16,6 - x) \text{ г пропанола выделится } b \text{ л } \text{H}_2 \end{array} \quad b = \frac{(16,6 - x)22,4}{2 \cdot 60}$$

3. Зная, что общий объем $a + b = 3,36$ л, составляем уравнение с одним неизвестным:

$$\frac{22,4x}{2 \cdot 46} + \frac{(16,6 - x)22,4}{2 \cdot 60} = 3,36,$$

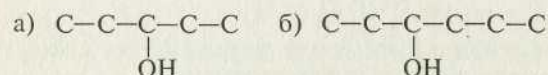
отсюда $x = 4,6$ г. Таким образом, в смеси находится 4,6 г C_2H_5OH и $16,6 - 4,6 = 12$ г C_3H_7OH .

ВОПРОСЫ

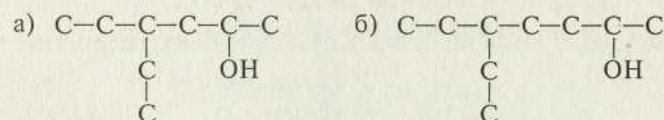
1. Какие углеводороды относятся к классу спиртов? На какие группы они делятся?
2. Какие три промышленных способа получения этилового спирта вы знаете? Какой из них самый экономичный?
3. В каком случае из этилового спирта можно получить диэтиловый эфир и в каком — этилен?
4. Какие продукты получаются при окислении метилового и этилового спиртов?
5. Как можно доказать подвижность гидроксильной группы в одноатомных спиртах?
6. Какими химическими свойствами должны обладать соединения, структурные формулы которых:



7. Какая из схем изображает пентанол-3:



8. Какая из схем изображает 5-метилгептанол-2:



9. Что получается при дегидрировании спиртов?

10. Напишите уравнения реакций получения спиртов: пропилового, изопропилового.

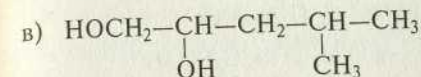
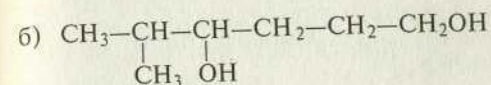
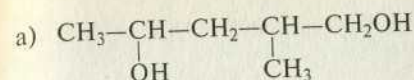
11. С помощью какой качественной реакции можно отличить одноатомный спирт от многоатомного?

12. Как из этилового спирта получить этиленгликоль?

13. Какой эфир образуется при нагревании смеси метилового спирта и концентрированной серной кислоты?

14. Существует ли простейший двухатомный спирт — метилгликоль?

15. Какая из структурных формул изображает 2-метилпентадиол-1,4:



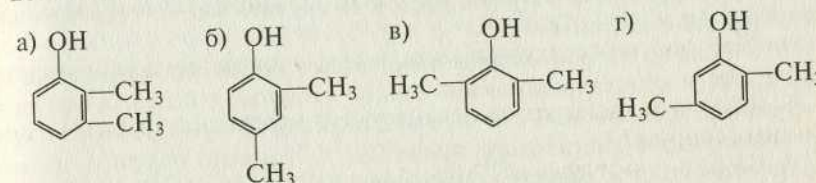
16. Что такое нитроглицерин и к какому классу соединений он относится?

17. Где применяются этандиол-1,2 и пропантриол-1,2,3?

18. Каков состав и структурная формула фенола?

19. Укажите основные способы получения фенола.

20. Какая из структурных формул изображает 2,4-диметилфенол:



21. Напишите уравнения реакций, характерных для фенолов и для одноатомных спиртов.

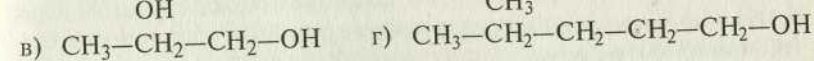
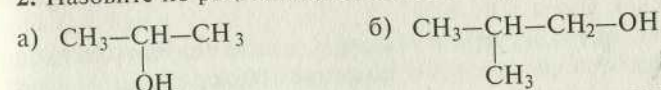
22. При взаимодействии с какими веществами фенол: а) образует осадок белого цвета; б) дает фиолетовое окрашивание; в) изменяет белый цвет на розовый?

23. Назовите области применения фенола.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

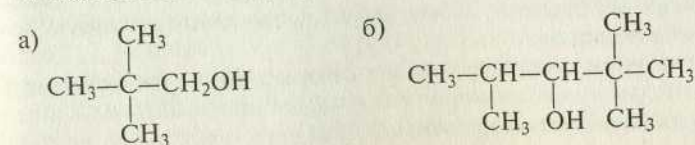
1. Напишите структурные формулы изомеров бутилового спирта и назовите их по рациональной и международной номенклатурам.

2. Назовите по рациональной номенклатуре следующие спирты:



3. Напишите структурные формулы следующих одноатомных спиртов: а) 2-метилпропанол-2; б) 2,3-диметилпентанол-3; в) 2,4,4-триметилпентанол-2; г) 2,3-диметилбутанол-2.

4. Назовите по международной номенклатуре следующие спирты:



31. Сколько миллилитров азотной кислоты (пл. 1,4) с массовой долей HNO_3 68 % вступит в реакцию с фенолом для получения 2,4,6-тринитрофенола массой 22,9 г?

32. Определите массовую долю этилового спирта и фенола в смеси, если при действии на нее металлическим натрием выделился водород объемом 2,24 л, а при взаимодействии смеси с бромом — трибромфенол массой 33,1 г.

33. При нейтрализации раствора фенола в воде массой 100 г потребовался раствор гидроксида калия (пл. 1,4) объемом 25 мл с массовой долей КОН 40 %. Сколько граммов раствора брома в воде с массовой долей Br 1 % надо добавить к раствору фенола массой 100 г, чтобы весь фенол перевести в осадок?

34. Какой объем займет водород, полученный при действии натрия массой 3,45 г на этиловый спирт массой 46 г?

35. Из этилена массой 20 кг за одно прохождение через контактный аппарат получено этанола массой 1,7 кг. Сколько процентов это составляет от теоретического выхода?

36. Какой объем этилена при нормальных условиях потребуется для реакции с водой массой 7,2 г, если выход этанола составляет 85 % от теоретического?

37. При сгорании органического вещества массой 3,45 г, состоящего из водорода, углерода и кислорода, образовались оксид углерода(IV) массой 6,6 г и вода массой 4,05 г. Плотность паров этого вещества по воздуху 1,59. Определите молекулярную формулу вещества и напишите структурные формулы, учитывая явление изомерии.

38. При взаимодействии предельного одноатомного спирта массой 0,32 г с металлическим натрием выделился водород объемом 112 мл. Какова структурная формула спирта?

39. Хватит ли натрия массой 69 г для полного замещения водорода гидроксильных групп глицерина, если для реакции взяли глицерин (пл. 1,26) объемом 72,7 мл?

40. Сколько граммов фенолята калия можно получить из гидроксида калия массой 20 г и фенола массой 20 г?

41. Сколько килограммов фенола получится из бензола массой 78 кг, если потери в производстве составляют 15 %?

42. Сколько граммов продукта реакции получится, если смешать раствор фенола массой 25 г с массовой долей C_6H_5OH 95 % и раствор брома в воде массой 80 г с массовой долей Br 1 %?

43. Сколько процентов от теоретического составляет выход этанола, если из хлорэтана массой 129 г получено этанола массой 85 г?

§ 32. Альдегиды

Альдегидами называются органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу $\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—}$, соединенную с углеводородным радикалом.



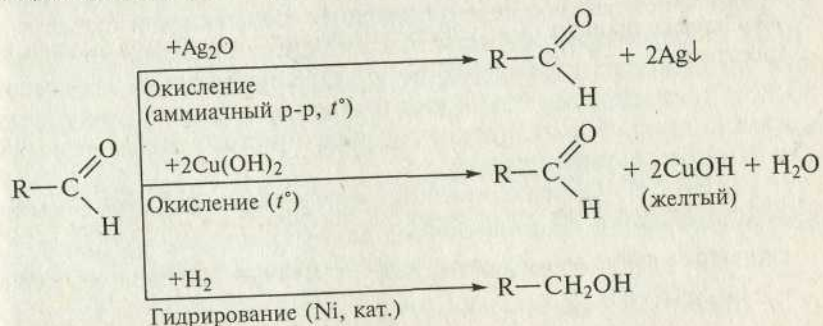
Общая формула альдегидов $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$. Названия гомологического ряда альдегидов по международной номенклатуре происходят от названий предельных кислот, в которые они превращаются при окислении.

По международной номенклатуре названия альдегидов производят от названий соответствующих углеводородных радикалов, включающих карбонильную группу с прибавлением окончания -аль.

Примеры названий альдегидов и физических констант

Формула	Название		Плотность, кг/м ³	Темпе- ратура кипе- ния, °C
	рациональное (тривиальное)	международ- ное		
$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	Муравьиный (формаль- дегид)	Метаналь	0,815	-21
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	Уксусный (ацеталь- дегид)	Этаналь	0,780	+20
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	Пропионо- вый	Пропаналь	0,807	+48
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	Масляный	Бутаналь	0,817	+76

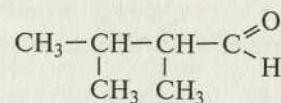
Из химических свойств для альдегидов наиболее характерны реакции окисления и присоединения:



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Какова структурная формула 2,3-диметилбутаналь? Напишите сокращенную линейную структурную формулу этого альдегида.

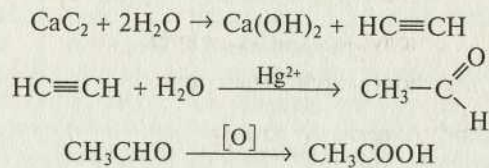
Ответ. Структурная формула имеет следующий вид (углеродный атом карбонильной группы всегда получает номер 1):



Сокращенная линейная формула $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CHO}$.

Задача 2. Определите массу технического карбида кальция с массовой долей CaC_2 87 %, необходимую для получения «ледяной» уксусной кислоты массой 1 т при выходе продукта 100 %.

Решение. Основные этапы производства включают следующие реакции:



Из приведенных уравнений реакций следует, что из 1 моль CaC_2 (64 г) можно получить 1 моль уксусной кислоты (60 г). Для производства уксусной кислоты массой 1 т нужно взять:

$$\begin{array}{l} 64 \text{ г } \text{CaC}_2 - 60 \text{ г } \text{CH}_3\text{COOH} \\ x \text{ т } \text{CaC}_2 - 1 \text{ т } \text{CH}_3\text{COOH} \end{array} \quad x = \frac{1 \text{ т} \cdot 64 \text{ г}}{60 \text{ г}} = 1,067 \text{ т } \text{CaC}_2.$$

Поскольку содержание CaC_2 в техническом препарате составляет 87 %, требуемая масса определяется из соотношения

$$1,067 : x = 87 : 100, \text{ откуда } x = 1,226 \text{ т.}$$

Задача 3. Карбид кальция массой 1347,39 кг с массовой долей чистого карбида 95 % обработали водой, а выделившийся газ пропустили через раствор серной кислоты, содержащий сульфат ртути(II). Образовавшуюся при этом жидкость восстановили водородом в присутствии никеля. В результате выход вещества составил 80 % от теоретически возможного. Вычислите массу полученного продукта при условии, что он содержит чистого соединения 95 %, а остальное составляет вода.

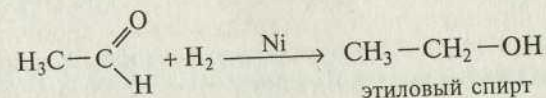
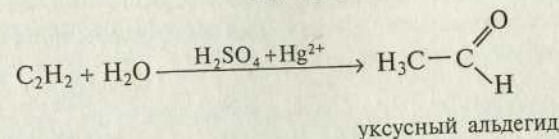
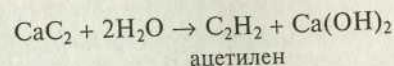
Решение. Содержание чистого карбида кальция в карбиде кальция массой 1347,39 кг равно

$$1347,39 \text{ кг } \text{CaC}_2 \text{ составляют } 100 \%$$

$$x \text{ кг } \text{CaC}_2 \text{ составляют } 95 \%$$

$$x = \frac{95 \% \cdot 1347,39 \text{ кг}}{100 \%} = 1280 \text{ кг } \text{CaC}_2.$$

Спирт можно получить с помощью следующих реакций:



Масса спирта, полученная из 1280 кг CaC_2 , равна

из 64 кг CaC_2 получается 46 кг спирта

из 1280 кг CaC_2 получается x кг спирта

$$x = \frac{1280 \text{ кг} \cdot 46 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} = 920 \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}.$$

Определяем массу спирта, полученную практически, если выход вещества составил 80 % от теоретически возможного

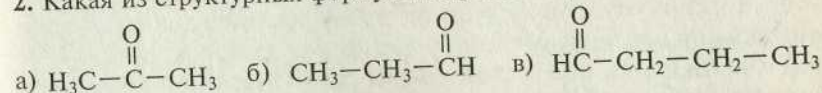
$$\begin{array}{l} 920 \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - 100 \% \\ x \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - 80 \% \end{array} \quad x = \frac{80 \% \cdot 920 \text{ кг}}{100 \%} = 736 \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}.$$

Масса полученного спирта, если он содержит 95 % чистого соединения:

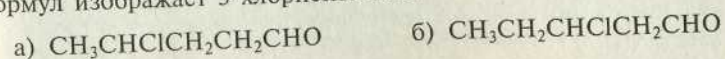
$$\begin{array}{l} 736 \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - 95 \% \\ m \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - 100 \% \end{array} \quad m = \frac{100 \% \cdot 736 \text{ кг}}{95 \%} = 774,7 \text{ кг } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}.$$

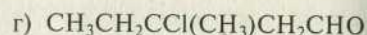
ВОПРОСЫ

- Какие органические вещества называют альдегидами?
- Какая из структурных формул изображает пропаналь:



- Какая из приведенных ниже сокращенных линейных структурных формул изображает 3-хлорпентаналь:

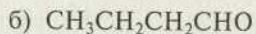
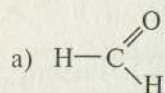




4. Почему название альдегида $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{H}$ бутаналь-1 не совсем правильное?

5. Какая из общих сокращенных структурных формул альдегидов правильная: а) $\text{R}-\text{CHO}$; б) RCOH ?

6. Какие спирты должны быть окислены, чтобы образовались альдегиды следующего строения:



7. Назовите способы получения этанала в промышленности.

8. В чем сущность реакции Кучерова?

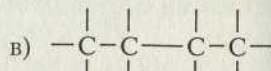
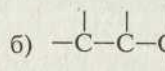
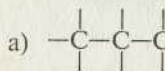
9. Каким образом из альдегида можно получить спирт, и наоборот?

10. Какие реакции называют реакциями поликонденсации? В чем сходство и различие реакций полимеризации и поликонденсации?

11. К какому типу реакций относится реакция получения фенолформальдегидной смолы?

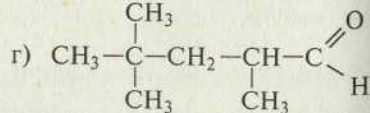
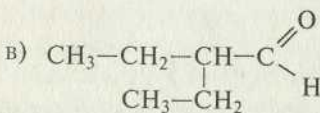
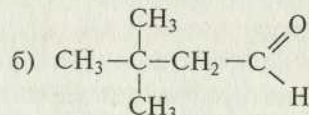
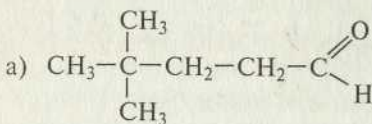
ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите формулы и названия альдегидов с углеродным скелетом, содержащие четыре, пять, семь атомов углерода в цепи



2. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 2,2-диметилбутаналь; б) 2,2,3-триметилпентаналь; в) 2,4-диметилпентаналь; г) 3-метилбутаналь.

3. Назовите по международной номенклатуре следующие соединения:

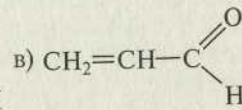
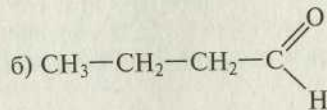
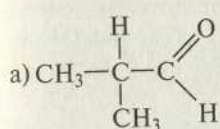


4. Напишите сокращенные линейные структурные формулы альдегидов, образующихся при окислении спиртов: а) пропилового; б) бутилового; г) амилового.

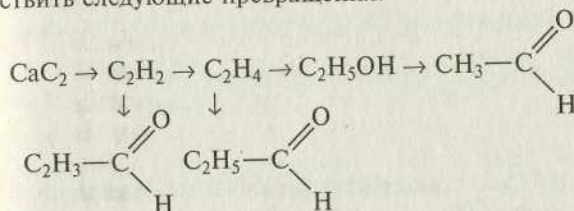
5. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водородом в присутствии никелевого катализатора: а) этанала; б) формальдегида; в) масляного альдегида.

6. Напишите уравнения реакций каталитического окисления кислородом воздуха при высокой температуре следующих спиртов: а) пропанола-1; б) метанола; в) этанола.

7. Напишите уравнения реакций получения следующих альдегидов окислением соответствующих спиртов:



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



9. Из технического карбида кальция массой 40 кг можно получить уксусный альдегид массой 22 кг. Определите массовую долю примесей в техническом карбиде кальция.

10. Какой объем водорода необходимо затратить на превращение этанала массой 11 кг в этанол?

11. Сколько миллилитров раствора формальдегида с массовой долей HCHO 40 % (пл. 1,1) можно получить при окислении метилового спирта (пл. 0,8) объемом 200 мл с массовой долей CH_3OH 60 %?

12. Вещество, имеющее состав С (массовая доля 62 %), О (27,6 %), Н (10,4 %), легко восстанавливает гидроксид меди(II) с образованием кислоты. Выведите структурную формулу этого вещества.

13. При окислении альдегида массой 8,6 г аммиачным раствором оксида серебра выделилось серебро массой 21,6 г. Вычислите молекулярную массу альдегида. Напишите структурные формулы возможных изомеров и назовите их по женовской номенклатуре.

14. Сколько миллилитров раствора формальдегида (пл. 1,06) с массовой долей HCHO 20 % надо прибавить к аммиачному раствору оксида серебра, чтобы выделилось серебро массой 1,08 г?

15. Ацетилен объемом 448 мл был превращен в альдегид с выходом 83%. Определите массу металла, образующуюся при действии полученного альдегида на избыток аммиачного раствора оксида серебра(I).

16. В двух пробирках находятся уксусный альдегид и этиленгликоль. Как при помощи гидроксида меди(II) определить, где какое вещество? Напишите уравнения соответствующих реакций.

17. Напишите уравнения реакций взаимодействия уксусного альдегида с гидроксидом меди(II).

18. Сколько граммов оксида меди(I) образуется при нагревании раствора этанала массой 55 г с массовой долей CH_3CHO 40 % с гидроксидом меди(II)?

19. На смесь муравьиного и уксусного альдегидов массой 37 г подействовали оксидом серебра(I). При этом образовалось серебро массой 216 г. Определите массовую долю смеси.

20. При окислении технического препарата уксусного альдегида массой 0,5 г аммиачным раствором оксида серебра(I) образовался металл массой 2,16 г. Определите массовую долю ацетальдегида в техническом препарате.

§ 33. Карбоновые кислоты. Мыла

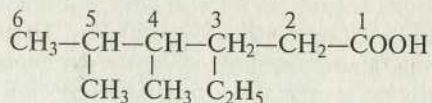
Карбоновыми кислотами называются органические вещества, содержа-

щие одну или несколько карбоксильных групп $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$

Общая формула $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$, сокращенно RCOOH . В зависимости от числа карбоксильных групп в молекуле различают кислоты одноосновные, двухосновные и т.д.

По рациональной номенклатуре названия представленного гомологического ряда одноосновных карбоновых кислот производятся от названий радикалов, с которыми связана карбоксильная группа, с прибавлением окончания *-карбоновая* и слова *кислота*.

По международной номенклатуре название присваивается кислоте по названию углеводорода с тем же числом атомов углерода, что и в кислоте, углерод в карбоксильной группе обозначается номером 1. Например, по международной номенклатуре предельная одноосновная кислота



будет называться 4,5-диметил-3-этилгексановая кислота. Наиболее часто употребляются тривиальные названия.

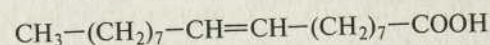
Большое значение из предельных высших жирных кислот имеют пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, или $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COOH}$, и стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, или $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$. Обе эти кислоты представляют собой твердые, не растворимые в воде вещества, без вкуса и запаха. Им свойственны те же реакции, что и другим предельным карбоновым кислотам.

Представляют интерес соли щелочных металлов этих кислот. Натриевые и калиевые соли обладают моющим действием и составляют основную часть мыла. Твердые мыла — натриевые соли, жидкие (медицинские) мыла — калиевые соли высших жирных кислот.

Гомологический ряд одноосновных карбоновых кислот

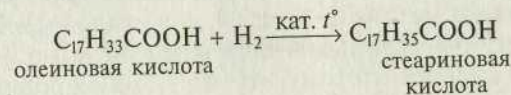
Формула	Название по номенклатуре		
	рациональной	международной	тривиальной
HCOOH	Карбоновая	Метановая	Муравьиная
CH_3COOH	Метанкарбоновая	Этановая	Уксусная
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	Этанкарбоновая	Пропановая	Пропионовая
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$	Пропанкарбоновая	Бутановая	Масляная
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$	Бутанкарбоновая	Пентановая	Валериановая

Из непредельных высших жирных кислот наиболее важное значение имеют олеиновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ и линолевая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ с двумя двойными связями. Двойная связь в молекуле олеиновой кислоты находится в середине ее углеродной цепи:



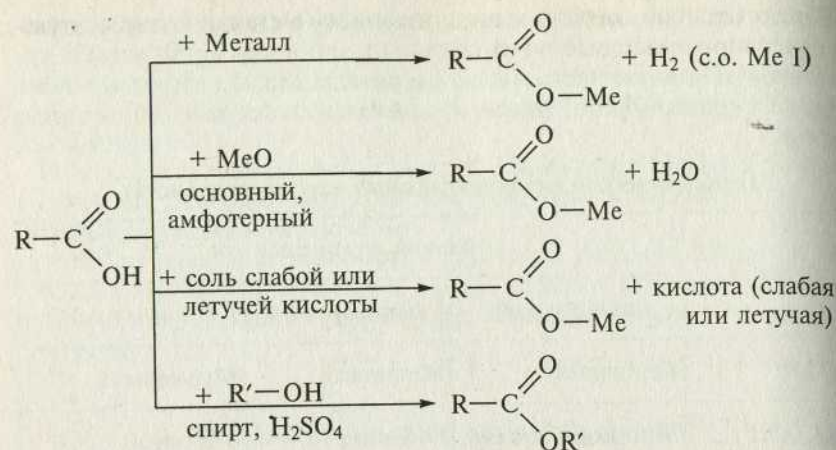
В большом количестве олеиновая кислота содержится в оливковом, миндальном и подсолнечном маслах.

Жидкая непредельная олеиновая кислота при восстановлении водородом в присутствии катализаторов превращается в твердую предельную стеариновую кислоту:



В льняном и хлопковом маслах линолевая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$, или $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$, содержится в большом количестве. Масла, содержащие непредельные кислоты типа линолевой, широко используются в качестве защитных покрытий: под действием кислорода воздуха эти масла превращаются в прочную твердую пленку.

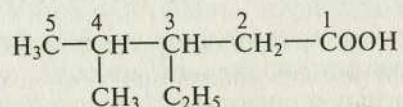
Далее приведена схема, отражающая химические свойства карбоновых кислот:



Специфические свойства карбоновых кислот обусловлены наличием в их молекулах радикалов. В радикалах водород может замещаться на галоген. Муравьиная кислота $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$, как и альдегид, дает реакцию серебряного зеркала.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Назовите по международной номенклатуре карбоновую кислоту следующего состава:

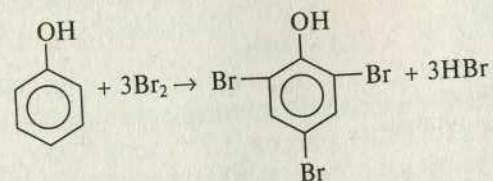


Решение. Нумеруем углеродную цепь, обозначая номером 1 карбоксильную группу, определяем локанты для замещающих групп: для радикала метила он будет 4, для этила — 3. Тогда название будет 4-метил-3-этилпентановая кислота, а не 3-этил-4-метилпентановая кислота, потому что по международной номенклатуре предпочтение отдается перечислению заместителей в алфавитном порядке.

Задача 2. Для нейтрализации водного раствора смеси уксусной кислоты и фенола массой 10 г потребовалось 0,408 М раствора едкого калия (пл. 1,02) массой 100 г. При добавлении к тому же раствору избытка бромной воды получен осадок массой 3,31 г. Определите массовую долю (в %) уксусной кислоты и фенола.

Решение. 1. В этой смеси с бромной водой взаимодействует только фенол.

Следовательно, можно вычислить массу фенола, содержащуюся в растворе смеси массой 5 г:



из 94 г $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ получается 331 г $\text{C}_6\text{H}_3\text{OBr}_3$
из x г $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ получается 3,31 г $\text{C}_6\text{H}_3\text{OBr}_3$

$$x = \frac{3,31 \text{ г} \cdot 94 \text{ г}}{331 \text{ г}} = 0,94 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{OH};$$

в 5 г раствора содержится 0,94 г фенола
в 10 г раствора содержится x г фенола $x = 1,88 \text{ г}$.

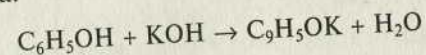
2. Определяем объем, занимаемый 0,408 М раствором гидроксида калия (пл. 1,02) массой 100 г:

$$V = \frac{100 \text{ г}}{1,02 \text{ г/мл}} = 98 \text{ мл}.$$

Масса КОН, которая содержится в 0,408 М растворе объемом 98 мл:

в 1000 мл 0,408 М раствора содержится 0,408 моль
в 98 мл 0,408 М раствора содержится x моль
 $x = 0,040$ моль или $0,040 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 2,24 \text{ г}$.

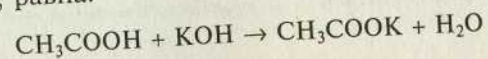
4. Масса щелочи, необходимая для нейтрализации фенола массой 1,88 г, равна:



для 94 г $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ необходимо 56 г КОН $x = \frac{1,88 \text{ г} \cdot 56 \text{ г}}{94 \text{ г}} = 1,12 \text{ г}$.
для 1,88 г $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ необходимо x г КОН

5. Для нейтрализации уксусной кислоты потребуются щелочи $2,24 - 1,12 = 1,12 \text{ г}$.

6. Масса уксусной кислоты, вступившей в реакцию с КОН массой 1,12 г, равна:



на 60 г CH_3COOH израсходовано 56 г KOH

на x г CH_3COOH израсходовано 1,12 г KOH

$$x = \frac{1,12 \text{ г} \cdot 60 \text{ г}}{56 \text{ г}} = 1,2 \text{ г } \text{CH}_3\text{COOH}.$$

Ответ. В смеси массой 10 г содержится фенол массой 1,88 г, или 18,8 %, и CH_3COOH массой 1,2 г, или 12 %.

Задача 3. В растворе объемом 500 мл содержится смесь щавелевой и муравьиной кислот массой 13,7 г. На их окисление в этом растворе объемом 50 мл в сернокислой среде израсходовано перманганата калия массой 1,58 г. Определите молярную концентрацию кислот в растворе.

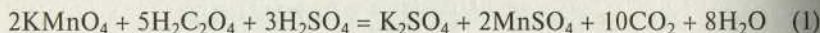
Решение. 1. Щавелевой и муравьиной кислот в 50 мл раствора содержится:

в 500 мл раствора — 13,7 г смеси

в 50 мл раствора — 1,37 г смеси

2. Молярная масса перманганата калия равна 158 г/моль, следовательно, в 1,58 г KMnO_4 заключается 1,58 г : 158 г/моль = 0,01 моль. $M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90$ г/моль; $M(\text{HCOOH}) = 46$ г/моль.

3. Окисление кислот протекает по уравнениям:



Из уравнений (1) и (2) следует, что в обоих случаях реагируют по 2 моль KMnO_4 и 5 моль кислоты (щавелевой или муравьиной). Значит, с 0,01 моль KMnO_4 прореагируют: $0,01 \cdot 5/2 = 0,025$ моль щавелевой и муравьиной кислот.

4. Определяем количество молей щавелевой и муравьиной кислот в 50 мл раствора. Обозначим количество молей щавелевой кислоты через x , тогда количество молей муравьиной кислоты будет $(0,025 - x)$. В 1,37 г смеси содержится 90 x г щавелевой кислоты и $46(0,025 - x)$ г муравьиной

$$90x + 46(0,025 - x) = 1,37, \quad 90x + 1,15 - 46x = 1,37,$$

отсюда $44x = 0,22$, следовательно, щавелевой кислоты в растворе 0,005 моль, а муравьиной кислоты $0,025 - 0,005 = 0,02$ моль.

5. В 500 мл раствора содержится 0,05 моль щавелевой кислоты и 0,02 моль муравьиной кислоты.

6. Молярная концентрация щавелевой кислоты равна:

$$\begin{array}{l} 500 \text{ мл} - 0,05 \text{ моль } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \\ 1000 \text{ мл} - x \text{ моль } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \end{array} \quad x = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 0,05 \text{ моль}}{500 \text{ мл}} = 0,1 \text{ М},$$

а муравьиной

500 мл — 0,2 моль HCOOH

1000 мл — x_1 моль HCOOH

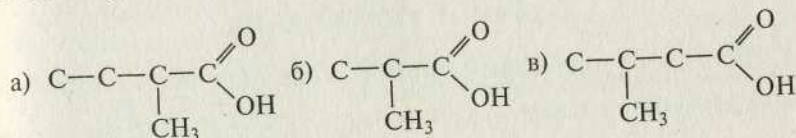
$$x_1 = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 0,2 \text{ моль}}{500 \text{ мл}} = 0,4 \text{ М}.$$

Ответ. В 500 мл раствора содержится 0,05 моль щавелевой и 0,2 моль муравьиной кислот, раствор будет 0,1 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и 0,4 М HCOOH .

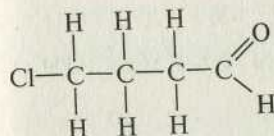
ВОПРОСЫ

1. Какие органические вещества относятся к классу карбоновых кислот?

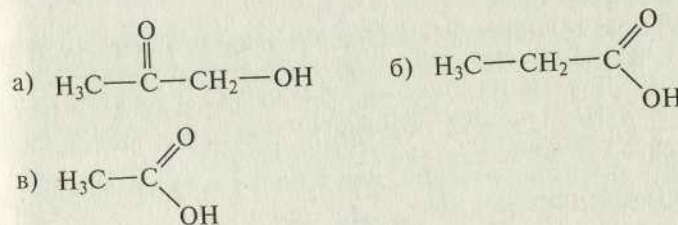
2. Какая из приведенных ниже структур изображает 2-метилпропановую кислоту:



3. Какому названию кислоты: а) 3-хлорбутановая; б) 1-хлорпропановая; в) 4-хлорбутановая — соответствует вещество со структурной формулой



4. Какая формула соответствует пропановой кислоте:



5. Напишите структурные формулы следующих одноосновных предельных кислот: а) фенилпропановая ($\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$); б) винилэтановая ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$); в) бутановая ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$).

6. Произойдет ли реакция, если: а) к ацетату магния добавить серную кислоту; б) к ацетату кальция добавить кремниевую кислоту?

7. Какое соединение получится при восстановлении водородом этановой кислоты?

8. Какое соединение получится при восстановлении водородом олеиновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$?

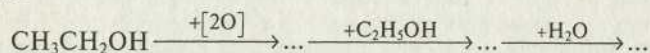
9. Какая предельная одноосновная кислота получится при окислении: а) этанола; б) метанола; в) пропионового альдегида?

10. Как получают уксусную кислоту в промышленности? Назовите три основных способа.

11. На каких реакциях основано качественное определение карбоксильной группы?

12. Какие соединения образуются при электролизе водного раствора ацетата калия?

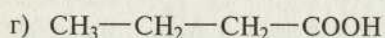
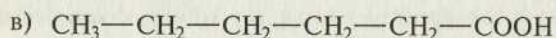
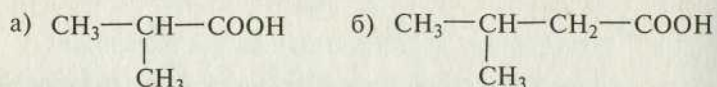
13. Какие соединения образуются в результате следующих превращений:



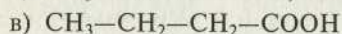
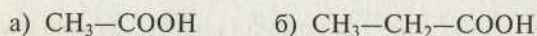
14. Какой негорючий газ выделяется под влиянием водоотнимающего вещества при разложении метановой кислоты?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Назовите по рациональной номенклатуре следующие соединения:



2. Назовите следующие карбоновые кислоты по рациональной и международной номенклатурам:

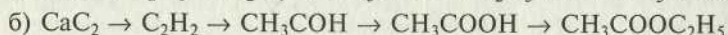
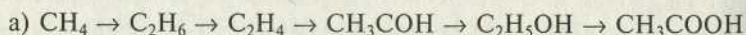


Какие тривиальные названия для них известны?

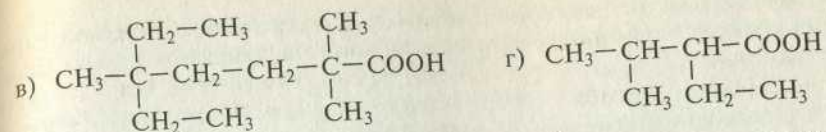
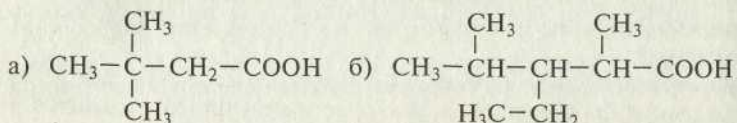
3. Напишите структурные формулы изомеров валериановой кислоты и назовите их по рациональной и международной номенклатурам.

4. Напишите структурные формулы следующих карбоновых кислот: а) 2-метилбутановой; б) 2,2-диметилпропановой; в) 2,4,4-триметилгексановой; г) 2,2,4,4-тетраметил-3,5-диэтилгептановой.

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



6. Назовите по международной номенклатуре следующие карбоновые кислоты:



7. Произойдет ли реакция, если добавить: а) к сульфату натрия уксусную кислоту; б) к карбонату натрия этановую кислоту; в) к ацетату магния азотную кислоту? Напишите соответствующие уравнения реакций.

8. Выведите формулу карбоновой кислоты, имеющей следующий состав: С (массовая доля 62,0 %), О (27,6 %), Н (10,4 %). Плотность вещества по водороду равна 58. Напишите структурные формулы изомеров этой предельной одноосновной кислоты и назовите их по международной номенклатуре.

9. Какой объем раствора формальдегида (пл. 1,1) с массовой долей НСНО 40 % необходимо окислить, чтобы получить метановую кислоту (пл. 1,3) объемом 100 мл с массовой долей НСООН 80 %?

10. Сколько раствора этилового спирта (пл. 0,8) с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 96 % нужно взять для получения уксусной кислоты массой 30 кг?

11. На нейтрализацию одноосновной предельной кислоты массой 3,7 г израсходован 0,5 М раствор гидроксида калия объемом 100 мл. Напишите структурную формулу этой кислоты.

12. На нейтрализацию смеси раствора уксусной кислоты и фенола массой 30 г израсходован 2 М раствор гидроксида натрия объемом 100 мл, а при действии бромной воды на эту смесь образовался осадок массой 33,1 г. Определите массовую долю (в %) кислоты и фенола в растворе.

13. Сколько миллилитров уксусной кислоты (пл. 1,064) с массовой долей CH_3COOH 60 % надо взять для приготовления 0,02 М раствора объемом 5 л?

14. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить уксусную кислоту, имея в своем распоряжении воду, воздух, уголь, известняк.

15. Для получения уксусной кислоты в качестве исходного вещества был использован технический карбид кальция с массовой долей примесей 4 %. Какая масса карбида кальция была израсходована, если известно, что на нейтрализацию полученной уксусной кислоты потребовался 5,5 М раствор гидроксида калия (пл. 1,2) массой 240 г?

16. Через 3 М раствор уксусной кислоты объемом 3 л пропущен аммиак объемом 44,8 л. Сколько граммов карбоната кальция может вступить в реакцию с раствором кислоты после пропускания через него аммиака?

17. Сколько граммов кислоты и спирта надо взять для получения муравьино-этилового эфира массой 37 г?

18. Сколько литров водорода вступит в реакцию с карбоновой кислотой для получения альдегида массой 10 г?

19. Определите массу технической уксусной кислоты с массовой долей примесей 10 %, необходимую для получения уксусного ангидрида массой 10,2 г.

20*. Сколько граммов муравьиной кислоты с массовой долей НСООН 85% и гидросульфата натрия образуется в результате взаимодействия

гидроксида натрия массой 8 г с оксидом углерода(II) объемом 5 л (расчет вести на нормальные условия)? Напишите уравнения происходящих реакций.

21. Для получения чистого оксида углерода(II) используют реакцию разложения муравьиной (метановой) кислоты в присутствии концентрированной серной кислоты в качестве водоотнимающего вещества. Сколько граммов кислоты с массовой долей HCOOH 85 % надо взять для получения оксида углерода объемом 20 л (н.у.)?

22. При быстром нагревании формиата натрия отщепляется водород и образуется соль двухосновной карбоновой кислоты, которая с нитратом кальция дает осадок белого цвета. Напишите уравнения происходящих реакций и структурные формулы солей.

23. Одинаковыми ли свойствами обладает гидроксогруппа, входящая в состав этанола, фенола и этановой кислоты? Напишите реакции этих соединений с металлами, щелочами и бромной водой. Как можно разделить смесь этих веществ?

24. При гидрировании непредельной одноосновной кислоты был израсходован водород объемом 2,24 мл и получена предельная одноосновная кислота массой 28,4 г следующего состава: С (массовая доля 76 %), Н (12,7 %), О (11,3 %). Какая кислота была подвергнута гидрированию?

25. Напишите уравнения реакций между: а) пальмитиновой кислотой $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и гидроксидом кальция; б) стеариновой кислотой $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ и гидроксидом калия; в) стеаратом натрия и хлоридом магния; г) калиевой солью пальмитиновой кислоты и гидроксидом кальция.

26. Сколько пальмитиновой кислоты можно получить из жидкого зеленого мыла, содержащего калиевую соль пальмитиновой кислоты массой 29,4 кг, если подействовать раствором серной кислоты?

27. Сколько миллилитров серной кислоты (пл. 1,4) с массовой долей H_2SO_4 40 % потребуется для извлечения стеариновой и пальмитиновой кислот из твердого натриевого мыла массой 40 г, в котором содержится стеарат натрия с массовой долей 69,5 %?

28*. При окислении неизвестного кислородсодержащего органического вещества массой 11,4 г образовалась одноосновная органическая кислота массой 15 г, для нейтрализации которой потребовался раствор гидроксида калия (пл. 1,18) объемом 59,4 мл с массовой долей KOH 20 %. Какое вещество было взято для окисления?

29*. На нейтрализацию смеси уксусной и муравьиной кислот массой 24,4 г потребовался водный раствор гидроксида натрия (пл. 1,1) объемом 182 мл с массовой долей NaOH 10 %. Определите массовую долю (в %) уксусной и муравьиной кислот в этой смеси.

30*. Для нейтрализации смеси этилового спирта и уксусной кислоты в гексане массой 125 г потребовался раствор гидроксида натрия (пл. 1,04) объемом 76,92 мл с массовой долей NaOH 5 %, а при действии на то же количество раствора избытка натрия выделился газ объемом 3,36 л. Определите массовую долю (в %) этилового спирта в исходном растворе.

31. Какой объем водорода при нормальных условиях выделится при действии на уксусную кислоту магния массой 8 г?

32. Какой объем раствора гидроксида натрия (пл. 1,09) с массовой долей NaOH 20 % необходим для нейтрализации уксусной кислоты массой 500 г с массовой долей CH_3COOH 20 %?

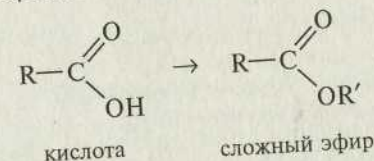
33. Сколько килограммов раствора уксусной кислоты с массовой долей CH_3COOH 85 % можно получить при окислении уксусного альдегида массой 2 т?

34. Сколько граммов муравьиной кислоты окислилось аммиачным раствором оксида серебра, если в результате реакции получено серебро количеством вещества 0,1 моль? Какой объем оксида углерода(IV) при этом выделился?

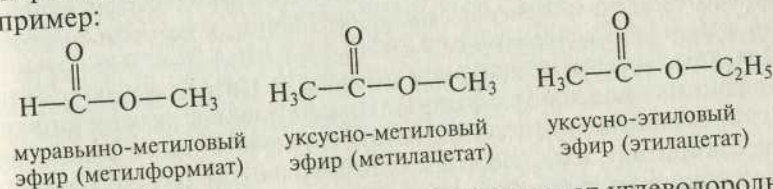
35. Можно ли растворить в уксусной кислоте известняк массой 2 г после того, как к ее раствору объемом 200 мл с массовой долей CH_3COOH 10 % (пл. 1,1) прилили раствор гидроксида натрия массой 100 г с массовой долей NaOH 5 %?

§ 34. Сложные эфиры карбоновых кислот. Жиры

Сложными эфирами называют производные карбоновых кислот, у которых гидроксил в карбоксиле замещен спиртовым остатком:

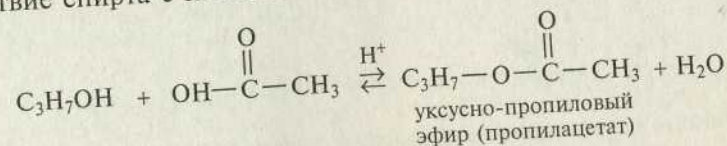


Сложные эфиры в большинстве случаев называют по тем кислотам и спиртам, которые участвуют в их образовании, причем на первом месте в названии стоит кислота, на втором — спирт. Например:

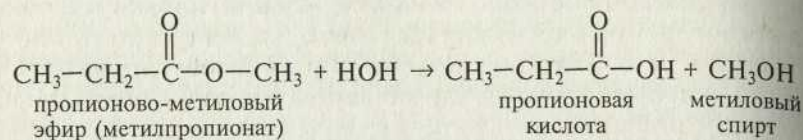


Употребляют также названия, образуемые от углеводородного радикала спирта и корня латинского названия кислоты с добавлением окончания *-ат* (в примерах, приведенных выше, эти названия даны в скобках).

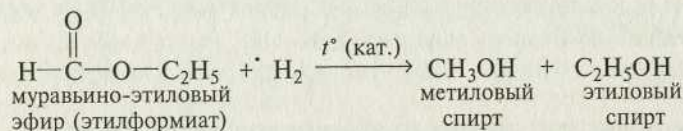
Сложные эфиры получают реакцией этерификации — взаимодействие спирта с кислотой:



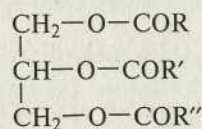
Одним из важнейших химических свойств сложных эфиров является их способность гидролизываться с образованием исходных продуктов. Реакция гидролиза называется также *омылением*. Омыление может происходить под действием водных растворов минеральных кислот и щелочей:



При восстановлении сложных эфиров образуются два спирта:

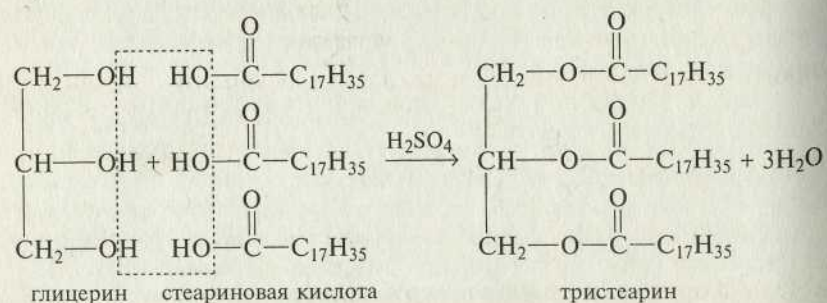


Сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот называют жирами:



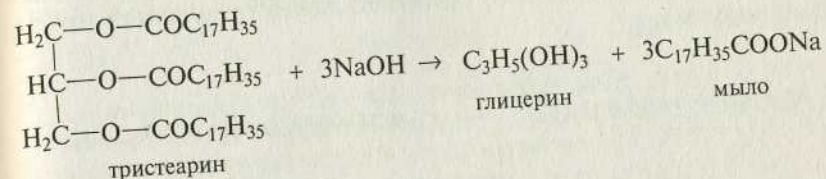
где R, R', R'' — углеводородные радикалы высших жирных кислот. В состав жиров обычно входят одноосновные кислоты с нормальной углеродной цепью, содержащей от 4 до 24 атомов углерода. Кислоты, образующие жиры, бывают как предельные, так и непредельные. Чаще всего применяются масляная $\text{C}_4\text{H}_7\text{COOH}$, пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, линолевая $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и другие кислоты.

Так как в состав молекулы жира входят три кислотных остатка, образующих три сложноэфирные группировки с тремя спиртовыми гидроксильными глицерина, жиры называют также *триглицеридами*. Например, жир, в состав которого входят три остатка молекулы стеариновой кислоты, называют *тристеарином*:



Триглицериды, содержащие три остатка какой-либо одной кислоты, встречаются лишь в немногих жирах или же получают синтетически. Если в состав жира входят различные остатки кислот, то образуются так называемые смешанные триглицериды. Так, например, основной частью коровьего масла является сложный эфир, содержащий остатки олеиновой, пальмитиновой и бутановой кислот. В этом случае жир называют, исходя из названий всех входящих в него остатков кислот, олеопальмитобутиратом.

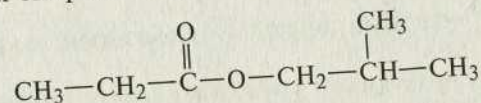
Если гидролиз проводить щелочами, то образуются глицерин и соли высших карбоновых кислот — мыла:



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

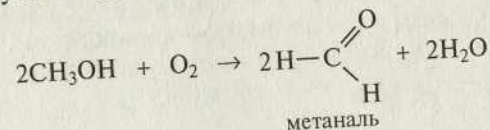
Задача 1. Напишите структурную формулу 2-метилпропилпропионата.

Решение. Из названия следует, что сложный эфир образован бутиловым спиртом и пропионовой кислотой:

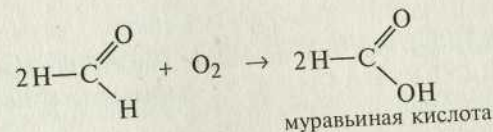


Задача 2. Как из метанола получить метилформиат? Составьте уравнения соответствующих реакций.

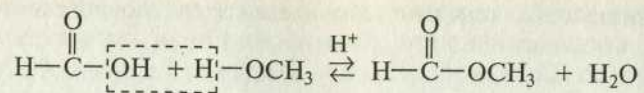
Решение. Метилформиат — сложный эфир, образованный метиловым спиртом и муравьиной кислотой. Окислением метанола можно получить муравьиный альдегид:



каталитическим окислением метанола — муравьиную кислоту:

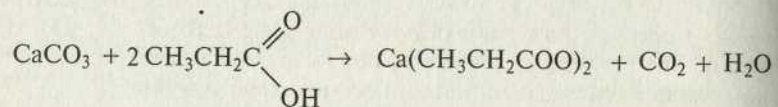


Метилформиат получают по уравнению



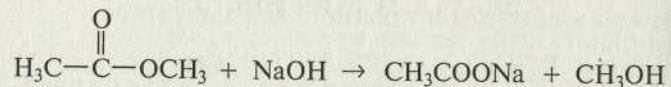
Задача 3. Одно из двух веществ состава $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ вытесняет оксид углерода(IV) из карбоната кальция, другое не реагирует с этим карбонатом, но при нагревании с гидроксидом натрия образует спирт и соль. Что это за вещество? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Решение. Вытеснить из карбоната кальция CO_2 может только кислота, следовательно, одним из веществ является пропионовая кислота:



Спирт и соль при нагревании $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ с NaOH могут дать только

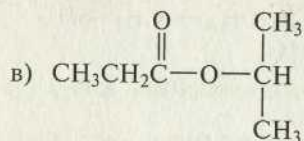
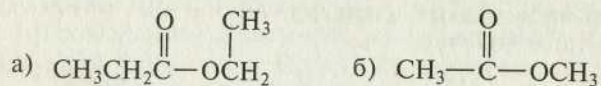
сложный эфир состава $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OCH}_3$ — уксусно-метиловый (метилацетат), который реагирует с NaOH по уравнению



с образованием метилового спирта и ацетата натрия.

ВОПРОСЫ

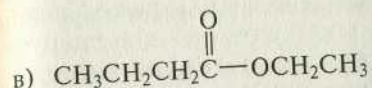
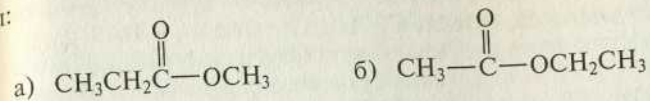
1. Из каких спиртов получены эти сложные эфиры:



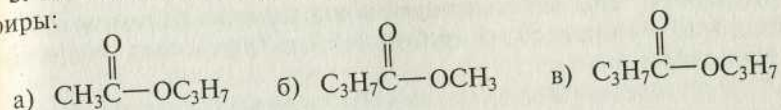
2. Каково систематическое название сложного эфира, имеющего формулу $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$: а) 1,1-диметилпропионат; б) пропилпропионат; в) метилпропионат?

3. Какие кислоты служат основой: а) этилпентаната; б) метилбутирата; в) метилацетата; г) пропилформиата?

4. Назовите по рациональной номенклатуре следующие сложные эфиры:



5. Назовите по международной номенклатуре следующие сложные эфиры:



6. Какие реакции называют реакциями омыления?

7. Какие продукты получаются: а) при гидролизе метилацетата; б) при восстановлении водородом пропионово-метилового эфира?

8. Что такое мыло? Как они получаются?

9. Какого состава мыло образуется при гидролизе гидроксидом калия тристеарина?

10. Что такое синтетические моющие средства? Какие ценные продукты они заменяют?

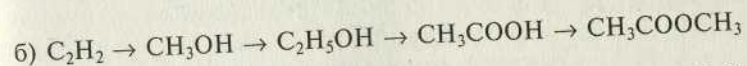
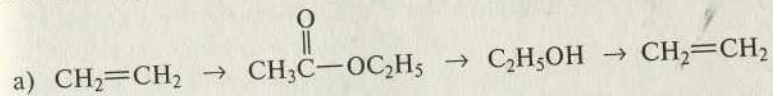
ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите развернутую структурную формулу сложного эфира $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COO}(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$. Назовите его по рациональной и международной номенклатурам.

2. Составьте уравнения реакций получения следующих эфиров: а) уксусно-пропилового; б) муравьино-этилового; в) пропионово-метилового; г) уксусно-метилового.

3. Составьте уравнения реакций получения эфиров: а) метилформиата; б) этилпропионата; в) пропилпропионата; г) пропилформиата.

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



5. Какие продукты реакции образуются: а) при гидролизе этилформиата; б) при восстановлении водородом метилпропионата? Напишите уравнения реакций.

6. Сколько граммов метилформиата можно получить из раствора спирта массой 20 г с массовой долей 80 % и раствора кислоты массой 57,5 г с массовой долей 40 %, если выход его составляет 90 %?

7. При взаимодействии муравьиной кислоты массой 2,3 г со спиртом был получен сложный эфир массой 3,7 г. Напишите структурную формулу и назовите полученный сложный эфир.

8. Сколько миллилитров раствора пропилового спирта (пл. 1,1) с массовой долей C_3H_7OH 60 % и раствора этилового спирта (пл. 0,8) с массовой долей C_2H_5OH 90 % можно получить при восстановлении пропионово-этилового эфира массой 10,2 г?

9. Этиловый эфир какой кислоты был подвергнут омылению, если 9,8 мл его (пл. 0,9) прореагировало с раствором гидроксида натрия массой 20 г с массовой долей $NaOH$ 20 %?

10. Неизвестного эфира муравьиной кислоты для гидролиза 2 М раствора $NaOH$ объемом 50 мл требуется 7,4 г. Определите, какой эфир был взят для реакции.

11*. Определите массовую долю веществ в смеси метиловых эфиров уксусной и пропионовой кислот, если известно, что для гидролиза этой смеси массой 12 г потребовалось 5 М раствора едкого натра (пл. 1,19) массой 35,7 г.

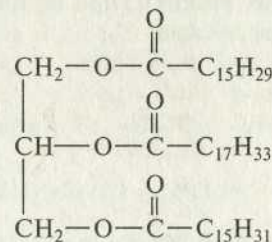
12*. При взаимодействии смеси уксусной и муравьиной кислот с абсолютным этиловым спиртом (пл. 0,8) объемом 23 мл (реакцию проводят в присутствии минеральной кислоты) образовалась смесь эфиров массой 32,4 г. Определите массовую долю (в %) муравьиной и уксусной кислот в смеси.

13*. Для гидролиза к смеси этиловых эфиров уксусной и муравьиной кислот массой 25 г был прибавлен раствор едкого натра (пл. 1,22) объемом 65,67 мл с массовой долей $NaOH$ 20 %. Избыток щелочи после окончания гидролиза был нейтрализован 1 М раствором серной кислоты объемом 50 мл. Определите массовую долю (в %) эфиров в исходной смеси.

14. Найдите молекулярную формулу сложного эфира, если для омыления этого эфира массой 12 г требуется раствор гидроксида натрия массой 80 г с массовой долей $NaOH$ 10 %.

15. Сколько граммов кислоты и спирта получится в результате гидролиза метилпропионата массой 80 г?

16. Проведите омыление следующего жира



а) гидроксидом калия; б) водой.

17. Напишите структурную формулу сложного эфира, образованного глицерином с пальмитиновой, стеариновой и масляной кислотами.

18. Сколько килограммов жира трибутирата получится при взаимодействии глицерина массой 9,2 г с масляной кислотой?

19. Какую массу триолеина необходимо подвергнуть гидролизу для образования олеиновой кислоты массой 84,6 г?

20. Сколько миллилитров 2 М раствора гидроксида натрия надо затратить при гидролизе тристеарата, чтобы получить стеарат натрия массой 15,3 г?

21. Какой объем водорода необходимо затратить на превращение жидкого триолеина массой 200 кг в твердый тристеарин?

22. Сколько граммов этилового спирта необходимо взять для получения уксусно-этилового эфира массой 35,6 г, если выход продукта составляет 80 % от теоретического?

23. Сколько граммов уксусной кислоты необходимо для реакции этерификации, если известно, что в результате ее получается этилацетат массой 118,8 г, выход которого составляет 90 % от теоретического?

24. Найдите молекулярную формулу сложного эфира, если для омыления этого эфира массой 12 г требуется раствор гидроксида натрия массой 80 г с массовой долей $NaOH$ 10 %.

25. При гидролизе смеси этиловых эфиров уксусной и муравьиной кислот массой 5,6 г потребовался раствор гидроксида натрия (пл. 1,08) объемом 25,96 мл с массовой долей $NaOH$ 10 %. Определите массовую долю веществ в смеси.

26. Сколько килограммов жира трибутирата получится при взаимодействии глицерина массой 9,2 кг с масляной кислотой?

27. Какой объем водорода при нормальных условиях потребуется для превращения триолеата массой 13,26 кг в твердый жир, если производственные потери водорода составляют 15 %?

28. Сколько килограммов глицерина можно получить при гидролизе природного жира массой 17,8 кг (тристеарата глицерина), содержащего 3 % примесей?

29. Сколько граммов метилформиата можно получить из спирта массой 40 г с массовой долей 96 % и кислоты массой 60 г с массовой долей 40 %, если выход его 90 % от теоретического?

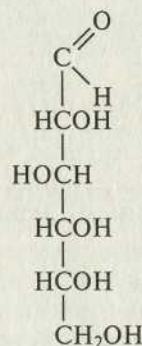
§ 35. Углеводы (сахара)

Углеводы делятся на две группы: простые (или простые сахара) и сложные (или сложные сахара).

Простыми углеводами (моносахаридами, или монозами) называют такие углеводы, которые не способны гидролизаться. Моносахариды подразделяются на альдозы и кетозы в зависимости от наличия в их структуре альдегидной или кетонной группы. По числу углеродных атомов монозы подразделяются на тетразы (4), пентозы (5), гексозы (6) и т. д. Монозы содержат от трех до десяти атомов углерода.

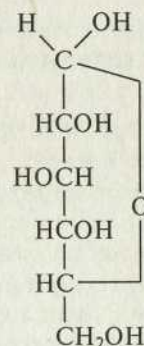
Сложными углеводами называются такие углеводы, которые способны гидролизаться с образованием простых углеводов. К ним относятся олигосахариды и полисахариды. Олигосахариды

при гидролизе дают несколько молекул моносахаридов, полисахариды — множество таких молекул. Одними из наиболее распространенных моносахаридов являются *глюкоза* и *фруктоза*, которые имеют одну молекулярную формулу $C_6H_{12}O_6$. На основании ряда реакций было установлено, что в молекуле глюкозы объединяются свойства альдегида и многоатомного спирта, поэтому глюкозу называют также *альдегидоспиртом*. Подобно многоатомным спиртам, глюкоза с гидроксидом меди(II) образует ярко-синий раствор. При нагревании глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра(I) получается характерная реакция на альдегиды «серебряное зеркало». С уксусной кислотой глюкоза образует сложный эфир, содержащий пять остатков уксусной кислоты. Исходя из этих данных, структурная формула глюкозы имеет вид



альдегидная форма глюкозы

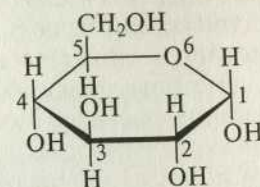
В растворах моносахаридов наряду с альдегидными формами, содержащими свободные альдегидные группы, всегда содержатся циклические формы



циклическая форма Колли—Толленса

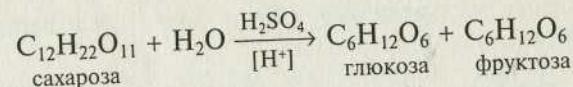
В настоящее время используется более совершенная запись циклической формы сахаров, позволяющая отчетливо видеть не только

кольцо, но и расположение атомов водорода и гидроксильных групп по отношению к плоскости кольца (формула Хеуорса)



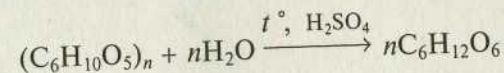
Таким образом, моносахара могут существовать не только в виде ациклических, но и циклических форм.

Важнейшими олигосахаридами являются дисахариды. Это такие сахара, каждая молекула которых при гидролизе распадается на две молекулы моносахарида. Дисахариды имеют сложное строение: они представляют собой производные циклических форм моносахаридов. Наибольшее значение из дисахаридов имеет сахароза — свекловичный или тростниковый сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$. Сахароза не дает реакций, свойственных моносахаридам, так как у нее отсутствуют свободные альдегидная и кетонная группы, но легко гидролизуется с образованием глюкозы и фруктозы:



Полисахариды — это сложные сахара, каждая молекула которых при гидролизе распадается на большое число молекул моносахаридов: от 30 тыс. до 400 млн. Полисахариды не дают истинных растворов, не обладают сладким вкусом, не образуют видимых кристаллов. Состав полисахаридов можно выразить формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$. Все они состоят из остатков молекул глюкозы, соединенных друг с другом. Наибольшее значение из полисахаридов имеют *крахмал* и *клетчатка* (целлюлоза).

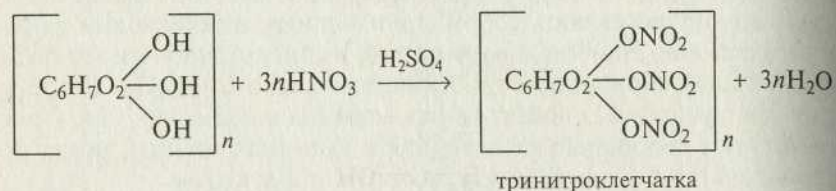
Крахмал не дает реакций, свойственных моносахаридам. Он не обладает восстановительными свойствами — не образует красного осадка оксида меди(I). При действии минеральных кислот крахмал гидролизуется до глюкозы:



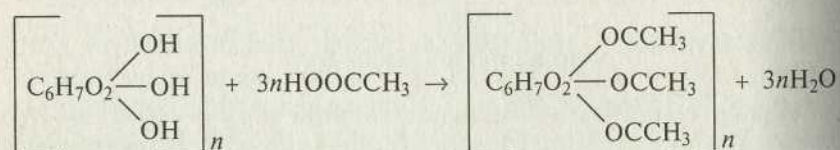
Качественной реакцией на крахмал является взаимодействие его с раствором иода — раствор окрашивается в интенсивный синий цвет. Эта реакция применяется в аналитической химии для обнаружения молекулярного иода.

Целлюлоза, или клетчатка, является основным веществом растительных клеток и придает растительной ткани механическую

прочность. Волокна хлопка представляют собой почти чистую клетчатку (90—95 %). В различных видах древесины содержание клетчатки колеблется в пределах 40—60 %. Чистая клетчатка представляет собой твердое волокнистое вещество, которое не растворяется в воде и в обычных растворителях. Растворяется лишь в растворе Швейцера, представляющем собой раствор гидроксида меди(II) в концентрированном растворе аммиака. Молекулы целлюлозы имеют линейную структуру (крахмал — линейную и разветвленную), молекулярная масса клетчатки достигает несколько миллионов. Химические свойства целлюлозы определяются прежде всего присутствием гидроксильных групп. За счет этих групп целлюлоза дает простые и сложные эфиры. В зависимости от условий реакции получаются моно-, ди- и тринитроклетчатка, например

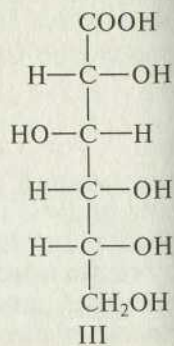
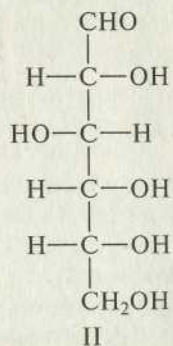
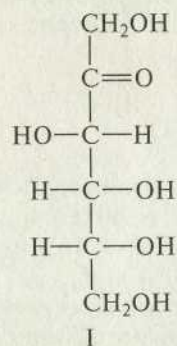


При действии на целлюлозу смеси уксусной и серной кислот образуется триацетат целлюлозы:



ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Какая из приведенных структурных формул изображает кетогексозу?

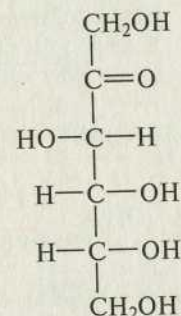


Решение. Формулы I и II изображают гексозу, однако кетогексозе соответствует формула I, так как здесь имеется кетонная группа $\text{C}=\text{O}$, а в формуле II имеется альдегидная группа



Задача 2. Можно ли фруктозу окислить до кислоты, в скелете которой сохранится шесть атомов углерода?

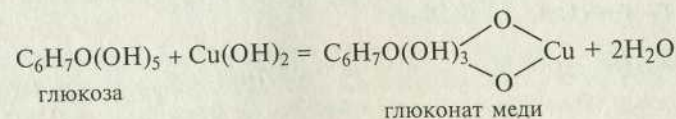
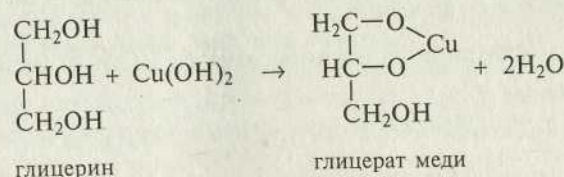
Решение. Фруктоза является кетонспиртом. Строение ее молекулы можно выразить формулой



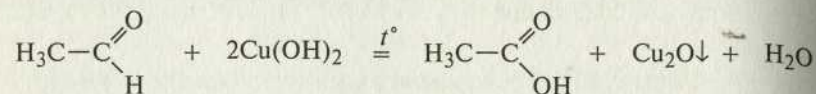
Фруктозу нельзя окислить так, чтобы в полученной кислоте осталось шесть атомов углерода, потому что карбонильную группу можно окислить до карбоксильной в том случае, если она находится в конце углеродной цепи.

Задача 3. В трех склянках находятся растворы глицерина, ацетальдегида, глюкозы. Определите содержимое каждой склянки. Составьте наиболее рациональный план проведения анализа и напишите уравнения реакций.

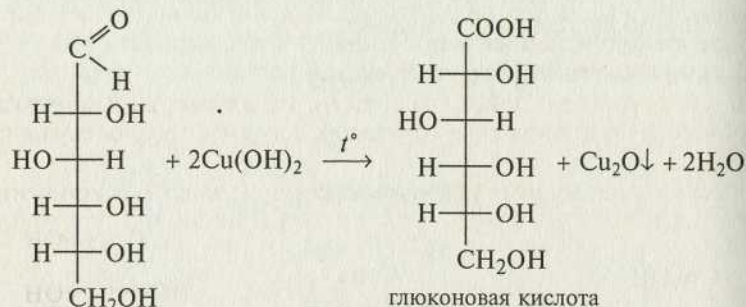
Решение. Действием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ делаем пробу на глюкозу, глицерин, ацетальдегид. Гидроксид меди(II) должен быть свежеприготовленный. Глицерин и глюкоза дают с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ раствор синего цвета. Это доказывает, что они многоатомные спирты:



Ацетальдегид не образует раствора синего цвета. Пробирку с ацетальдегидом и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ нагреваем. Выпадает осадок Cu_2O красного цвета:

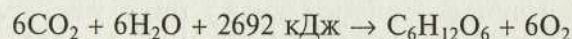


Пробирки с комплексными солями глицерата и глюконата меди нагреваем. В пробирке с раствором глюкозы и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ изменяется окраска вследствие выпадения осадка Cu_2O :



В пробирке с глицерином и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ цвет раствора существенно не меняется.

Задача 4. Образование глюкозы в процессе фотосинтеза можно представить следующим уравнением реакции:



Каждый квадратный сантиметр земной поверхности ежеминутно получает примерно 2 Дж солнечной энергии. Сколько времени потребуется, чтобы в 10 листьях образовалась глюкоза массой 0,9 г, если площадь каждого листа составляет 10 см^2 , а солнечная энергия используется только на 10 %?

Решение. Для фотосинтеза глюкозы массой 0,9 г необходимо:

$$\begin{array}{l} 180 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - 2692 \text{ кДж} \\ 0,9 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - x \text{ кДж} \end{array} \quad x = \frac{0,9 \text{ г} \cdot 2692 \text{ кДж}}{180 \text{ г}} = 13,46 \text{ кДж.}$$

Энергия, поступающая на поверхность 10 листьев за одну минуту, равна:

$$2 \text{ Дж/мин} \cdot 10 \text{ см}^2 \cdot 10 \text{ листьев} = 200 \text{ Дж/мин.}$$

Полезно используемая солнечная энергия, падающая на поверхность листьев, составляет:

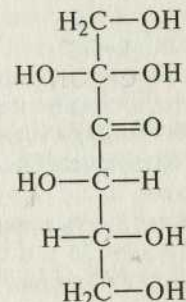
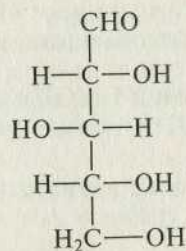
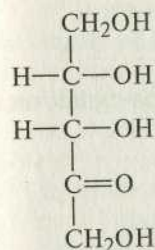
$$\begin{array}{l} 200 \text{ Дж/мин} - 100 \% \\ x \text{ Дж/мин} - 10 \% \end{array} \quad x = \frac{10 \% \cdot 200 \text{ Дж/мин}}{100 \%} = 20 \text{ Дж/мин.}$$

Для усвоения 13,46 кДж потребуется:

$$\frac{13,46 \text{ кДж}}{20 \text{ Дж/мин}} = 673 \text{ мин} = 11 \text{ ч } 13 \text{ мин.}$$

ВОПРОСЫ

1. Какие органические вещества относятся к классу углеводов? Откуда возникло это название? На какие группы они делятся?
2. С помощью каких реакций можно доказать, что глюкоза — это альдегидоспирт?
3. Какие виды брожения дает глюкоза?
4. Какова биологическая роль глюкозы?
5. В чем состоит различие строения молекул глюкозы и фруктозы?
6. Какие функциональные группы входят в состав молекулы глюкозы?
7. Какая из приведенных структурных формул изображает кетопентозу:



8. Какие из следующих углеводов подвергаются гидролизу: а) фруктоза; б) крахмал; в) сахароза; г) глюкоза?
9. Для каких углеводов характерна реакция «серебряного зеркала»: а) целлюлозы; б) глюкозы; в) фруктозы?
10. Какие из углеводов способны растворить гидроксид меди(II): а) сахароза; б) фруктоза; в) глюкоза; г) крахмал?
11. В каком углеводе содержится больше углеродных атомов: а) в тростниковом сахаре; б) во фруктозе; в) в глюкозе?
12. В чем сходство и различие в строении крахмала и целлюлозы? Почему из крахмала нельзя получать волокна?
13. Назовите качественные реакции на крахмал, целлюлозу и глюкозу.
14. Почему в процессе получения сахара из свеклы раствор обрабатывают гидроксидом кальция и оксидом углерода(IV)?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения реакций молочно-кислого и спиртового брожения глюкозы. Вычислите, какой объем оксида углерода(IV) (н.у.) образуется при спиртовом брожении глюкозы массой 360 г.

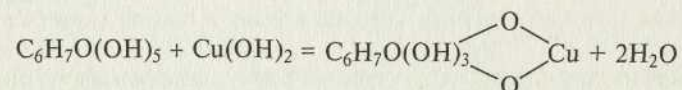
2. Напишите уравнение реакции полного окисления глюкозы. Вычислите объем оксида углерода(IV), образующегося при полном окислении глюкозы количеством вещества 2 моль.

3. Какая масса оксида серебра(I), содержащего 5 % примесей, пойдет на окисление глюкозы количеством вещества 0,5 моль до глюконовой кислоты?

4. Сколько литров раствора этилового спирта (пл. 0,79) с массовой долей C_2H_5OH 95 % получится при спиртовом брожении глюкозы массой 36 кг?

5. Напишите структурную формулу арабинозы $C_5H_{10}O_5$, если известно, что это альдегидоспирт. Как эта моноза относится к аммиачному раствору оксида серебра(I)?

6. Глюкоза массой 9 г реагирует в щелочной среде с гидроксидом меди(II) с образованием глюконата меди:



На сходство с какими органическими веществами указывает эта реакция? Сколько граммов глюконата меди при этом образуется?

7*. На смесь глицерина, фенола и глюкозы массой 36,6 г действовали гидроксидом меди(II), при этом образовался осадок синего цвета массой 38 г. При взаимодействии этой смеси с оксидом серебра(I) получился осадок серебра массой 21,6 г. Определите массовую долю веществ в смеси.

8. Какой объем водорода будет израсходован на восстановление глюкозы массой 36 г и сколько граммов шестиатомного спирта (сорбита) при этом образуется?

9. Сколько литров воздуха (при нормальных условиях) потребуется для того, чтобы получить массу оксида углерода(IV), достаточную для образования в процессе фотосинтеза глюкозы массой 0,9 г, если молекулы оксида углерода(IV) составляют 0,03 % всех молекул воздуха?

10. Сколько тонн сахарной свеклы с массовой долей сахарозы 20% будет подвергнуто гидролизу для получения глюкозы массой 1 т?

11. Напишите уравнения реакций получения эфиров клетчатки: а) тринитроклетчатки; б) триацетата целлюлозы.

12. Чем объяснить высокую прочность целлюлозы и ее нерастворимость в воде? Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства целлюлозы.

13. Напишите уравнения реакций, подтверждающих биологическое значение крахмала и сущность его превращений в организме человека.

14. Чему равно число n в молекулярной формуле хлопкового волокна, молекулярная масса которого равна 1 750 000? Какой объем раствора азотной кислоты (пл. 1,3) с массовой долей HNO_3 50 % потребуется для нитрования до тринитроклетчатки хлопкового волокна массой 20 г?

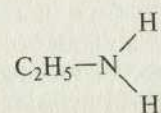
15. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно из целлюлозы получить: а) этанол; б) уксусно-этиловый эфир; в) триацетат целлюлозы.

Глава 10 АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

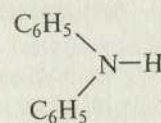
§ 36. Амины

Аминами называют производные аммиака, у которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами.

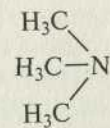
В зависимости от числа углеводородных радикалов, замещающих атомы водорода в молекуле аммиака, амины могут быть первичными, вторичными и третичными:



этиламин
(первичный)

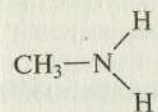


дифениламин
(вторичный)

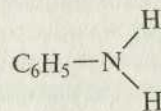


триметиламин
(третичный)

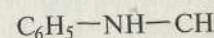
В зависимости от характера углеводородных радикалов амины делятся на алифатические, ароматические и жирно-ароматические:



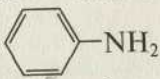
метиламин
(алифатический амин)



фениламин
(ароматический амин)

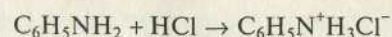


метиланилин
(жирно-ароматический амин)

Остановимся на первичном ароматическом амине — аминобензоле $C_6H_5NH_2$, который получил название анилин .

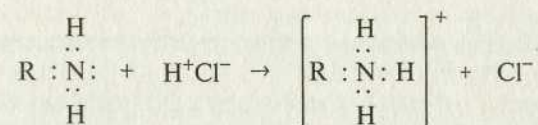
У аминов ароматического ряда в отличие от аминов алифатического ряда слабо выражены основные свойства, так как эти свойства у аминогруппы NH_2 ослаблены наличием фенильной группы.

Свободная пара электронов атома азота вступает во взаимодействие с π -электронами бензольного кольца и сдвинута в сторону этого кольца. Вследствие этого электронная плотность на азоте уменьшается и он слабее удерживает ионы водорода, которые в свою очередь связывают ионы гидроксила, находящиеся в растворе. Следовательно, основные свойства его понижены. С кислотами анилин образует соли:



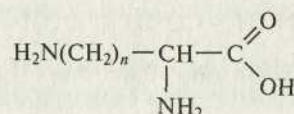
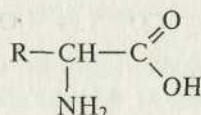
соляно-кислый анилин
(хлорфениламин)

Строение аминов аналогично строению солей аммония: комплексный ион связан с анионом хлора электривалентной связью. Образование амина можно выразить при помощи электронных формул:



§ 37. Аминокислоты

Аминокислотами называют производные карбоновых кислот, у которых один или несколько атомов водорода в радикале замещены на одну или несколько аминогрупп:



Названия аминокислот по рациональной номенклатуре производят из названий образующих их кислот с прибавлением приставки *амино-* и буквы греческого алфавита, указывающей положение аминогруппы по отношению к карбоксильной группе. Часто аминокислотам дают эмпирические названия.

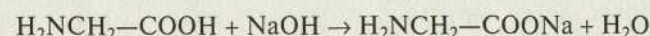
Некоторые представители аминокислот

Формула	Название	
	рациональное	эмпирическое
$\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}_2}-\text{COOH}$	α-аминоуксусная кислота	глицин
$\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}(\text{CH}_3)-\text{COOH}$	α-аминопропионовая кислота	аланин
$\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$	α,ε-диаминокапроновая кислота	лизин

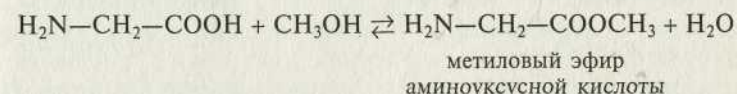
Окончание таблицы

Формула	Название	
	рациональное	эмпирическое
$\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}(\text{CH}_3)_2-\text{COOH}$	α-аминоизовалериановая кислота	валин
$\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	α-аминоизокапроновая кислота	лейцин

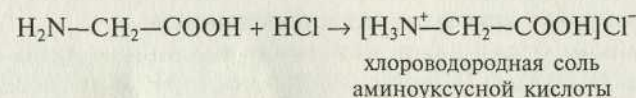
Так как в молекуле аминокислот содержится две группы с противоположными свойствами (карбоксильная группа — кислотная, аминогруппа — основная), они могут обладать одновременно и кислотными, и основными свойствами. Со щелочами аминокислоты реагируют как кислоты, образуя соли:



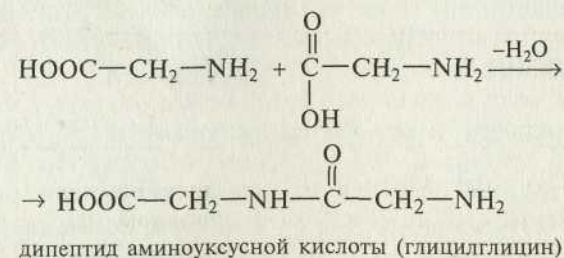
Со спиртами образуют сложные эфиры:



Как основания аминокислоты образуют соли при взаимодействии с кислотами:



Таким образом, аминокислоты обладают амфотерными свойствами. За счет сближения различных по свойствам групп молекулы аминокислот могут реагировать друг с другом, образуя неполный ангидрид — дипептид:



Дипептиды характеризуются наличием связи —NH—C— , на-

зываемой пептидной связью. Дипептид может взаимодействовать с новой молекулой аминокислоты с образованием трипептида, который в свою очередь может реагировать с другой молекулой аминокислоты и т.д. Образуются так называемые полипептиды, которые являются основой при построении белковых молекул.

§ 38. Белки

В состав белков входит свыше 20 различных α -аминокислот. Все белки значительно различаются между собой по качественному и количественному содержанию различных аминокислот, по взаиморасположению аминокислотных остатков.

Как мы уже знаем, аминокислоты способны связываться между собой карбоксильными и аминогруппами с образованием цепочек — полипептидов.

Молекулы белков могут состоять из одной или нескольких полипептидных цепей, которые могут быть открытыми, разветвленными или циклическими.

Важную роль в соединении различных полипептидных цепей играют дисульфидные мостики —S—S— , образующиеся за счет атомов серы, содержащихся в некоторых аминокислотах (например, цистеина), а также за счет водородных связей, соединяющих атомы азота группы NH одной полипептидной группировки с атомом кислорода группы C=O другой. В результате такого взаимодействия образуются агрегаты, достигающие огромной величины, вследствие чего молекулярная масса белка может варьировать от десятков тысяч до десятков миллионов.

В организме белки находятся в виде коллоидов, лишь некоторые части организма (волосы, ногти) построены из твердых белков. Белки сохраняют свои свойства лишь в определенных условиях.

При повышении температуры белки коагулируют (свертываются) и становятся нерастворимыми — это называется денатурацией белка. Белки являются амфотерными соединениями.

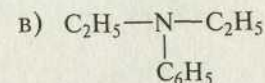
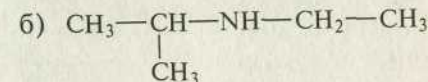
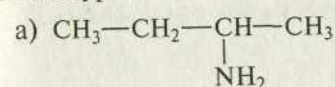
В нейтральном растворе основные (аминогруппы) и карбоксильные группы ионизированы, как это происходит с биполярными ионами аминокислот.

С ионами меди в щелочной среде белки образуют характерное фиолетовое окрашивание. Эта реакция называется биуретовой.

С азотной кислотой при нагревании белок образует сгусток ярко-желтого цвета. Эта реакция называется ксантопротеиновой. Эти две цветные реакции являются качественными реакциями на белок.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Назовите следующие амины по международной номенклатуре:



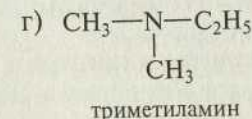
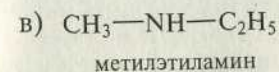
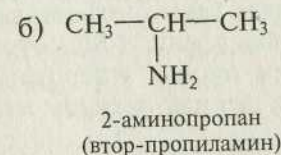
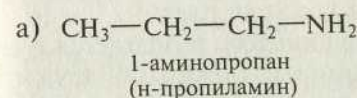
Решение. Алифатический первичный амин (а) — 2-аминобутан, так как только один атом водорода в аммиаке замещен на радикал и названия таких аминов строят из названий углеводородов, прибавляя к ним приставку *амино-*.

Алифатический смешанный вторичный амин (б) — этилизопропиламин, так как два атома водорода в аммиаке замещены на разные радикалы.

Смешанный алифатическо-ароматический (третичный) амин (в) — диэтилфениламин, образованный двумя алифатическими радикалами — этил, одним ароматическим — фенил.

Задача 2. Напишите структурные формулы всех изомерных аминов, соответствующих составу $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$, без учета аминов циклического строения. Дайте им названия.

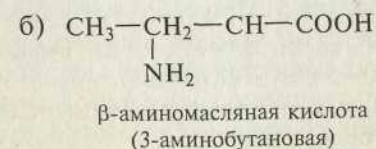
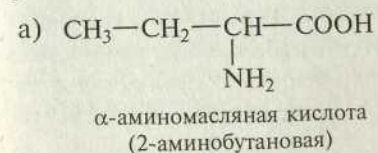
Решение.

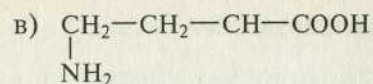


Следовательно, амин состава $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ имеет четыре изомера.

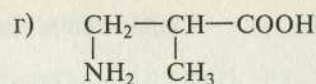
Задача 3. Напишите структурные формулы изомерных аминокислот, соответствующих составу $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$. Назовите их по рациональной и международной номенклатурам.

Решение. Аминокислота состава $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$ имеет пять изомеров:

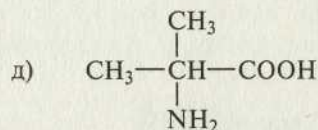




γ-аминомасляная кислота
(4-аминобутановая)



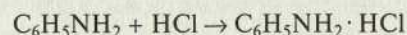
α-метил-β-аминопропановая кислота
(2-метил-3-аминопропановая)



α-метил-α-аминопропановая кислота
(2-метил-2-аминопропановая)

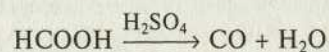
Задача 4. Даны три органических вещества: глицерин, анилин, муравьиная кислота. Определите каждое вещество с помощью характерных реакций. Составьте наиболее рациональный план проведения реакций.

Решение. Глицерин и муравьиная кислота хорошо растворимы в воде, а анилин — плохо. При добавлении воды к пробам отделяем анилин. Делаем характерные реакции. Анилин с соляной кислотой образует соль:

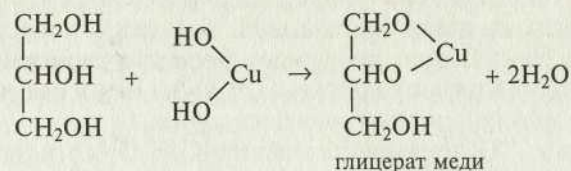


Оставшиеся два вещества — глицерин и муравьиная кислота — определяем следующим образом. На пробы действуем лакмусом, в кислой среде лакмус окрашивается в красный цвет.

При добавлении H_2SO_4 муравьиная кислота разлагается с образованием оксида углерода(II), который можно обнаружить, пропуская его над оксидом меди до восстановления меди:

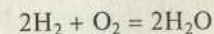


При действии на глицерин раствора $\text{Cu}(\text{OH})_2$ образуется раствор глицерата меди темно-синего цвета:



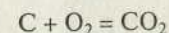
Задача 5. При сгорании навески вещества массой 5,64 г образовалось H_2O массой 3,84 г и CO_2 массой 15,94 г. Кроме C и H в состав вещества входит азот, содержание которого 15,38 %. Определите эмпирическую формулу вещества. К какому классу органических соединений оно относится?

Решение. Определяем массу водорода в навеске:



$$\begin{array}{l} \text{из } 4 \text{ г } \text{H}_2 \text{ образуется } 2 \cdot 18 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \\ \text{из } x \text{ г } \text{H}_2 \text{ образуется } 3,84 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \end{array} \quad x = \frac{4 \cdot 3,84}{2 \cdot 18} = 0,43 \text{ г } \text{H}_2.$$

Определяем массу углерода в навеске:



$$\begin{array}{l} \text{из } 12 \text{ г } \text{C} \text{ образуется } 44 \text{ г } \text{CO}_2 \\ \text{из } x \text{ г } \text{C} \text{ образуется } 15,94 \text{ г } \text{CO}_2 \end{array} \quad x = \frac{15,94 \cdot 12}{44} = 4,35 \text{ г } \text{C}.$$

Определяем массу азота в навеске:

$$m(\text{N}) = 5,64 - (0,43 + 4,35) = 0,86.$$

Соотношение атомов элементов углерода, водорода и азота в молекуле равно

$$\text{C} : \text{H} : \text{N} = \frac{4,35}{12} : \frac{0,43}{1} : \frac{0,86}{14} = 0,38 : 0,43 : 0,06.$$

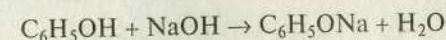
Так как в молекуле не может быть меньше одного атома, все числа нужно разделить на наименьшее из них:

$$\text{C} : \text{H} : \text{N} = \frac{0,38}{0,06} : \frac{0,43}{0,06} : \frac{0,06}{0,06} = 6 : 7 : 1;$$

следовательно, соединение имеет формулу $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$ или $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ и относится к аминопроизводным ароматического ряда.

Задача 6. При взаимодействии 26,5 г смеси, состоящей из анилина, фенола и бензола, с гидроксидом натрия получилось новое вещество массой 11,6 г, а при восстановлении смеси водородом образовался циклический углеводород массой 8,4 г. Определите массы веществ, составляющих смесь.

Решение. 1. Так как из данной смеси со щелочью взаимодействует только фенол, определяем массу фенола в смеси:

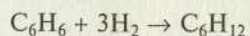


$$\text{из } 94 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \text{ получится } 116 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$$

$$\text{из } x \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \text{ получится } 11,6 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$$

$$x = \frac{11,6 \cdot 94}{116} = 9,4 \text{ г фенола.}$$

2. Восстанавливается из всей смеси водородом в циклический углеводород только бензол:



следовательно, масса бензола, содержащегося в смеси:

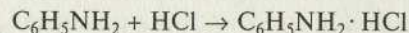
$$\begin{array}{l} \text{из } 78 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_6 \text{ получится } 84 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_{12} \\ \text{из } x \text{ г } \text{C}_6\text{H}_6 \text{ получится } 8,4 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_{12} \end{array} \quad x = \frac{8,4 \text{ г} \cdot 78 \text{ г}}{84 \text{ г}} = 7,8 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_6.$$

3. Масса анилина в смеси равна $26,5 - (7,8 + 9,4) = 9,3 \text{ г}$.

Ответ. Анилина 9,3 г; фенола 9,4 г; бензола 7,8 г.

Задача 7. Через безводную смесь бензола, анилина и фенола массой 50 г пропустили хлороводород. Выпавший при этом осадок массой 26 г отфильтровали. Фильтрат, обработанный раствором едкого натра, разделили на два слоя. Найдите массовую долю смеси, если объем верхнего слоя 17,7 мл, а плотность 0,88.

Решение. 1. Из трех веществ с хлороводородом будет реагировать только анилин, образуя солянокислый анилин:



Масса анилина в смеси равна:

из 93 г $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ получили 129,5 г $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \cdot \text{HCl}$

из $x \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ получили $26 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \cdot \text{HCl}$

откуда $x = 18,67 \text{ г}$, или

$$\begin{array}{l} 50 \text{ г смеси} \quad \text{— } 100 \% \\ 18,67 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \quad \text{— } x \% \end{array} \quad x = \frac{18,67 \text{ г} \cdot 100 \%}{50 \text{ г}} = 37,35 \% \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2.$$

2. При обработке фильтрата едким натром образуется два слоя: нижний — фенолят натрия $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$, а верхний — бензол, масса которого равна $17,7 \text{ мл} \cdot 0,88 \text{ г/мл} = 15,576 \text{ г}$. Это составит:

$$\begin{array}{l} 50 \text{ г смеси} \quad \text{— } 100 \% \\ 15,576 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_6 \quad \text{— } x_1 \% \end{array} \quad x_1 = \frac{15,576 \text{ г} \cdot 100 \%}{50 \text{ г}} = 31,15 \% \text{C}_6\text{H}_6.$$

Остальная масса приходится на долю фенола:

$$50 - (15,576 + 18,67) = 15,75 \text{ г},$$

что составит:

$$\begin{array}{l} 50 \text{ г смеси} \quad \text{— } 100 \% \\ 15,75 \text{ г } \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \quad \text{— } x_2 \% \end{array} \quad x_2 = \frac{15,75 \text{ г} \cdot 100 \%}{50 \text{ г}} = 31,5 \% \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}.$$

Ответ. $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ 37,35%; C_6H_6 31,15%; $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ 31,5%.

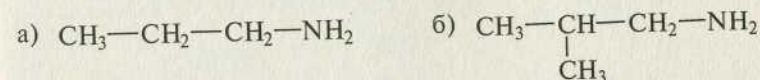
ВОПРОСЫ

1. Какие соединения называют аминами? Как их классифицируют? К какой группе относится анилин?

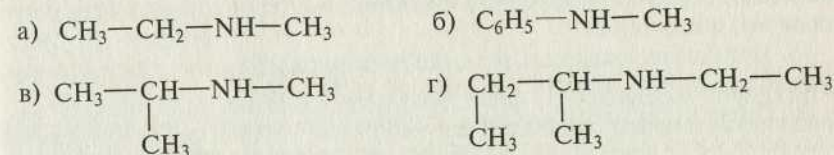
2. Чем объяснить сходство аминов с аммиаком?

3. В чем проявляется взаимное влияние атомов в молекулах анилина?

4. Назовите следующие первичные амины:



5. Назовите следующие вторичные амины:



6. Назовите следующие третичные амины:



7. Какими свойствами обладают амины: основными, кислотными или амфотерными?

8. В каком году и каким русским ученым осуществлено превращение нитросоединения в амин? Какой продукт использовался в качестве восстановителя?

9. Какие соединения называют аминокислотами? В чем проявляется двойственность химических функций?

10. Сильнее или слабее проявляются кислотные свойства у аминокислот по сравнению с карбоновыми кислотами? Почему?

11. В чем особенность органических амфотерных соединений по сравнению с неорганическими?

12. С какими из следующих веществ вступает в реакцию аминокислотная кислота: Ba(OH)_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HCl ?

13. Какие химические соединения используются в организме для синтеза белков?

14. Какие цветные реакции являются качественными на белки? Что такое денатурация белка?

ТЕСТЫ ПО ПРОЙДЕННОМУ МАТЕРИАЛУ

К § 1. Основные понятия

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какая строка из перечисленных веществ включает только простые вещества?	Кислород, воздух, водород, железо	1
		Фосфор, водород, пирит, сера	2
		Дерево, песок, мел	3
		Железо, сера, озон, алмаз	4
2	В каком количестве вещества заключено $3 \cdot 10^{22}$ молекул?	0,05 моль	1
		0,005 моль	2
		0,01 моль	3
		0,001 моль	4
3	Из перечисленных явлений назовите физическое.	Горение спички	1
		Скисание молока	2
		Ржавление железа	3
		Плавнение металла	4
4	Сколько молекул (CH_4) содержится в метане массой 8 г?	$6,02 \cdot 10^{23}$	1
		$3,01 \cdot 10^{23}$	2
		$1,5 \cdot 10^{23}$	3
		$12,04 \cdot 10^{23}$	4
5	Какова относительная плотность азота по кислороду?	1,14	1
		0,96	2
		0,44	3
		2,28	4

К § 2. Законы химии

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какой закон дает основу для составления уравнений химических реакций?	Закон постоянства состава вещества	1
		Закон эквивалентов	2
		Закон сохранения массы веществ	3
		Закон Авогадро	4
2	Фактор эквивалентности кислоты определяется:	по количеству атомов водорода	1
		основности кислоты	2
		количеству кислотных остатков	3
		валентности кислотных радикалов	4
3	Что называется постоянной Авогадро?	1 моль вещества, содержащий $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	1
		Число частиц $6,02 \cdot 10^{23}$, содержащихся в 1 моль любого вещества	2
		1 моль вещества, содержащий $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов	3
		Содержание $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов в 12 г углерода	4
4	Кем установлен закон постоянства состава вещества?	М. Ломоносовым	1
		Дж. Дальтоном	2
		Ж. Прустом	3
		А. Авогадро	4
5	Вычислите массовую долю железа в FeSO_4 .	26,9	1
		36,8	2
		53,8	3
		41,2	4

К § 3. Строение атома. Радиоактивность. Изотопы

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Изотоп какого элемента образуется при β -распаде $^{227}_{89}\text{Ac}$?	Европий	1
		Гадолиний	2
		Торий	3
		Протактиний	4
2	Назовите элемент, электронная формула которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$.	Германий	1
		Титан	2
		Селен	3
		Хром	4
3	Какую массу будет иметь атомное ядро, если содержит 23 электрона и 28 нейтронов?	74	1
		51	2
		79	3
		28	4
4	Ядерные реакции — это	взаимодействие ядер атомов с атомами других элементов	1
		взаимодействие ядер атомов с элементарными частицами	2
		взаимодействие ядер атомов с элементарными частицами, γ -излучением	3
		или с ядрами других элементов	4
5	Какая ядерная реакция соответствует α -распаду радиоактивного ядра актиния $^{227}_{89}\text{Ac}$?	$^{227}_{89}\text{Ac} = ^{223}_{87}\text{Fr} + ^4_2\text{He}$	1
		$^{227}_{89}\text{Ac} = ^{223}_{85}\text{At} + ^4_2\text{He}$	2
		$^{227}_{89}\text{Ac} = ^{227}_{90}\text{Tn} + ^0_{-1}\beta$	3
		$^{227}_{89}\text{Ac} = ^{227}_{88}\text{Ra} + ^0_{+1}\beta$	4

К § 4. Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какое газообразное соединение имеет элемент X, если его высший оксид X_2O_5 ?	XH	1
		X_2H	2
		X_3H	3
		XH_3	4
2	Укажите химический элемент X, который может образовывать кислоту состава HXO_4 .	Астат	1
		Рений	2
		Фтор	3
		Селен	4
3	Какова валентность элемента по водороду, если он расположен в IV периоде в V ряду, с кислородом образует оксид XO_2 ?	II	1
		III	2
		V	3
		IV	4
4	Кто из предшественников Д. И. Менделеева работал над созданием таблицы элементов?	Э. Резерфорд	1
		Н. Бор	2
		Л. Мейер	3
		В. Паули	4
5	Назовите элемент X, высший оксид которого X_2O_7 , который образует водородное соединение с массовой долей водорода 1,23 %.	Селен	1
		Хлор	2
		Бром	3
		Иод	4

К § 5. Типы химической связи. Степень окисления

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какой тип связи в молекуле аммиака?	Донорно-акцепторная Водородная Ковалентная полярная Ионная	1 2 3 4
2	Определите число полученных или потерянных электронов в следующем превращении: $X^{-2} \rightarrow X^{+6}$.	+4 -4 +8 -8	1 2 3 4
3	В какой из молекул атомная неполярная связь?	CuS N ₂ H ₂ S CO	1 2 3 4
4	В какой из молекул степень окисления хрома +6?	KCrO ₂ ; Na ₂ Cr ₂ O ₇ ; FeCr ₂ O ₄ ; Cr ₂ (SO ₄) ₃	1 2 3 4
5	Вычислите степень окисления меди в молекуле (CuOH) ₂ SO ₃ .	+1 +2 -1 -2	1 2 3 4

К § 6. Электролиз

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	При электролизе каких водных растворов солей происходит только разложение воды?	Хлорида магния Нитрата натрия Сульфата железа(II) Сульфида калия	1 2 3 4
2	Что образуется на катоде при электролизе раствора сульфата марганца(II)?	Марганец и кислород Марганец и водород Только водород Только марганец	1 2 3 4
3	Что образуется на аноде при электролизе раствора нитрата серебра, если анод угольный?	Серебро и кислород Кислород и кислота Водород и серебро Кислород и водород	1 2 3 4
4	Что образуется на катоде и аноде при электролизе раствора нитрата ртути(II), если анод ртутный?	Ртуть Ртуть, водород, кислород Водород и кислород Ртуть и кислород	1 2 3 4
5	Какую массу меди можно получить при электролизе раствора CuSO ₄ массой 50 г с массовой долей CuSO ₄ 20 %, если масса медного анода составляет 5 г?	10 г 5 г 15 г 9 г	1 2 3 4

К § 7, 8. Электролитическая диссоциация

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Сколько ионов образуется при диссоциации FeOH(NO ₃) ₂ по I ступени?	4 3 2 6	1 2 3 4
2	Сколько анионов можно получить при полной диссоциации (NH ₄) ₃ PO ₄ ?	2 4 3 1	1 2 3 4
3	Дигидросульфат меди(II) диссоциирует на ионы:	Cu ²⁺ , OH ⁻ , SO ₄ ²⁻ CuOH ⁺ , SO ₄ ²⁻ Cu ²⁺ , CuOH ⁺ , SO ₄ ²⁻ CuOH ⁺ , Cu ²⁺ , OH ⁻	1 2 3 4
4	Какие ионы содержатся в водном растворе гидросульфида натрия?	Na ⁺ , HS ⁻ Na ⁺ , S ²⁻ Na ⁺ , HS ⁻ , H ⁺ , S ²⁻ Na ⁺ , HS ⁻ , S ²⁻	1 2 3 4
5	Сколько стадий электролитической диссоциации имеет H ₃ BO ₃ ?	Одну Две Три Не диссоциирует	1 2 3 4

К § 9. Ионные реакции

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Сокращенное ионное уравнение имеет вид Fe ³⁺ + 3S ²⁻ → Fe ₂ S ₃ . Какое молекулярное уравнение соответствует сокращенному ионному?	Fe ₂ (SO ₄) ₃ + 3H ₂ S → Fe ₂ S ₃ + 3H ₂ SO ₄ 2Fe(OH) ₃ + 3H ₂ S → Fe ₂ S ₃ + 6H ₂ O 2FeCl ₃ + 3ZnS → Fe ₂ S ₃ + 3ZnCl ₂ 2Fe(NO ₃) ₃ + 3K ₂ S → Fe ₂ S ₃ + 6KNO ₃	1 2 3 4
2	Молекулярное уравнение реакции имеет вид Mg(HCO ₃) ₂ + 2HCl → MgCl ₂ + 2H ₂ O + 2CO ₂ . Какое сокращенное ионное уравнение соответствует молекулярному?	HCO ₃ ⁻ → CO ₂ + OH ⁻ Mg(HCO ₃) ₂ + 2H ⁺ → Mg ²⁺ + 2H ₂ O + CO ₂ HCO ₃ ⁻ + H ⁺ → H ₂ O + CO ₂ Mg ²⁺ + 2HCO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + 2Cl ⁻ → MgCl ₂ + 2H ₂ O + 2CO ₂	1 2 3 4
3	Какое из полных ионных уравнений реакции правильно, если на гидроксид хрома(III) подействовать азотной кислотой?	Cr ³⁺ + 3OH ⁻ + 3H ⁺ + 3NO ₃ ⁻ → Cr ³⁺ + 3NO ₃ ⁻ + 3H ₂ O Cr(OH) ₃ + 3H ⁺ + 3NO ₃ ⁻ → Cr(NO ₃) ₃ + 3H ₂ O Cr(OH) ₃ + 3H ⁺ + 3NO ₃ ⁻ → Cr ³⁺ + 3NO ₃ ⁻ + 3H ₂ O Cr(OH) ₃ + 3H ⁺ + 3NO ₃ ⁻ → Cr ³⁺ + 3NO ₃ ⁻ + 3OH ⁻ + 3H ⁺	1 2 3 4
4	Закончите уравнение реакции в сокращенном ионном виде: Hg(NO ₃) ₂ + 2KBr →	Hg ²⁺ + 2Br ⁻ + 2K ⁺ + 2NO ₃ ⁻ HgBr ₂ + 2K ⁺ + 2NO ₃ ⁻ HgBr ₂ + 2KNO ₃ HgBr ₂	1 2 3 4

№	Вопросы	Варианты ответов	4
5	Концентрация Cu^{2+} в растворе $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ составляет 6,4 г в 32 г 20 %-го раствора. Определите массу $\text{Cu}(\text{OH})_2$, полученную при действии избытка KOH на раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.	4,9 г	1
		9,8 г	2
		3,4 г	3
		6,8 г	4

К § 10. Концентрация растворов

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Массовая доля — это	отношение растворенного вещества к раствору	1
		отношение массы раствора к массе растворенного вещества	2
		отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора	3
		отношение раствора к растворенному веществу	4
2	Вычислите массовую долю (в %) раствора серной кислоты при смешивании кислоты массой 20 г и воды массой 160 г.	12,5	1
		11,1	2
		88,8	3
		112,5	4
3	Определите массу щелочи натрия в растворе массой 60 г с массовой долей NaOH 30 %.	0,02	1
		18	2
		50	3
		200	4
4	Молярная концентрация — это	отношение количества вещества (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора	1
		отношение массы вещества к объему всего раствора	2
		отношение количества вещества к объему раствора	3
		отношение количества вещества (моль), содержащегося в растворе, к массе этого раствора	4
5	Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 0,1 М растворе объемом 200 мл?	21,2	1
		2,12	2
		0,05	3
		0,005	4

К § 11. Гидролиз солей

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Укажите правильный процесс гидролиза соли $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ в сокращенном ионном виде.	$2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{H}_2\text{S}$	1
		$\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4^+ + \text{HS}^-$	2
		$\text{NH}_4\text{OH} + \text{HS}^-$	3
		$2\text{NH}_4^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{S}$	4
2	Какая реакция среды, если растворить в воде Na_2CO_3 ?	Нейтральная	1
		Кислая	2
		Щелочная	3
		Сильно кислая	4
3	Какие из следующих солей подвергаются полному гидролизу?	Na_2SO_4 ; NH_4NO_2 ; BaCl_2	1
		Na_2SO_4 ; K_2S ; BaCl_2	2
		$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; NH_4NO_2 ; BaCl_2	3
		K_2S ; NH_4NO_2 ; BaCl_2	4
4	Почему раствор KH_2PO_4 имеет слабокислую среду?	Образуется слабое основание	1
		Образуется однокислотное основание и трехосновная кислота средней силы	2
		Образуется сильная кислота	3
		Образуется слабое основание и сильная кислота	4
5	Какая масса осадка образуется при полном гидролизе 10,4 г Fe_2S_3 ?	53,5	1
		10,7	2
		4,5	3
		9	4

К § 12. Свойства оксидов, гидроксидов и солей

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какой из оксидов является несолеобразующим (безразличным)?	NO	1
		CO	2
		SO_2	3
		SiO_2	4
2	Какое уравнение реакции в сокращенном ионном виде соответствует реакции взаимодействия FeO с HNO_3 ?	$\text{FeO} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{OH}^-$	1
		$\text{FeO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	2
		$\text{Fe}^{2+} + \text{O}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	3
		$\text{FeO} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{KOH}$	4
3	При взаимодействии CaCO_3 с HNO_3 , какие продукты реакции не диссоциируют на ионы?	H_2O , CO_2	1
		HNO_3 , H_2CO_3 , CaCO_3	2
		CaCO_3 , H_2O , CO_2	3
		H_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	4
4	Какие продукты реакции диссоциируют на ионы при взаимодействии FeS с HCl ?	FeS , FeCl_2	1
		HCl , FeCl_2	2
		H_2S , FeS	3
		FeCl_2 , HCl , H_2S	4
5	Какое количество вещества (моль) воды образуется при сплавлении гидроксида калия массой 5,6 г с гидроксидом цинка массой 9,9 г?	3,6 моль	1
		0,9 моль	2
		0,1 моль	3
		0,2 моль	4

К § 13. Хлор и его соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С какими из следующих веществ взаимодействует хлор?	Ca(OH) ₂ , Mn, O ₂ , Si HNO ₃ , Ca(OH) ₂ , H ₂ , Mn Ca(OH) ₂ , Mn, H ₂ , Si, KBr O ₂ , Mn, H ₂ , HNO ₃ , KBr	1 2 3 4
2	Какая степень окисления хлора в хлорной извести (хлорид-гипохлорид кальция)?	-1 +1 +1 и -1 0	1 2 3 4
3	Как называется соль KClO ₂ ?	Хлорат калия Хлорит калия Гипохлорит калия Хлорид калия	1 2 3 4
4	Какие оксиды хлора являются кислотными?	Cl ₂ O ₆ , Cl ₂ O ₇ , ClO ₂ Cl ₂ O, Cl ₂ O ₆ , Cl ₂ O ₇ Cl ₂ O, ClO ₂ , Cl ₂ O ₆ Все	1 2 3 4
5	Через раствор бромида калия массой 150 г с массовой долей KBr 10 % пропущен избыток хлора. Определите массу сухого остатка после выпаривания раствора.	18,8 г 9,4 г 4,7 г 10 г	1 2 3 4

К § 14. Кислород и его соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С какими из следующих веществ кислород не реагирует?	N ₂ , NH ₃ , SO ₂ N ₂ , Ag, He Mg, He, SO ₂ Ag, Mg, NH ₃	1 2 3 4
2	В каких из следующих соединений кислород не проявляет степень окисления -2?	BaO, K ₂ O ₂ , OF ₂ OF ₂ , O ₂ F ₂ , KClO ₃ K ₂ MnO ₄ , BaO, KClO ₃ K ₂ O ₂ , OF ₂ , O ₂ F ₂	1 2 3 4
3	С какими из следующих веществ взаимодействует вода?	S, N ₂ , Cl ₂ , K ₂ CO ₃ CaO, K ₂ CO ₃ , NO ₂ , Cl ₂ CaO, Cl ₂ , S, NO ₂ N ₂ , Cl ₂ , NO ₂ , S	1 2 3 4
4	Какие из перечисленных веществ можно использовать для получения кислорода?	HgO, ClO ₂ , KMnO ₄ CuO, KOH, KClO ₃ HgO, KOH, KMnO ₄ , KClO ₃ SiO ₂ , ClO ₂ , KClO ₃ , CuO	1 2 3 4
5	Определите объем выделившегося кислорода (н.у.) при разложении KClO ₃ массой 12,25 г.	1,12 л 3,36 л 2,24 л 6,72 л	1 2 3 4

К § 15. Сера и ее соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С каким из следующих веществ не взаимодействует сера?	KOH, HNO ₃ , N ₂ , Au H ₂ , Mn, HNO ₃ , H ₂ O H ₂ O, N ₂ , KOH, Au H ₂ , H ₂ O, Mn, Au	1 2 3 4
2	При полном гидролизе сульфида алюминия образуется	Al(OH) ₃ и Al(HS) ₃ [Al(OH) ₂] ₂ S и H ₂ S Al(OH) ₃ и H ₂ S Al(OH) ₃ и Al(HS) ₃	1 2 3 4
3	Концентрированная серная кислота при нагревании реагирует с серебром и выделяется	H ₂ S SO ₂ SO ₃ S	1 2 3 4
4	При высокой температуре SrSO ₄ разлагается	на SrO, SO ₃ SrO, SO ₂ , O ₂ Sr, SO ₂ , O ₂ SrO, SO ₂	1 2 3 4
5	При взаимодействии смеси металлов меди и цинка массой 13 г с разбавленной серной кислотой выделился газ объемом 2,24 л (н.у.). Определите массовую долю (%) металлов в смеси.	25 % Zn и 75 % Cu 50 % Zn и 50 % Cu 41,8 % Zn и 48,2 % Cu 75,4 % Zn и 24,6 % Cu	1 2 3 4

К § 16. Азот и его соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Нитрит аммония при нагревании разлагается	на N ₂ O и H ₂ O NH ₃ и H ₂ O N ₂ и H ₂ O N ₂ , H ₂ , O ₂	1 2 3 4
2	Разбавленная азотная кислота с тяжелыми металлами при нагревании реагирует с выделением газа	N ₂ O NO ₂ NO NH ₃	1 2 3 4
3	Нитрат бария при нагревании разлагается	на BaO, NO ₂ , O ₂ BaO, NO ₂ Ba(NO ₂) ₂ , O ₂ Ba(NO ₂) ₂ , N ₂	1 2 3 4
4	Какие продукты реакции образуются при взаимодействии концентрированной азотной кислоты	H ₂ S, NO ₂ , H ₂ O H ₂ SO ₄ , NO ₂ , H ₂ O H ₂ SO ₄ , NO, H ₂ O SO ₂ , NO ₂ , H ₂ O	1 2 3 4
5	Определите массу нитрата калия, требуемую для получения раствора азотной кислоты массой 150 г с массовой долей HNO ₃ 10 %, если в реакции участвовала разбавленная серная кислота.	6 12 24 48	1 2 3 4

К § 17. Фосфор и его соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какие продукты реакции получатся при окислении белого фосфора разбавленной серной кислотой?	P_2O_5 , NO	1
		H_3PO_4 , NO	2
		H_3PO_4 , NO ₂	3
		H_3PO_4 , NO, H ₂ O	4
2	Определите степень окисления фосфора в соединении $MgKPO_4$.	-3	1
		+3	2
		+5	3
		-5	4
3	Простой суперфосфат — это	$Ca(H_2PO_4)_2$	1
		Смесь $Ca(H_2PO_4)_2$ и $CaSO_4$	2
		$CaH_2PO_4 \cdot 2H_2O$	3
		$NH_4H_2PO_4$	4
4	Фосфор образует несколько аллотропных видоизменений. Какой из них обладает электрической проводимостью?	Белый	1
		Черный	2
		Красный	3
		Фиолетовый	4
5	Определите молекулярную формулу одного из оксидов фосфора, массовая доля фосфора в котором 43,7 %. Плотность по сероводороду пара этого оксида равна 4,17.	P_4O_{10}	1
		P_4O_6	2
		P_2O_3	3
		P_2O_5	4

К § 18. Углерод и его соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Как будет взаимодействовать СО с КОН при повышении температуры и высоком давлении?	Не будет, так как СО — несолеобразующий оксид	1
		HCOONa	2
		Na_2CO_3	3
		NaHCO ₃	4
2	Какие из следующих кислот могут вытеснить угольную из ее солей?	H_2S ; H_2SiO_3 ; CH_3COOH ;	1
		H_3PO_4	2
		CH_3COOH ; H_3PO_4 ;	3
		H_2S ; H_2SiO_3 ; H_3PO_4 ;	4
3	Как ведет себя гидрокарбонат магния при нагревании?	MgO , CO_2 , H ₂ O	1
		$MgCO_3$, H ₂ O	2
		$MgCO_3$, CO_2 , H ₂ O	3
		MgO , CO_2	4
4	С какими из перечисленных веществ взаимодействует оксид углерода(IV): Na_2SiO_3 , K_2SO_4 , $Fe(OH)_2$, H_2S , BaO?	Na_2SiO_3 , $Fe(OH)_2$, BaO	1
		K_2SO_4 , H_2S , BaO	2
		BaO	3
		K_2SO_4 , $Fe(OH)_2$	4
5	Через раствор КОН массой 200 г с массовой долей КОН 20 % пропущена смесь газов СО и СО ₂ . Весь КОН перешел в среднюю соль, а собранный СО занял объем 4 л (н. у.). Определите массовую долю газов в смеси.	20 % CO_2 и 80 % СО	1
		80 % CO_2 и 20 % СО	2
		66,7 % CO_2 и 33,3 % СО	3
		50 % CO_2 и 50 % СО	4

К § 19. Кремний и его соединения

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какое из перечисленных веществ не будет взаимодействовать с гидроксидом калия?	SiO_2 , H_2SiO_3	1
		Si	2
		Si, $MgSiO_3$	3
		$MgSiO_3$	4
2	Выберите строку, все вещества в которой взаимодействуют с оксидом кремния(IV).	KOH, HCl, FeS	1
		NaOH, HF, $CaCO_3$	2
		$MgSO_4$, $Ba(OH)_2$, HNO ₃	3
		$Ba(NO_3)_2$, F ₂ , Na_2CO_3	4
3	Какая из перечисленных солей кремниевой кислоты растворяется в воде?	K_2SiO_3 ;	1
		$MgSiO_3$;	2
		FeSiO ₃ ;	3
		$CuSiO_3$	4
4	Какое из веществ служит сырьем для изготовления фарфора?	Ортоклаз	1
		Нефелин	2
		Асбест	3
		Каолин	4
5	Определите массу (в г) оксида кремния(IV) при самопроизвольном воспламенении на воздухе гидрида кремния количеством вещества 0,5 моль.	60	1
		45	2
		30	3
		15	4

К § 20. Общие свойства металлов

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какие из перечисленных металлов в ряду стандартных электродных потенциалов будут взаимодействовать с хлороводородной кислотой?	Ni; Hg; Sn;	1
		Ni; Li; Sn;	2
		Au; Cu; Hg;	3
			4
2	В каком ряду все металлы будут взаимодействовать с гидроксидом калия?	Cr, Si, Sn	1
		Al, Zn, Cr	2
		Ba, Zn, Cu	3
		Fe, Ag, Mg	4
3	Какие из перечисленных металлов в природе встречаются только в свободном состоянии?	Pt; Ag; Fe; Au;	1
		Mg; Pt; Ag; Os	2
			3
		Os; Au; Pt; Ag	4
4	С раствором какой соли будет взаимодействовать железо?	HgCl ₂	1
		$MgSO_4$	2
		KNO ₃	3
		Na_2CO_3	4
5	Смесь порошков цинка и меди массой 12 г обработали разбавленной серной кислотой, при этом выделился газ объемом 1,72 л. Определите массовые доли металлов в смеси.	41,7 % Zn и 58,3 % Cu	1
		40,8 % Cu и 59,2 % Zn	2
		50,5 % Zn и 49,5 % Cu	3
		50,0 % Zn и 50,0 % Cu	4

К § 21. Металлы главной подгруппы I группы. Натрий и калий

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какой из минералов содержит соединения натрия и калия?	Сильвин Сильвинит Карналлит Поташ	1 2 3 4
2	Какой газ выделяется при взаимодействии натрия с разбавленной азотной кислотой?	NO N ₂ O NH ₃ NO ₂	1 2 3 4
3	Какую из приведенных реакций можно назвать реакцией каустификации?	Na ₂ CO ₃ + Ca(OH) ₂ = K ₂ CO ₃ + Ba(OH) ₂ = NaCl + H ₂ SO ₄ = KCl + AgNO ₃ =	1 2 3 4
4	Какие из перечисленных металлов будут взаимодействовать с гидроксидом калия?	Sn; Zn; Ag Zn; Cu; Ag Cr; Sn; Zn Cu; Ag; Zn	1 2 3 4
5	При обработке смеси меди и хрома массой 10 г гидроксидом калия выделился газ объемом 3,36 л (н. у.). Определите массовую долю хрома и меди в смеси	52 % Cr и 48 % Cu 78 % Cr и 22 % Cu 39 % Cr и 61 % Cu 26 % Cr и 74 % Cu	1 2 3 4

К § 22. Металлы побочной подгруппы I группы. Медь

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	При прокаливании оксида меди(II) с углем образуются:	Cu, CO ₂ CuO, CO ₂ Cu, CO CuO, CO	1 2 3 4
2	Какие вещества образуются при взаимодействии меди с разбавленной азотной кислотой?	Cu(NO ₃) ₂ , NO ₂ , H ₂ O Cu(NO ₃) ₂ , NO, H ₂ O CuNO ₃ , NO, H ₂ O Cu(NO ₃) ₂ , N ₂ O, H ₂ O	1 2 3 4
3	Каким реактивом можно определить ионы Cu ²⁺ в растворе?	H ₂ SO ₄ KOH NH ₄ OH HNO ₃	1 2 3 4
4	Какие вещества образуются при прокаливании малахита?	Cu, H ₂ O, CO ₂ CuO, CO ₂ , H ₂ O Cu ₂ O, CO ₂ , H ₂ O CuOH, CO, Cu	1 2 3 4
5	При действии на смесь меди и оксида меди(II) массой 200 г разбавленной серной кислотой образовалась вода массой 36 г. Определите массовую долю (%) меди и оксида меди(II) в смеси	60 % Cu и 40 % CuO 64 % Cu и 36 % CuO 50 % Cu и 50 % CuO 20 % Cu и 80 % CuO	1 2 3 4

К § 23. Металлы главной подгруппы II группы. Кальций

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С какими из следующих веществ взаимодействует кальций?	S, HNO ₃ , LiCl, HgSO ₄ S, H ₂ , KOH, HgSO ₄ S, H ₂ , HNO ₃ , HgSO ₄ S, H ₂ , KOH, LiCl	1 2 3 4
2	Для какого вещества пушонка является качественной реакцией?	H ₂ O CO ₂ SO ₂ NO ₂	1 2 3 4
3	Чем определяется временная жесткость воды?	Содержанием CaCO ₃ и MgCO ₃ Содержанием Ca(HCO ₃) ₂ и Mg(HCO ₃) ₂ Содержанием CaSO ₄ и MgSO ₄ Содержанием Ca(HCO ₃) ₂	1 2 3 4
4	С какими из следующих веществ не взаимодействует оксид кальция?	SiO ₂ , Al ₂ O ₃ , CuSO ₄ H ₃ PO ₄ , KOH, CuSO ₄ CuSO ₄ , KOH SiO ₂ , H ₃ PO ₄ , Al ₂ O ₃	1 2 3 4
5	При действии на смесь кальция и негашеной извести массой 5 г хлороводородной кислотой выделился газ объемом 11,2 л (н. у.). Определите массовую долю (%) веществ в смеси.	50 % кальция и 50 % извести 40 % кальция и 60 % извести 20 % кальция и 80 % извести 60 % кальция и 40 % извести	1 2 3 4

К § 24. Металлы главной подгруппы III группы. Алюминий

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С какими из следующих веществ не будет взаимодействовать алюминий?	Br ₂ , Cr ₂ O ₃ , H ₂ , KOH HNO ₃ (холод.), H ₂ H ₂ O, OH, HNO ₃ (холод.) Cr ₂ O ₃ , H ₂ O, S, Br ₂	1 2 3 4
2	Какое соединение образуется при взаимодействии оксида алюминия с раствором гидроксида калия?	KAlO ₂ K ₃ AlO ₃ K ₃ [Al(OH) ₆] K[Al(OH) ₄]	1 2 3 4
3	Полный гидролиз соли Al(CH ₃ COO) ₃ приводит к образованию:	→ AlOH(CH ₃ COO) ₂ + CH ₃ COOH → Al(OH) ₃ CH ₃ COO + 2CH ₃ COOH → Al(OH) ₃ + 3CH ₃ COOH → нет гидролиза	1 2 3 4
4	Какой минерал алюминия лежит в основе драгоценного камня изумруд?	Боксит Корунд Криолит Алунит	1 2 3 4
5	Какая масса раствора гидроксида калия с массовой долей KOH 30 % потребуется для растворения смеси гидроксида алюминия и гидроксида железа(II) массой 16,8 г, если при этом образуется соль массой 13,4 г?	56 г 16,8 г 37,3 г 18,7 г	1 2 3 4

К § 25. Металлы побочной подгруппы VI группы. Хром

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С какими веществами будет реагировать хром?	F_2 , O_2 , KOH, H_2O H_2 , HCl, KOH, N_2 H_2O , KOH, HCl, N_2 , O_2 F_2 , HCl, H_2O , KOH, O_2	1 2 3 4
2	Какое соединение образуется при взаимодействии гидроксида хрома(III) с раствором гидроксида натрия?	$Na[Cr(OH)_4]$ $NaCrO_2$ Na_2CrO_4 Na_3CrO_3	1 2 3 4
3	Какие продукты образуются при смешивании растворов хлорида хрома(III) с сульфидом натрия?	Cr_2S_3 , NaCl $Cr(OH)_3$, H_2S $Cr(OH)_3$, H_2S , NaCl $CrOHCl_2$, H_2S , NaCl	1 2 3 4
4	Какой реактив надо добавить, чтобы из $Na_2Cr_2O_7$ получить $Na_2Cr_2O_4$?	H_2SO_4 KOH H_2O CrO_3	1 2 3 4
5	Сколько граммов хрома образуется в результате процесса алюмотермии, если в реакцию вступил алюминий массой 2,7 г?	5,2 г 11,4 г 1,14 г 2,28 г	1 2 3 4

К § 26. Металлы побочной подгруппы VII группы. Марганец

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	С какими из следующих веществ взаимодействует марганец?	H_2 , O_2 , P, HCl H_2O , HCl, KOH O_2 , H_2O , HCl, P H_2 , KOH, P, O_2	1 2 3 4
2	Какие из оксидов марганца являются типичными основными и типичными кислотными?	Mn_2O_3 , MnO_2 MnO , Mn_2O_7 Mn_2O_3 , MnO_3 MnO , MnO_2	1 2 3 4
3	Важнейшим минералом марганца является	браунит (Mn_2O_3) марганцевый шпат ($MnCO_3$) гаусманит (Mn_3O_4) пирролюзит (MnO_2)	1 2 3 4
4	Во что превращается перманганат-ион в кислой среде и в присутствии сильных восстановителей?	MnO MnO_4^{2-} Mn^{2+} MnO	1 2 3 4
5	Какая масса хлороводородной кислоты с массовой долей HCl 20 % потребуется для растворения смеси MnO_2 и Mn_2O_7 массой 10 г, если MnO_2 в смеси 87 %?	73 г 36,5 г 18,25 г 54,7 г	1 2 3 4

К § 27. Металлы побочной подгруппы VIII группы. Железо

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Чем отличается по химическому составу сталь от чугуна?	Содержанием массовой доли углерода В чугуне содержатся примеси S, P, Si, Mn, а в стали нет В стали нет углерода, а в чугуне есть В чугуне содержатся примеси C, S, P, Si, Mn, а в стали только углерод	1 2 3 4
2	С какими из следующих веществ будет взаимодействовать оксид железа(II)?	SiO_2 , KOH HNO_3 , Cl_2 H_2O , KOH SiO_2 , HNO_3	1 2 3 4
3	Что образуется при взаимодействии железа с холодной разбавленной азотной кислотой, кроме соли и воды?	NO N_2O NO_2 NH_4NO_3	1 2 3 4
4	С какими из следующих веществ будет взаимодействовать гидроксид железа(III)?	NaOH, HNO_3 , Na_2S HNO_3 , NaOH HNO_3 , Na_2S NaOH	1 2 3 4
5	Определите массовую долю (%) веществ в смеси, состоящей из растворов сульфата меди(II) и сульфата цинка массой 200 г с массовой долей соли 20 %, если в реакцию вступило железо массой 5,6 г.	59,75 % $CuSO_4$ и 40,25 % $ZnSO_4$ 40,00 % $CuSO_4$ и 60,00 % $ZnSO_4$ 50,00 % $CuSO_4$ и 50,00 % $ZnSO_4$ 80,00 % $CuSO_4$ и 20,00 % $ZnSO_4$	1 2 3 4

К § 28. Предельные, или насыщенные, углеводороды

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Как называется по международной номенклатуре предельный углеводород, имеющий углеродный скелет $ \begin{array}{ccccccc} C & - & C & - & C & - & C & - & C \\ & & & & & & \\ & & & & C & & C \\ & & & & & & \\ & & & & C & & C \end{array} $	3-этил-2-метилгексан 2-метил-3-этилгексан 3-изопропилгексан 2-метил-3-пропилпентан	1 2 3 4

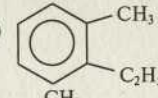
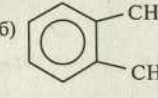
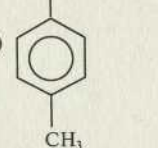
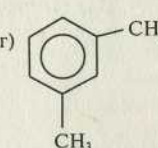
№	Вопросы	Варианты ответов	Код
2	Какие из веществ являются изомерами: а) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ б) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ в) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ г) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ д) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ е) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	а, е в, г в, д, е б, г	1 2 3 4
3	Какое вещество нельзя получить из метана?	CO H ₂ O ₂ H ₂ C ₂ H ₂	1 2 3 4
4	Какие из веществ являются гомологами: а) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ б) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ в) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ г) $\text{CH}_3-\text{CH}-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}_3}$	в, г б, в а, б а, г	1 2 3 4
5	Вычислите объем этана количеством вещества 0,25 моль (н.у.)	0,56 л 11,2 л 5,6 л 1,12 л	1 2 3 4

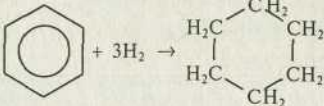
К § 29. Непредельные углеводороды

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Для непредельных углеводородов характерны реакции:	замещения обмена присоединения разложения	1 2 3 4

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
2	Как называется по современным международным правилам непредельный углеводород: $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$	4,5-диметилпентин-1 4-метилгексин-1 4-метилгексин-2 3-метилпентин-1	1 2 3 4
3	Какая из формул соответствует названию 1-метилпентен-2?	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH=CH-CH ₃ CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH=CH ₂ CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ CH ₃ -CH ₂ -CH=CH-CH ₃	1 2 3 4
4	В чем заключается правило Марковникова в реакциях присоединения?	Водород присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода Водород присоединяется к наименее гидрогенизированному атому углерода Водород присоединяется к наиболее гидрогенизированному атому углерода, а остатки молекул — к наименее гидрогенизированному Водород не присоединяется	1 2 3 4
5	На гидрирование непредельного углеводорода массой 2,8 г затрачено водорода объемом 1,12 л (н.у.). Какой был взят углеводород?	Амилен Пропилен Бутилен Этилен	1 2 3 4

К § 30. Ароматические углеводороды

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	При гидрировании бензола в присутствии платинового катализатора образуется	метил бензол циклогексан толуолксил	1 2 3 4
2	Какой формуле соответствует название 1,2-диметилбензол: а)  б)  в)  г) 	а б в г	1 2 3 4

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
3	Назовите ароматический углеводород, имеющий следующее строение: $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$	<i>орто</i>-диизопропилбензол <i>мета</i>-диизопропилбензол 1,4-диизопропилбензол 1,2-диизопропилбензол	1 2 3 4
4	Какая реакция соответствует реакции замещения Фриделя — Крафта?	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Br} + \text{HBr}$ $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{Cl} \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{HCl}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{CH}_3 + 3\text{HBr}$ 	1 2 3 4
5	Какой объем оксида углерода(IV) выделится при сгорании в кислороде бензола количеством вещества 0,5 моль?	11,2 л 33,6 л 67,2 л 22,4 л	1 2 3 4

К § 31. Спирты. Фенолы

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Как называется одноатомный спирт по систематической номенклатуре $\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C} & -\text{CH}_2- & \text{CH} & -\text{CH} & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \text{OH} & & \text{CH}_3 \end{array}$	3,5-диметилпентанол-4 2,4-диметилгексанол-3 2-метил-1-изопропил-бутанол-1 3,5-диметилгексанол-4	1 2 3 4
2	Какая из структурных формул изображает 2-метил-4-этилфенол: а) б) в) г)	а б в г	1 2 3 4

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
3	Как установить наличие пропанола и фенола, находящихся в разных сосудах?	Действием гидроксида железа(III) Действием щелочи калия Действием бромной воды Действием металлического натрия	1 2 3 4
4	Какие спирты не взаимодействуют с гидроксидом меди(II)?	Этандиол-1,2 Пропантриол-1,2,3 Этиленгликоль Пропанол-1	1 2 3 4
5	Вычислите массу диметилового эфира, который образуется при смешивании метанола массой 3,2 г с концентрированной серной кислотой при низкой температуре.	4,6 г 2,3 г 9,2 г 4,8 г	1 2 3 4

К § 32. Альдегиды

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Назовите по международной номенклатуре соединение, которое соответствует структурной формуле: $ \begin{array}{ccccccc} & & & & \text{O} & & \\ & & & & \parallel & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{C} \\ & & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & & & & \text{C}_2\text{H}_5 & & \text{H} \end{array} $	2-метил-4-этилпентаналь 4-метил-2-этилпентаналь 2-метилгексаналь-2 2-этил-2-изобутилпентаналь	1 2 3 4
2	Какая из структурных формул имеет название 2,3-диметил-бутираль?	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} \\ \quad \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{OH} \end{array} $ $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{OH} \end{array} $ $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{C} \\ \quad \quad \quad \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \quad \text{OH} \end{array} $ $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{C} \\ \quad \quad \quad \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \quad \text{OH} \end{array} $	1 2 3 4

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
3	Каким из перечисленных способов можно воспользоваться для получения этанала?	Гидратация этилена Окисление этанола Дегидратация этилена Гидролиз дихлорэтилена	1 2 3 4
4	При гидрировании альдегидов образуются	вторичные спирты первичные спирты кетоны кислоты	1 2 3 4
5	При окислении пропаналя массой 5,8 г гидроксидом меди(II) получается	7,4 г пропановой кислоты 3,7 г этановой кислоты 3,7 г пропионовой кислоты 7,4 г метанкарбоновой кислоты	1 2 3 4

К § 33. Карбоновые кислоты. Мыла

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Назовите по международной номенклатуре карбоновую кислоту следующего состава: $\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	3-этил-4-метилгексановая 3-метил-4-этилгексановая 4-метил-3-этилгексановая 3-изобутилпентановая	1 2 3 4
2	Какая из структурных формул обозначает вещество с названием 2,3-диметилбутановая кислота?	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	1 2 3 4
3	При восстановлении одноосновных кислот образуются соответствующие	спирты эфиры альдегиды кетоны	1 2 3 4
4	При взаимодействии оксида углерода(II) с твердым гидроксидом натрия образуется соль муравьиной кислоты. Какие свойства при этом проявляет оксид углерода(II)?	Основные Амфотерные Кислотные Несолеобразующий оксид	1 2 3 4

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
5	Сколько моль кислоты и спирта необходимо взять для получения метилацетата количеством вещества 3 моль?	3 моль кислоты и 6 моль спирта 6 моль кислоты и 3 моль спирта 3 моль спирта и 3 моль спирта 1 моль спирта и 1 моль кислоты	1 2 3 4

К § 34. Сложные эфиры карбоновых кислот. Жиры

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Назовите вещество, формула которого $\text{C}_2\text{H}_5-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	Этилово-пропиловый эфир Пропилово-этиловый эфир Пропилэтилат Этиловый пропионат	1 2 3 4
2	Какое из уравнений реакции отображает гидролиз пропилформиата?	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$ $\text{C}_2\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	1 2 3 4
3	Продукты взаимодействия глицерина и высших карбоновых кислот называются	мылами триглицеридами глицеридами простыми эфирами	1 2 3 4
4	Сложные эфиры получают реакцией	обмена соединения этерификации дегидратации	1 2 3 4
5	При гидролизе тристеарина щелочью натрия количеством вещества 2 моль получают	2 моль глицерина и 2 моль стеариновой кислоты 2 моль глицерина и 6 моль стеариновой кислоты 2 моль глицерина и 1 моль мыла 2 моль глицерина и 6 моль мыла	1 2 3 4

К § 35. Углеводы

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Как называется вещество, формула которого $C_6H_{12}O_6$?	Фруктоза Сахароза Углевод Моносахарид	1 2 3 4
2	Какая реакция не свойственна крахмалу?	Гидролиз С раствором иода Восстановительная С раствором Швейцера	1 2 3 4
3	Какой продукт получается при окислении моносахаридов сильными окислителями?	Альдегиды, этиловый спирт Спиртовая, глюконовая кислота Альдегидная и спиртовая, сахарная кислоты Альдегиды, шестиатомный спирт сорбит	1 2 3 4
4	Молекула глюкозы имеет свойства	Альдегидов Спиртов Спиртов и альдегидов Многоатомных спиртов и альдегидов	1 2 3 4
5	При кипячении глюкоза окисляется гидроксидом меди(II) до глюконовой кислоты с образованием красно-коричневого осадка оксида меди(I)	3 моль 6 моль 1,5 моль 9 моль	1 2 3 4

$$CH_2OH-(CHOH)_4-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H + 2Cu(OH)_2 \longrightarrow$$

$$\longrightarrow CH_2OH-(CHOH)_4-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH + Cu_2O + 2H_2O$$

Сколько глюконовой кислоты образуется из $Cu(OH)_2$ количеством вещества 3 моль?

К § 36. Амины

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Как называется производное аммиака, формула которого $C_6H_5-NH-C_2H_5$? К какому ряду аминов относится это соединение?	Этилфениламины, к жирно-ароматическому Фенилэтиламин, к жирному Этилфениламин, к ароматическому Этиланилин, к алифатическому	1 2 3 4

К § 37. Аминокислоты

№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Какое из этих соединений имеет тривиальное название α,γ -диаминобутановая кислота?	$CH_3-CH-CH-COOH$ $ \quad $ $NH_2 \quad NH_2$ $CH_2-CH-CH_2-COOH$ $ \quad $ $NH_2 \quad NH_2$ $CH_2-CH_2-CH-COOH$ $ \quad $ $NH_2 \quad NH_2$ $NH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH-COOH$ $ $ NH_2	1 2 3 4
2	Какими свойствами обладают аминокислоты?	Только щелочными Только кислотными Амфотерными Только окислительными	1 2 3 4

К § 38. Белки

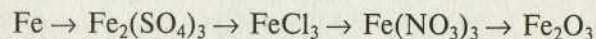
№	Вопросы	Варианты ответов	Код
1	Ксантопротеиновая реакция — это	нагревание белка при высокой температуре взаимодействие белка с ионами меди Cu^{2+} в щелочной среде нагревание белка с азотной кислотой гидролиз белка в присутствии щелочи	1 2 3 4
2	Сколько моль воды образуется при восстановлении водородом нитробензола количеством вещества 2 моль по реакции Н. Н. Зинина?	1 моль 2 моль 4 моль 6 моль	1 2 3 4

КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ

Контрольная работа по неорганической химии

Вариант 1

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме



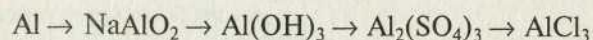
Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

2. Какие из перечисленных ниже солей будут подвергаться гидролизу: CuSO_4 , K_2SO_4 , Na_2S ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

3. К раствору фосфорной кислоты массой 200 г с массовой долей H_3PO_4 10 % прилили раствор этой же кислоты массой 800 г с массовой долей H_3PO_4 5 %. Определите массовую долю (в %) фосфорной кислоты в полученном растворе.

Вариант 2

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме



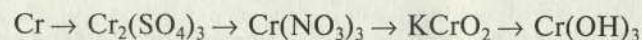
Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

2. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: CaCO_3 , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

3. Какой объем раствора серной кислоты (пл. 1,2) с массовой долей H_2SO_4 30 % нужно взять, чтобы приготовить раствор (пл. 1,04) объемом 500 мл с массовой долей H_2SO_4 10 %?

Вариант 3

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме



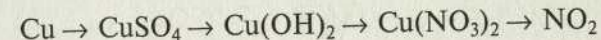
Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

2. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: KNO_3 , NaNO_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$? Выразите их гидролиз полными и сокращенными ионными уравнениями.

3. Сколько миллилитров воды надо прибавить к раствору кислоты (пл. 1,14) объемом 300 мл с массовой долей 20 %, чтобы получить раствор с массовой долей 15 %?

Вариант 4

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме



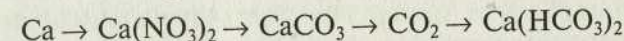
Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

2. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_3 , Na_3PO_4 ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

3. Сколько миллилитров воды следует прибавить к раствору азотной кислоты массой 50 г с массовой долей HNO_3 30 %, чтобы получить раствор с массовой долей HNO_3 10 %?

Вариант 5

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме



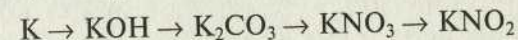
Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

2. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: Na_2SO_4 , CuCl_2 , K_2S ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

3. При упаривании раствора хлорида меди(II) массой 200 г с массовой долей CuCl_2 20 % получен раствор массой 120 г. Какова массовая доля соли (в %) в растворе?

Вариант 6

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме



Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

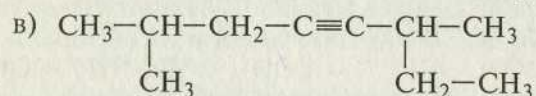
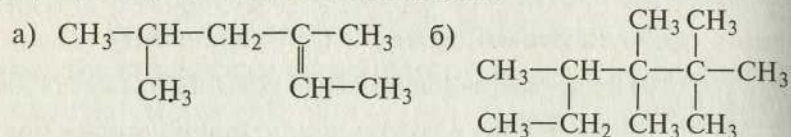
2. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: Na_2SiO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, KCl ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

3. Определите массовую долю растворенного вещества, если в воде объемом 460 мл растворено соли массой 40 г.

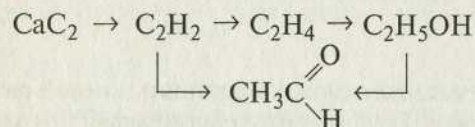
Контрольная работа по органической химии

Вариант 1

1. Назовите следующие углеводороды по рациональной и международной (ИЮПАК) номенклатурам:



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

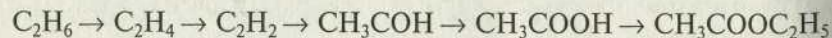


3. Этиловый спирт массой 50 г смешали с концентрированной серной кислотой и нагрели до 160 °С. Собрали 89 % этилена от теоретически возможного выхода. Сколько литров этилена было собрано?

Вариант 2

1. Какие углеводороды получают при действии металлического натрия на смесь хлорбензола и 2-хлорпропана? Составьте уравнения реакций.

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

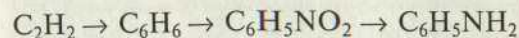


3. При бромировании бензола массой 156 г в присутствии катализатора было получено бромбензола массой 160 г. Вычислите выход бромбензола (в %) от теоретического.

Вариант 3

1. Напишите структурные формулы следующих соединений:
а) 2-метил-3-этилбензола; б) 2,2,4,4-тетраметилпентана; в) 2-метилбутадиена-1,3; г) 2,2-диметилпропановой кислоты.

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



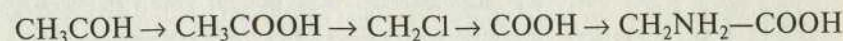
3. Вычислите массу *o*-бромтолуола, который получится при bromировании толуола массой 1 т в присутствии катализатора, если выход составляет 30 % от теоретического.

Вариант 4

1. Напишите структурные формулы следующих углеводов:

а) диметилизобутилэтилена (2 случая); б) метилизопропил-*трет*-бутилметана; в) *втор*-бутилизопропилацетилена; г) *м*-пропил-этилбензола.

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



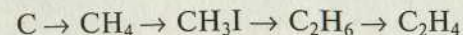
3. Какой объем водорода выделится при взаимодействии этиленгликоля массой 4 г с металлическим натрием массой 2,3 г?

Вариант 5

1. Напишите структурные формулы следующих соединений:

а) 2,4-диметилпентаналь-1; б) 2,3-диметилбутанол-2; в) пропилпропионата; г) этилпропиламина.

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

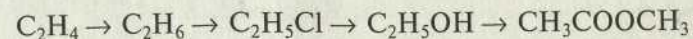


3. Определите массовую долю гексена-1 в смеси, если такая смесь массой 5 г присоединяет бром массой 8 г.

Вариант 6

1. Напишите структурные формулы следующих соединений:
а) β-аминоасляной кислоты; б) диметиланилина; в) 2,2,3-триметилпентаналь-1; г) 2,3-диметилбутанол-2.

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



3. Какой объем ацетилена (н.у.) требуется для получения уксусной кислоты массой 300 г, если выход уксусной кислоты составляет 90 % от теоретически возможного?

I. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

Катион																							Ани-он
H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺			
—	р	р	р↑	р	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н	х	х	х	н	н	н	н	ОН ⁻	
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	р	м*	р	р	р	Cl ⁻	
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	н	м*	р	р	р	Br ⁻	
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	х	р	р	р	р	н	н	н	н*	м	х	х	I ⁻	
р↑	р	р	р	—	—	—	—	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	S ²⁻	
р↑	р	р	р	н	н	н	х	х	н	х	н	н	н	н	н	н	х	н	х	х	х	SO ₃ ²⁻	
р	р	р	р	н	м	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	м	—	н	р	р	р	SO ₄ ²⁻	
р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	PO ₄ ³⁻	
р↑	р	р	р	н	н	н	х	х	н	х	н	н	н	н	н	н	х	н	х	х	х	CO ₃ ²⁻	
н	р	р	х	н	н	н	н	—	—	—	—	—	—	—	х	х	х	—	—	—	—	SiO ₃ ²⁻	
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	NO ₃ ⁻	

Примечание. р — растворимое вещество (более 1 г в 100 г воды), м — малорастворимое (от 0,01 до 1 г в 100 г воды), н — практически нерастворимое (менее 0,01 г в 100 г воды), «↔» — вещество существует, но не может быть получено с помощью реакций обмена в водных растворах, х — вещество не существует, ↑ — вещество выделяется в виде газа или распадается с выделением газа, * — растворимость вещества значительно повышается в горячей воде.

II. Относительные молекулярные массы неорганических соединений (округленные)

Катионы, анионы и их атомные массы	39,0	23,0	137,0	40,0	24,0	27,0	52,0	56,0	56,0	55,0	65,0	108,0	201,0	201,0	64,0	207,0	209,0	119,0	1,0	18,0
	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Hg ⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	H ⁺	NH ₄ ⁺
17,0 OH ⁻	56	40	171	74	58	78	103	90	107	89	99	125	235	218	98	214	260	153	18	35
35,5 Cl ⁻	74,5	58,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	143,5	272	236,5	135	278	315,5	190	36,5	53,5
32,0 S ²⁻	110	78	169	72	56	150	200	88	208	87	97	248	233	434	96	239	514	151	34	68
127,0 I ⁻	166	150	391	294	278	408	433	310	437	309	319	235	455	328	318	461	590	373	128	145
80,0 Br ⁻	119	103	297	200	184	267	292	216	296	215	225	188	361	281	224	367	449	279	81	98
80,0 SO ₃ ²⁻	158	126	217	120	104	294	344	136	352	135	145	296	281	482	144	287	658	199	82	116
96,0 SO ₄ ²⁻	174	142	233	136	120	342	392	152	400	151	161	312	297	498	160	303	706	215	98	132
95,0 PO ₄ ³⁻	212	164	601	310	262	122	147	358	151	355	385	419	793	698	382	811	304	547	98	149
60,0 CO ₃ ²⁻	138	106	197	100	84	234	284	116	292	115	125	276	261	462	124	267	598	179	62	96
76,0 SiO ₃ ²⁻	154	122	213	116	100	282	332	132	340	131	141	292	277	478	140	283	646	195	78	112
62,0 NO ₃ ⁻	101	85	261	164	148	213	238	180	242	179	189	170	325	263	188	331	395	243	63	80
59,0 H ₃ CO ₃ ²⁻	98	82	255	158	142	204	229	174	233	173	183	167	319	260	182	325	386	237	60	77
16,0 O ²⁻	94	62	153	56	40	102	152	72	160	71	81	232	217	418	80	223	466	135	—	—

III. Относительные молекулярные массы некоторых органических соединений (округленные)

Группа химических соединений	Химическая формула	Молекулярная масса	-CH ₃	-C ₂ H ₅	-C ₃ H ₇	-C ₄ H ₉	-C ₆ H ₅	-C ₃ H ₃₅	$\begin{array}{c} \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \end{array}$	-CH ₂ NH ₂	-C ₂ H ₄ NH ₂
Углеводороды: а) предельные б) этиленовые в) ацетиленовые Галогенопроизводные углеводородов	$\begin{array}{c} \text{H}- \\ \\ \text{CH}_2=\text{CH}- \\ \\ \text{CH}\equiv\text{C}- \end{array}$ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻	1,0 27,0 25,0	16,0 42,0 40,0	30,0 56,0 54,0	44,0 70,0 68,0	8,0 84,0 82,0	— 104,0 102,0	— — —	— — —	— — —	— — —
Ароматические углеводороды Спирты и фенолы Простые эфиры	$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}- \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	35,5 80,0 127,0	50,5 95,0 142,0	64,5 109,0 156,0	78,5 123,0 170,0	92,5 137,0 184,0	112,0 157,0 204,0	— — —	— — —	— — —	— — —
Альдегиды	$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5-\text{O}- \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	77,0 17,0 45,0	92,0 32,0 60,0	106,0 46,0 74,0	120,0 60,0 88,0	134,0 74,0 102,0	154,0 94,0 122,0	— — —	— — —	— — —	— — —
Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C}-\text{OH} \end{array}$	29,0	44,0	58,0	72,0	96,0	106,0	—	—	—	—
Сложные эфиры	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \\ \text{O} \\ \\ \text{C}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	45,0	60,0	74,0	88,0	102,0	122,0	284,0	—	+75,0	89,0
Нитросоединения	$\begin{array}{c} \text{NO}_2 \\ \\ \text{H}-\text{N}- \\ \\ \text{H} \end{array}$	59,0	74,0	88,0	102,0	116,0	—	—	—	—	—
Амины первичные	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}- \\ \\ \text{H} \end{array}$	46,0	—	—	—	—	123,0	—	—	—	—
Сульфокислоты	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}- \\ \\ \text{H} \end{array}$	16,0	31,0	45,0	59,0	73,0	93,0	—	—	—	—

ОТВЕТЫ

Глава 1. § 1. 4. 0,05 моль; 5 моль; 1 моль. 5. $6,02 \cdot 10^{24}$; $6,02 \cdot 10^{26}$; $6,02 \cdot 10^{25}$. 11. 1,25 кг; 0,178 кг; 2,857 кг. 15. 7,4 г. 18. $2,69 \cdot 10^{25}$ молекул, 44,64 моль. 19. $6,49 \cdot 10^{-23}$ г; $26,54 \cdot 10^{-23}$ г; $2,99 \cdot 10^{-23}$ г; $9,71 \cdot 10^{-23}$ г. 21. $1,204 \cdot 10^{24}$ атомов; $1,806 \cdot 10^{24}$ атомов; $1,204 \cdot 10^{24}$ атомов. 22. $0,27 \cdot 10^{23}$ молекул. 23. 37,21 л. 25. $1,6 \cdot 10^{23}$ атомов хлора; $2,15 \cdot 10^{23}$ атомов азота; в 1,34 раза атомов азота больше. 27. В 3,7 раза. 29. 4 моль. 31. 28. 32. 3,36 л. 36. $1,204 \cdot 10^{24}$ атомов алюминия.

§ 2. 1. 76,19 %; 6,89 %; 28,57 %; 41,29 %. 9. 560,4 кг. 10. 2 моль; 3 моль; 0,5 моль. 11. Na₂CO₃. 12. MgSO₄ · 7H₂O. 13. Na₂S₂O₃. 14. 2ZnO · SiO₂. 15. 15,9. 16. 8. 17. 12. 18. 12. 20. 12. 23. 5, 10, 12. 25. Sn. 29. 72,7 %. 30. Калий. 34. 1,2 г; 135,6 г. 37. 8 г. 38. 11,2 л. 39. 8,77 г. 41. 7,46 л CO₂; 3,74 л O₂. 42. 1,12 л. 43. 11,2 л, 44,8 л; 224 м³. 44. $88,6 \cdot 10^3$ л. 45. 13,3 %. 46. 168 л CO, 840 л O₂. 47. C₃H₆, C₄H₈, C₆H₁₂, C₇H₁₄. 51. а) 103,6; б) 51,8. 54. 32,6. 55. 1,5 моль. 57. 0,2 г H₂SO₄.

§ 4. 17. Теллур. 18. Галлий. 19. Сера. 20. Кальций. 24. 32. 25. 31. 26. 27. 27. 28. 24. 29. 40. 30. Пятая группа основная подгруппа. 31. Ва. 32. 19.

Глава 2. § 10. 1. 6,25 %. 2. 21,8 г. 3. 50 г. 4. 28 %. 5. 1,75 %. 6. 24,5 %. 7. 3,33 %. 8. 28,3 мл. 9. 3,9 %. 10. 80,4 %. 11. 564,1 л, 38 л. 12. 1 кг. 13. 0,5 кг. 14. 360 мл. 15. 70 мл. 16. 5,56 мл. 17. 0,2 М. 18. 2,12 кг. 19. 40,9 мл. 20. 41,6 мл H₂O. 21. 2 мл. 22. 0,34 М. 23. 1,78 %. 24. 35,7 мл, 31,3 %. 25. 0,025 М. 26. 9,2 мл. 27. 80 %, 16 980 г. 28. 0,05 М. 29. 150 г. 30. 36 %. 31. 8 %. 32. 555 г CaCl₂ и 145 мл H₂O. 33. 113,4 г. 34. 34,78 г. 35. 7,89 г. 36. 85,04 г. 38. 154 мл. 39. 220 мл. 40. 5,16 л. 41. 1,61 г. 42. 183,1 л. 43. 2,52 г. 44. 0,5 М. 45. 0,1 М. 46. 0,5 л. 47. 2,18 М. 48. 7,37 %. 49. 9,1 г. 50. 12,4 М. 51. 300 мл. 52. 0,8 М. 53. 7,9 М. 56. 0,1 М. 57. 1,122 г. 58. 4,9 г. 59. 1,52 М. 60. 18 мл.

Глава 3. § 13. 4. 1,12 л. 8. 12,7 г. 10. 1,6 г Cu; 2,8 г Fe. 11. Al; 1500 мл. 13. 31,45 л. 15. 3,15 %. 16. 69,1 % KI; 30,9 % KCl. 17. 31,3 г MnO₂; 66,5 мл HCl. 18. 2,43 %. 22. 12 % Mg; 23 % Cu; 65 % Zn.

Глава 4. § 14. 1. 3,36 л. 7. 52,5 л. 8. 5,4 л. 9. 6,3 м³. 10. 13,3 моль. 11. 22,4 л. 12. $8 \cdot 10^{-23}$ г. 16. 7 л. 17. 7,2 г. 21. 5,77 г. 22. 0,9 мл H₂O; 0,24 л O₂. 24. 1,4 л. 26. 22,4 % N₂; 77,6 % Cl₂. 30. 7,07 л.

§ 15. 2. 148 л. 3. 3,28 %. 4. 216,4 мл. 5. 89,6 л. 6. 632 г. 7. 1 моль. 8. 179,2 л. 9. 66,6 мл. 12. 20,6 л SO₂. 15. 44,8 л SO₂; 89,6 л H₂S. 16. 12,8 г SO₂; 4,4 г CO₂. 22. 348 кг. 32. 25 в. ч. 95 % Na₂SO₄; 55 в. ч. 15 % Na₂SO₄. 33. 576 г. 34. 15,07 %. 36. 59,7 г. 37. 0,28 %. 39. 2,3 кг. 40. 19,3 мл. 41. Кислая NaHSO₄. 42. Na₂SO₄, щелочная. 43. 1,04 л SO₂; 297,2 г 2,5 % бромной воды. 44. 9,8 % H₂SO₄; 18,9 % HNO₃. 45. Ag₂S; 46,2 л H₂S; 6,12 % HNO₃.

Глава 5. § 16. 7. Mg₃N₂. 8. 36,1 %. 10. 0,14 л. 11. 14,4 М. 12. 12 %. 13. 53,2 мл. 25. 70,7 г. 26. 330 л CO₂ и 110 л N₂. 27. 7,1 г. 28. 53,97 кг. 30. 9,25 % KNO₃; 7,78 % KNO₂; 17,2 % KOH. 31. 49,47 мл. 32. 25,4 %. 33. 2,25 %; 0,234 г Fe(OH)₃.

34. 35 мл, 8 г Cu. 35. 5,6 л H_2S , 37 % CuS и 63 % PbS. 36. 0,448 л NO ; 22,5 мл HNO_3 ; 96 % Cu. 37. 26,62 % H_3PO_4 , $(NH_4)_2HPO_4$. 38. 50 % NH_3 ; 0,37 % NH_3 . 40. 21,25 г. 42. 24,08 · 10²¹. 43. 10 моль; 6,02 · 10²⁴ молекул. 44. 0,5 моль, 15 г. 45. 12,3 %; 2,06 М. 46. 448 л, 33,6 л. 47. 625 л O_2 . 49. Избыток NH_3 ; 5,35 г. 50. 28,4 кг. 51. 89,6 л. 52. 70,6 %. 53. 90 %. 54. NH_4Cl 0,3 моль. 55. 61,2 г. 56. 183,75 кг. 57. 140 г, 90 % и 240 г 35 %. 58. 4,13 г K_2CO_3 и 2,12 г Na_2CO_3 . 59. 82,9 кг NH_3 . 60. 690 кг. 61. а) 1,24 кг; б) 1,04 кг. 62. 3,8 л. 63. 13,65 м³; 76,75 кг.

§ 17. 2. 31. 3. P_4O_6 . 4. 5 кг; 0,97 кг; 2,9 кг. 9. 0,4 % $Ca(H_2PO_4)_2$. 10. 77,6 %. 11. 30,5 %. 12. 18,5 г. 13. 33,75 % Cu; 50 % Ca и 16,25 % Zn. 14. 19 г. 15. 677 кг фосфорита; 280 л H_2SO_4 . 16. 51,9 % NaH_2PO_4 . 17. KH_2PO_4 , 64,7 %. 18. 13,2 г $(NH_4)_2HPO_4$. 30. 39 %. 31. 1 кг 160 г. 32. 87,6 кг. 33. 5,37 кг. 34. 946 кг. 35. 80,5 %. 36. 11,73 т. 37. 49 кг. 38. 3,67 кг. 39. 106,5 г. 41. 29,81 %.

Глава 6. § 18. 7. 40 %. 8. 50 % H_2O ; 16,7 % CO_2 ; 33,3 % O_2 . 9. 22,4 % CO_2 ; 67,2 % CO ; 10,4 % N_2 . 10. 6 т. 11. Можно. 12. 14,96 м³. 13. 67,2 л CO ; 67,2 л H_2 . 14. 212,8 м³; 955,5 м³. 15. 6,9 г K_2CO_3 . 16. 29,4 % N_2 ; 70,6 % CO_2 . 17. 50 г. 24. 45,8 %. 25. 20,7 % $HCOONa$; 6 % $NaOH$. 26. 1,96 %; 0,19 М. 27. 405 г $Ca(HCO_3)_2$. 28. 103 л; 347,4 мл. 33. 15 % CO ; 85 % CO_2 ; 43,44 % Na_2CO_3 . 34. 40 % CO ; 60 % CO_2 ; 16 мл. 35. 100 мл CO ; 100 мл O_2 ; 0,5 г Na_2CO_3 . 36. 5 моль и 3,01 · 10²⁴. 37. 0,1 моль; 2,8 г. 38. $CaCO_3$. 39. C_2H_2 , C_6H_6 . 40. 11,2 л CO ; 16,8 л CO . 41. 60 % CO_2 ; 40 % O_2 . 43. 90,9 %. 44. 290 кг. 45. 448 л. 46. 396 кг. 47. 30,14 г. 48. 83 %. 49. 63,5 %. 50. а) 22,4 л; б) 44,8 л. 51. 83,36 % Na_2CO_3 . 52. 8 г $CaCO_3$; 8,4 г $MgCO_3$. 53. 21,2 г Na_2CO_3 ; 1,7 г $NaHCO_3$. 54. 10 молекул. 55. 26,5 г. 56. 5 г. 57. 83 %.

§ 19. 4. 70 % Si или 30 % C, 11,2 л H_2 . 5. 37,3 мл. 8. 1,9 мл. 9. 19 г, 94,2 мл. 10. 13,5 H_2O_2 ; 2,25 SiO_2 . 11. Si_2H_6 . 16. 22,2 кг; 20,9 кг. 25. 18,9 % $NaHCO_3$. 26. 1,12 л; 3,1 %; 0,8 М. 27. 0,896 л CO_2 ; 4,6 % $Ba(HCO_3)_2$. 28. 2,14 т SiO_2 ; 0,91 т $CaCO_3$. 31. 80 %. 32. 46 %. 33. 73 кг SiO_2 ; 18 кг $CaCO_3$; 29 кг Na_2CO_3 . 34. 222 кг Na_2CO_3 ; 209 кг $CaCO_3$; 750 кг SiO_2 . 35. 21 кремния, 1656 мл. 36. 19,5 г.

Глава 7. § 20. 10. 5,08 г. 11. 50,5 % Cu; 49,5 % Al. 12. 20 г, 13,96 г. 14. 56 % железа; 44 % меди. 15. 23,3 мл. 16. 32,5 % цинка и 67,5 % алюминия. 17. Ртуть, ее растворимые соли. 18. 93,3 %; 500 мл. 19. 29,1 %. 20. 6,6 мл. 21. 48,8 г Cu; 156 мл. 22. 0,02 моль Fe; 0,01 моль Cu; 0,04 моль O_2 . 24. 63,2 % Cu; 36,8 % Fe; 27,7 мл HNO_3 . 25. 54 % Al; 24 % Mg; 22 % Cu; 48,8 мл $NaOH$. 26. 4,3 % Al; 67,4 % Fe; 28,3 % Cu. 27. 75 % Al; 8,3 % Fe; 16,7 % Cu. 28. 11,9 г Sn; 20,7 г Pb. 29. 540,4 мл.

§ 21. 4. 2,7 %. 5. $Na_2S_2O_4$. 6. 15,6 г калия; 22,4 г КОН. 7. Калий. 11. 2,55 л; 13,6 г. 14. 62,9 % Na_2CO_3 · 10 H_2O . 15. 79 % $NaOH$; 21 % Na_2CO_3 ; 2,24 л CO_2 . 16. 275,5 мл. 17. 16,7 % $NaOH$; 268 л CO_2 ; 20,2 % Na_2CO_3 . 18. 4,2 г $NaHCO_3$; 2,65 г Na_2CO_3 ; 1,68 CO_2 . 19. 53 % Na_2SO_4 · 10 H_2O ; 47 % Na_2CO_3 · 10 H_2O ; 2,68 мл. 20. 37 % $CaCO_3$; 63 % $Ca(HCO_3)_2$; 19,2 мл. 21. 2,1 г $NaHCO_3$; 0,82 г $NaOH$. 22. 78 % $KHCO_3$; 22 % КОН. 23. 143 г Na_2CO_3 · 10 H_2O ; 357 г H_2O . 24. 56 %. 25. 4,6 г. 26. $NaHCO_3$, 126 г. 27. 6,04 г KNO_3 ; 8,52 г $NaNO_3$. 28. 0,38 г $NaCl$; 1,36 г KCl .

§ 22. 1. 80 %. 2. 2,74 мл. 3. 59,3 %. 4. 60 %. 5. 15,5 %. 6. 169,8 г. 7. 49 г. 8. 32,16 г/моль. 9. 60 % Cu; 40 % Fe. 10. 10 г Cu. 11. 64 % Cu. 12. 3,97 г Cu. 13. 27,3 % Al; 72,7 % Cu.

§ 23. 12. 4,45 л. 13. 112 кг. 14. 28 г CaO ; 9 г H_2O . 15. 202,5 г. 16. 3,7 г. 19. 12,7 мг-экв/л. 21. 230,55 г. 22. 64 % $CaCO_3$; 36 % CaO ; 113,6 мл. 23. 3,3 %; 120 мл. 24. 1 г $CaCO_3$; 0,73 г $CrCO_3$. 25. 1:1. 26. 3,57 г. 27. 80 % $CaCO_3$; 20 % $Ca(OH)_2$. 28. 15,32 г. 29. 60,54 л. 31. 243 г. 32. 5 мг-экв/л. 34. 12 $CaCO_3$; 12,6 $MgCO_3$. 35. 1,14 г.

§ 24. 3. 5,2 кг. 5. 2,7 г. 6. 1305 кДж. 11. 37 % Cu; 63 % Al. 12. 30,24 мл. 13. 68 % Al; 32 % Cu. 15. 13,3 %; 39,6 л H_2 . 16. 27,3 % Al; 72,7 % Mg. 17. 70 % Cu; 30 % Al. 18. 10 мл; 10,8 г. 19. 24,3 % Al; 75,7 % Fe; 22 мл. 20. Al и Cu. 21. 1,08 г Al. 22. 0,05 моль/л. 23. 17,3 % $KHCO_3$, 54 г Al. 24. 1,92 г Cu; 1,08 г Al. 25. 5,4 г. 26. 3:4. 27. 100,8 л. 28. 27 г Al. 29. 144 г. 30. 30 л. 31. 83,3 %. 32. 18 % Al; 82 % Fe; 23,25 мл $NaOH$. 33. 5,36 %. 34. 10,33 г. 35. 13,35 г.

§ 25. 2. 28,1 мл. 3. 4,14 М. 6. 15 г и 2,24 л. 7. 4,95 г. 9. 78 г Cr; 40,5 г Al; 24. 1435,9 кг. 26. $CrCl_3$ · 6 H_2O . 27. 6,72 л.

§ 26. 3. 33 г; 166,6 кДж. 5. 4,48 л; 17,8 г. 12. 17,9 г; 3,7 % КОН; 47,6 % KNO_3 ; 40 % KNO_2 .

§ 27. 4. 45,5 т. 5. 28. 6. 1,89 кг. 8. 48,23 г. 9. 10 мл. 10. 73,7 % Fe; 34,6 мл. 17. 62,2 % Fe; 30 % Al; 7,8 % Cu. 18. 93,3 % Fe; 36,7 мл. 19. 38,1 г; 199,5 мл. 20. 5,6 Fe; 7,2 г FeO. 21. 50 мл, 17,4 % $NaHCO_3$. 22. 0,4 г. 23. 28 % Fe; 36 % FeO; 36 % Fe_2O_3 . 24. 104,4 мл; 4,81 л Cl_2 . 25. 12,8 г; 3,5 мл. 26. 112 г. 27. 0,672 л. 28. 20,7 кг. 29. 1,6 г; 3,31 мл. 30. 21,6 г FeO; 5,6 г Fe. 31. 0,366 г $FeSO_4$; 0,836 $CuSO_4$. 32. 10 мл. 33. 4 мл. 34. 1,62 г.

Глава 8. § 28. 12. а) 33,6 л; б) 1,12 л. 15. C_3H_8 . 16. C_3H_6 . 17. C_6H_{14} . 19. а) 16 т; б) 0,2 моль; в) 20 л. 20. 30 м³. 21. 10,7 кг. 22. 4,1 м³. 23. C_3H_7Cl . 24. 10 л. 25. 39,5 м³. 26. 3,214 г. 27. 58; 2. 28. C_5H_{12} . 30. C_3H_8 . 32. 693,2 г. 33. C_4H_{10} . 34. C_2H_6 . 36. 35,71 г; 107,14 г.

§ 29. 9. = 0,21 моль C_2H_4 ; 0,16 моль C_3H_6 . 10. а) 147 г; б) 196 г. 11. По 8 г. 12. 6,6 л. 13. 22,4 % C_2H_4 ; 77,6 % C_2H_6 . 16. 3,925 г. 17. 800 м³. 18. 328,9 л. 22. 32 кг. 23. 80 %. 24. 6,85 г и 2,24 л. 25. 16,9 %. 26. 88,4 г. 27. 34,5 м³. 28. 55,8 г; 33,3 % C_2H_2 . 29. 18 л; 10 л. 30. 666,6 л. 31. 66,66 % CH_4 ; 33,34 % C_2H_2 . 32. 66,66 % C_3H_6 ; 33,34 % C_2H_2 . 33. 160 г; 14 л. 34. 28 л O_2 ; 140 л воздуха. 35. 89,6 л; 240 г. 36. 100,8 л. 37. 1:1. 39. 33,6 л. 40. 224 л; 495 г. 42. 8 г. 43. C_3H_6 . 44. 4,48 л.

§ 30. 5. 13,4 л. 6. 3,48 кг. 7. 18,4 г. 9. 9,44 мл. 10. 554,6 г. 11. 80,5 кг. 12. 17,2 м³. 13. 58,2 г. 14. 234 г. 16. 168 л. 17. 235,5 г. 18. 896 л. 19. 95,54 %. 20. 201,6 л. 21. 2,65 г. 22. 56 г. 24. 168,7 г C_6H_{12} ; 227,13 м³ Cl_2 .

Глава 9. § 31. 6. 1,71 т. 7. 5,6 кг. 8. 69,12 % C_2H_5ONa ; 22,74 % C_2H_5OH ; 8,14 % $NaOH$. 9. 74,8 л; 176 мл. 10. C_4H_9OH . 11. C_3H_7OH . 12. 77,5 г. 13. 64,95 г. 14. 280 л воздуха; 35,2 л CO_2 . 15. 37 % C_2H_5OH ; 73 % CH_3OH . 16. 73,6 % CH_3OH ; 26,4 % C_2H_5OH . 17. 28,7 мл. 18. 310 кг, 12 %. 19. 9,3 г. 20. 1,12 л. 21. а) 50 %; б) 22,4 %. 22. 16,3 мл. 26. 7,12 кг; 4,58 л. 27. 5,6 г. 28. 59,18 % C_6H_5ONa . 29. 44 % фенола. 30. 1,4 г. 31. 19,85 мл. 32. 67,15 % C_6H_5OH ; 32,85 % C_2H_5OH . 33. 12 кг. 34. 1,68 л. 35. 5,18 %. 36. 19,04 л. 37. C_2H_6O . 38. CH_3OH . 40. 28 г.

§ 32. 9. 20 %. 10. 5,6 м³. 11. 204,5 мл. 13. $C_5H_{10}O$. 14. 0,7 мл. 18. 72 г. 19. 40,54 % $HCOH$; 59,46 % CH_3COH . 20. 88 %.

§ 33. 8. $C_6H_{12}O_2$. 9. 154,1 мл. 10. 29,9 л. 12. 20 % кислоты; 31,3 % фенола. 13. 9,5 мл. 15. 7,32 г. 16. 350 г. 17. 23 г кислоты; 23 г спирта. 18. 7,46 л. 19. 13,3 г. 20. 10,8 г $HCOOH$; 24 г $NaHSO_4$. 21. 48,3 г. 24. Линолевая.

26. 25,6 кг. 27. 12,2 мл. 28. C_2H_5OH . 29. 25 % CH_3COOH ; 75 % $HCOOH$.
30. 7,36 %. 31. 7,46 л. 32. 305,8 мл. 33. 3,4 г. 34. 2,3 г.

§ 34. 6. 27 г. 8. 9,1 мл C_3H_7OH ; 6,4 C_2H_5OH . 9. $CH_3COOC_2H_5$.
10. $HCOOC_2H_5$. 11. 48 % $CH_3COOC_2H_5$; 52 % CH_3COOCH_3 . 12. 58,5 %
 CH_3COOH ; 41,5 % $HCOOH$. 13. 70,4 % $CH_3COOC_2H_5$; 29,6 % $HCOOC_2H_5$.
14. $HCOOCH_3$. 15. 67,3 г кислоты; 29,1 г спирта. 18. 30,2 кг. 19. 88,4 г. 20. 25 мл.
21. 15,2 м³. 23. 23,26 г. 24. 69 г. 25. 2,64 г $CH_3COOC_2H_5$; 2,96 г $HCOOC_2H_5$.
29. 34,78 г.

§ 35. 1. 89,6 л. 2. 268,8 л. 3. 121,8 г. 4. 24,5 л. 7. 49,2 % глюкозы; 25,7 %
фенола; 25,1 % глицерина. 8. 4,48 л; 36,4 г. 9. 2250 л. 10. 9,5 т. 14. 10802; 35,9 мл.

Глава 10. § 36—38. 6. 1,55 г. 9. 9,3 г. 10. 12,2 мл. 11. 4,6 г C_2H_5OH ; 12 г
 C_3H_7OH ; 66,4 г смеси.

КОДЫ ОТВЕТОВ К ТЕСТАМ

№	Вопросы				
	1	2	3	4	5
§ 1	4	2	4	2	2
§ 2	3	2	2	3	2
§ 3	3	3	2	3	1
§ 4	4	2	4	3	3
§ 5	3	4	2	2	2
§ 6	2	2	2	1	4
§ 7, 8	2	4	2	3	3
§ 9	4	3	3	4	1
§ 10	3	2	2	1	2
§ 11	3	3	1	1	2
§ 12	1	2	3	2	3
§ 13	3	3	2	2	2
§ 14	2	4	2	3	2
§ 15	3	3	2	2	2
§ 16	3	3	3	2	3
§ 17	2	3	2	2	4
§ 18	2	4	3	3	3
§ 19	4	2	1	4	4
§ 20	2	2	3	1	1
§ 21	2	3	1	3	1
§ 22	3	2	3	2	4
§ 23	3	2	2	3	2
§ 24	2	3	3	2	4
§ 25	3	1	3	2	1
§ 26	3	2	4	3	1
§ 27	4	4	4	2	2
§ 28	2	3	4	3	3
§ 29	3	4	1	3	3
§ 30	2	2	3	3	3
§ 31	2	3	3	4	2
§ 32	2	3	2	2	1
§ 33	3	3	3	3	3
§ 34	2	4	2	3	3
§ 35	4	3	3	4	3
§ 36	1	—	—	—	—
§ 37	3	3	—	—	—
§ 38	3	3	—	—	—

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
-------------------	---

Раздел I. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 1. Повторение основных разделов курса общей и неорганической химии	4
§ 1. Основные понятия	4
§ 2. Законы химии	10
§ 3. Строение атома. Радиоактивность. Изотопы	19
§ 4. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	29
§ 5. Типы химической связи. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции	35
§ 6. Электролиз	48
Глава 2. Основы теории электролитической диссоциации	52
§ 7. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация	52
§ 8. Диссоциация оснований, кислот и солей	54
§ 9. Ионные реакции	56
§ 10. Концентрация растворов	60
§ 11. Гидролиз солей	67
§ 12. Свойства оксидов, гидроксидов и солей в свете учения о строении атомов и теории электролитической диссоциации	71
Глава 3. Элементы VII группы главной подгруппы	83
§ 13. Хлор и его соединения	84
Глава 4. Элементы VI группы главной подгруппы	88
§ 14. Кислород и его соединения	89
§ 15. Сера и ее соединения	92
Глава 5. Элементы V группы главной подгруппы	99
§ 16. Азот и его соединения	100
§ 17. Фосфор и его соединения	110
Глава 6. Элементы IV группы главной подгруппы	116
§ 18. Углерод и его соединения	117
§ 19. Кремний и его соединения	125
Глава 7. Металлы	132
§ 20. Общие свойства металлов	132

§ 21. Металлы главной подгруппы I группы. Натрий и калий	142
§ 22. Металлы побочной подгруппы I группы	148
§ 23. Металлы главной подгруппы II группы. Кальций	152
§ 24. Металлы главной подгруппы III группы. Алюминий	161
§ 25. Металлы побочной подгруппы VI группы. Хром	168
§ 26. Металлы побочной подгруппы VII группы. Марганец	173
§ 27. Металлы побочной подгруппы VIII группы. Железо	178

Раздел II. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 8. Углеводороды	184
§ 28. Предельные, или насыщенные, углеводороды (парафины, алканы)	184
§ 29. Непредельные углеводороды	195
§ 30. Ароматические углеводороды. Бензол	206
Глава 9. Кислородсодержащие органические соединения	212
§ 31. Спирты. Фенолы	212
§ 32. Альдегиды	220
§ 33. Карбоновые кислоты. Мыла	226
§ 34. Сложные эфиры карбоновых кислот. Жиры	235
§ 35. Углеводы (сахара)	241
Глава 10. Азотсодержащие органические соединения	249
§ 36. Амины	249
§ 37. Аминокислоты	250
§ 38. Белки	252
Тесты по пройденному материалу	260
К § 1. Основные понятия	260
К § 2. Законы химии	260
К § 3. Строение атома. Радиоактивность. Изотопы	261
К § 4. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	261
К § 5. Типы химической связи. Степень окисления	262
К § 6. Электролиз	262
К § 7, 8. Электролитическая диссоциация	263
К § 9. Ионные реакции	263
К § 10. Концентрация растворов	264
К § 11. Гидролиз солей	265
К § 12. Свойства оксидов, гидроксидов и солей	265
К § 13. Хлор и его соединения	266
К § 14. Кислород и его соединения	266
К § 15. Сера и ее соединения	267
К § 16. Азот и его соединения	267
К § 17. Фосфор и его соединения	268
К § 18. Углерод и его соединения	268
К § 19. Кремний и его соединения	269
К § 20. Общие свойства металлов	269
К § 21. Металлы главной подгруппы I группы. Натрий и калий	270

К § 22. Металлы побочной подгруппы I группы. Медь	270
К § 23. Металлы главной подгруппы II группы. Кальций	271
К § 24. Металлы главной подгруппы III группы. Алюминий	271
К § 25. Металлы побочной подгруппы VI группы. Хром	272
К § 26. Металлы побочной подгруппы VII группы. Марганец	272
К § 27. Металлы побочной подгруппы VIII группы. Железо	273
К § 28. Предельные, или насыщенные, углеводороды	273
К § 29. Непредельные углеводороды	274
К § 30. Ароматические углеводороды	275
К § 31. Спирты. Фенолы	276
К § 32. Альдегиды	277
К § 33. Карбоновые кислоты. Мыла	278
К § 34. Сложные эфиры карбоновых кислот. Жиры	279
К § 35. Углеводы	280
К § 36. Амины	280
К § 37. Аминокислоты	281
К § 38. Белки	281
Контрольные работы	282
Контрольная работа по неорганической химии	282
Контрольная работа по органической химии	284
Приложения	286
Ответы	289
Коды ответов к тестам	293

Учебное издание

**Ерохин Юрий Михайлович
Фролов Виктор Иванович**

**Сборник задач и упражнений по химии
(с дидактическим материалом)**

Учебное пособие

Редактор *Т. С. Костян*
Технический редактор *О. С. Александрова*
Компьютерная верстка: *Н. Г. Осипенкова*
Корректор *А. П. Сизова*

Изд. № А-426. Подписано в печать 05.03.2003. Формат 60×90/16.
Гарнитура «Таймс». Печать офсетная. Бумага тип. № 2. Усл. печ. л. 19,0.
Тираж 30 000 экз. (1-й завод 1 – 12 000 экз.). Заказ № 2755.

Лицензия ИД № 02025 от 13.06.2000. Издательский центр «Академия».
Санитарно-эпидемиологическое заключение № 77.99.02.953.Д.002682.05.01 от 18.05.2001.
117342, Москва, ул. Бутлерова, 17-Б, к. 223. Тел./факс: (095) 330-1092, 334-8337.

Отпечатано на Саратовском полиграфическом комбинате.
410004, г. Саратов, ул. Чернышевского, 59.