

Новицкий

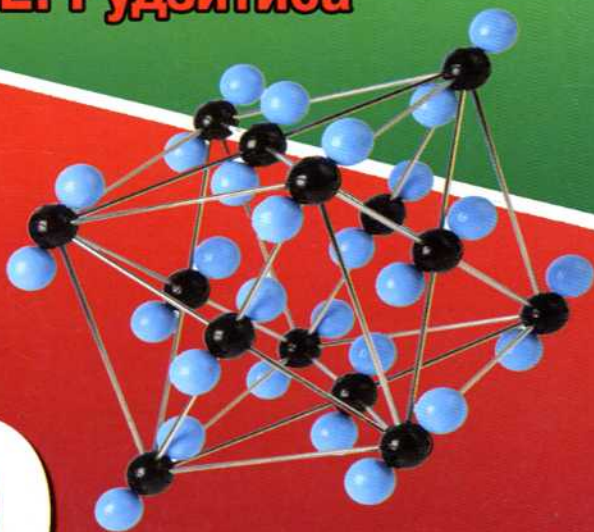
ВСЕ

ДОМАШНИЕ РАБОТЫ

**К УЧЕБНИКУ ПО ХИМИИ
ДЛЯ 9 КЛАССА**

Г. Е. Рудзитиса

ХИМИЯ
9
КЛАСС



А. Р. Новицкий

**Все домашние работы
к учебнику
по химии для 9 класса**

Г. Е. Рудзитиса



**МОСКВА
2012**

УДК 372/53
ББК 22.1 Англ. 72
Н21

Все домашние работы к учебнику по химии для 9 класса Г. Е. Рудзитиса — М.: — «ЛадКом». — 2012. — 224 с.

ISBN 978-5-91336-122-6

Пособие включает в себя ответы на все вопросы и задания учебника. Книга поможет при проверке и самостоятельном выполнении заданий учебника, как дома так и на уроке, а также при выполнении химических практикумов.

Пособие предназначено ученикам средней школы, их родителям и учителям, работающим по учебнику Г. Е. Рудзитиса «Химия. 9 класс».

© Издательство «ЛадКом», 2012

Введение

Дорогой друг!

В 9 классе ты продолжишь изучение естественнонаучного предмета «Химия». Это пособие поможет тебе усвоить его по учебнику Г.Е. Рудзитиса «Химия. Неорганическая химия. Органическая химия. 9 класс» для общеобразовательных учреждений. Данное пособие включает в себя ответы на все упражнения учебника, а также сможет помочь тебе при выполнении химических практикумов и лабораторных работ. Материалы пособия размещаются по главам и параграфам.

Мы надеемся, что это пособие поможет тебе успешно усвоить и понять «Химию» как науку.

Удачи!

Глава I. Электролитическая диссоциация

§1—3

Вопрос 1.

Раствор хлорида натрия является электролитом. При растворении в воде ионная кристаллическая решетка хлорида натрия разрушается. NaCl распадается на ионы Na^+ и Cl^- .

Раствор сахара электролитом не является. Молекулы сахара имеют ковалентную неполярную связь, при растворении сахара в воде разрушение его молекулы и образование заряженных ионов не происходит, поэтому такой раствор электрического тока не проводит.

Вопрос 2.

В молекуле воды связи между атомами водорода и кислорода ковалентные сильнополярные, поэтому молекула воды полярна. При растворении в воде ионных соединений молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительно заряженным ионам растворенного вещества, а положительными полюсами — к отрицательно заряженным ионам растворенного вещества. В результате этого связь между ионами ослабляется и кристаллическая решетка разрушается. Этому процессу способствует также большая диэлектрическая проницаемость воды.

При растворении в воде веществ с ковалентной сильнополярной связью под воздействием молекул воды происходит изменение характера связи: полярная связь превращается в ионную. Процесс растворения происходит так же как у веществ с ионной связью.

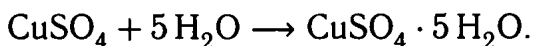
При расплавлении электролитов усиливаются колебательные движения частиц в решетке, что приводит к ослаблению связи между ними. В результате кристаллическая решетка разрушается, и вещества распадаются на ионы.

Вопрос 3.

Электролитами являются: 1) раствор гидроксида калия.

Вопрос 4.

При растворении в воде сульфата меди (II) происходит гидратация ионов, в результате которой образуется медный купорос, имеющий синюю окраску:



Вопрос 5.

Атом кальция:

- ${}_{+20}^{0}\text{Ca} \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2$ — электронная формула атома кальция;
- ${}_{+20}^{0}\text{Ca} \ 2e^-, \ 8e^-, \ 8e^-, \ 2e^-$ — схема строения атома кальция.

Атом кальция отдает внешние $4s^2$ — электроны, поэтому химически активен, является щелочноземельным металлом, взаимодействует с галогенами, окисляется в сухом воздухе, энергично реагирует с кислотами, при нагревании взаимодействует с такими веществами, как F_2 , S, H_2 , N_2 , C, P.

Ион кальция:

- ${}_{+20}Ca^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ — электронная формула иона кальция;
- ${}_{+20}Ca^{2+} 2e^-, 8e^-, 8e^-$, — схема строения иона кальция.

Ион кальция не отдает электроны, поэтому не окисляется, то есть не является химически активным.

Атом фтора:

- ${}_{+9}F^0 1s^2 2s^2 2p^5$ — электронная формула атома фтора;
- ${}_{+9}F^0 2e^-, 7e^-$ — схема строения атома фтора.

Атом фтора может присоединить недостающий один электрон, является самым активным галогеном, образует соединения практически со всеми элементами (кроме инертных газов) — фториды, сильный окислитель и акцептор.

Ион фтора:

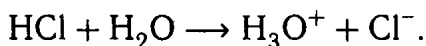
- ${}_{+9}F^- 1s^2 2s^2 2p^6$ — электронная формула иона фтора;
- ${}_{+9}F^- 2e^-, 8e^-$ — схема строения иона фтора.

Ион фтора не может присоединить электроны, так как внешняя оболочка иона полностью заполнена, входит в состав солей-фторидов.

Вопрос 6.

Ион гидроксония — комплексный ион, соединение протона с молекулой воды. Образуется при диссоциации молекул кислот. Один атом предоставляет пару электронов, находящихся в спаренном состоянии на его орбитали, а другой атом — свободную, незанятую орбиталь. В результате возникает связь, образованная парой электронов, ставшей теперь общей для обоих атомов. Такая связь называется *донорно-акцепторной*. Образование иона гидроксония рассмотрим на примере соляной кислоты (см. учебник стр. 9).

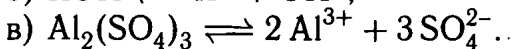
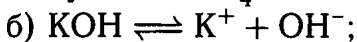
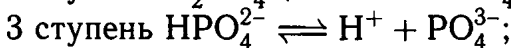
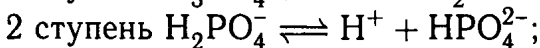
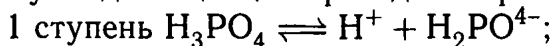
В упрощенной форме:



При этом атом кислорода предоставляет общую электронную пару, то есть является донором, а гидроксид — ион — акцептором.

Вопрос 7.

а) Ортофосфорная кислота трехосновная, и поэтому ее диссоциация проходит в три ступени:



Вопрос 8.

В водном растворе одинаковые анионы образуют вещества: 4) AgNO_3 и HNO_3 .

Вопрос 9.

Сильные кислоты при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы (HCl , H_2SO_4 , HNO_3), то есть у них *степень диссоциации* α близка или равна единице.

Слабые кислоты при растворении в воде диссоциируют на ионы незначительно (H_2CO_3 , HBO_3 , CH_3COOH), то есть у них *степень диссоциации* α меньше единице.

Вопрос 10.

К *сильным электролитам* относят почти все *растворимые соли*, некоторые *неорганические кислоты*: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , *растворимые основания*: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

К *слабым электролитам* относят некоторые *кислоты*: CH_3COOH , H_2CO_3 , H_3BO_3 , воду.

Электролиты являются важной частью химических источников тока: гальванических элементов и аккумуляторов, используются в электролитических конденсаторах. Поэтому на практике очень важно знать силу электролита, которая характеризуется степенью диссоциации молекул α и выражается в отношении числа диссоциированных молекул n к общему числу растворенных молекул N :

$$\alpha = n/N.$$

Задача 1.

Дано:

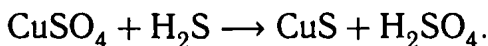
$$\nu(\text{CuSO}_4) = 5 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{CuS}) - ?$$

Решение:

Уравнение реакции:



По уравнению реакции:

$$\nu(\text{CuSO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{S}) = 5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{CuS}) = 5 \text{ моль} \cdot (63,5 + 32) \text{ г/моль} = 477,5 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{CuS}) = 477,5 \text{ г.}$

Задача 2.

Дано:

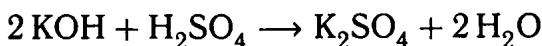
$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г}$$

Найти:

$$\nu(\text{KOH}) - ?$$

Решение:

Уравнение реакции:



$$\nu(\text{K}_2\text{SO}_4) = m(\text{K}_2\text{SO}_4) / M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г} / (39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) \text{ г/моль} = 1 \text{ моль.}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{K}_2\text{SO}_4) / \nu(\text{KOH}) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{KOH}) = \nu(\text{K}_2\text{SO}_4) \cdot 2/1 = 2 \text{ моль.}$$

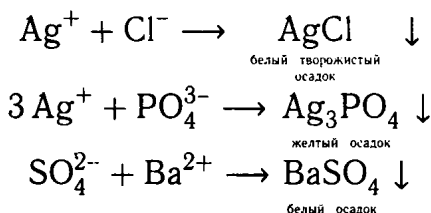
Ответ: $\nu(\text{KOH}) = 2 \text{ моль.}$

§4—6

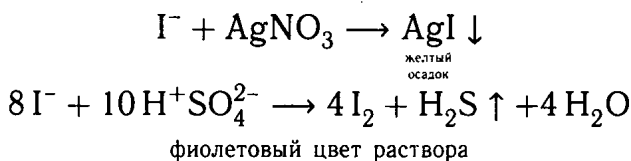
Вопрос 1.

Реакция ионного обмена возможна между растворами веществ: 1) Na_2CO_3 и HNO_3 .

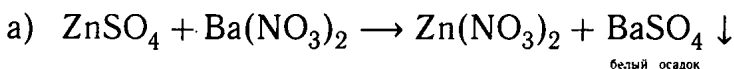
Вопрос 2.



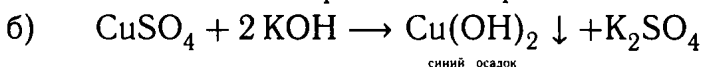
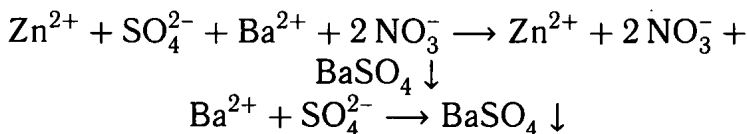
Катион водорода H^+ можно определить по изменению окраски индикаторов.



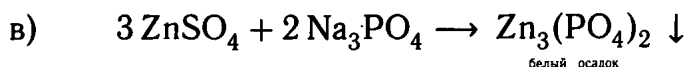
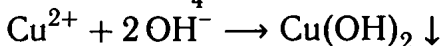
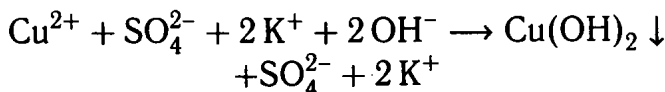
Вопрос 3.



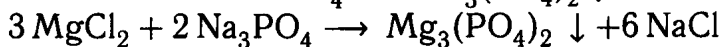
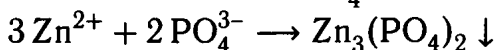
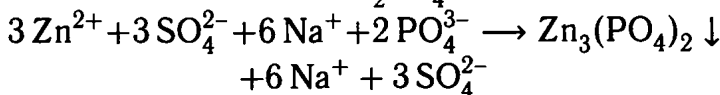
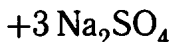
Реакция пойдет до конца, так как BaSO_4 выпадает в осадок.



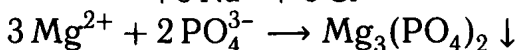
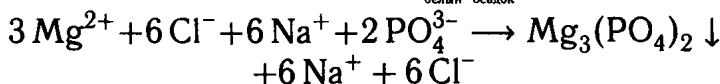
Реакция идет до конца, так как Cu(OH)_2 выпадает в осадок.



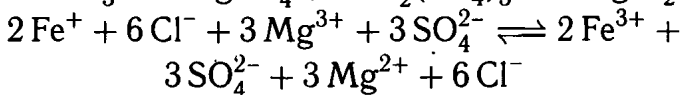
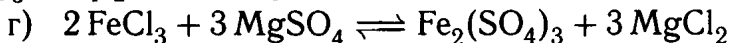
белый осадок



белый осадок



Реакции идут до конца, так как $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ и $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ нерастворимы.



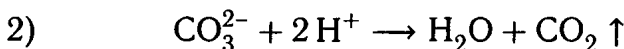
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и MgCl_2 — растворимые соли, значит, реакция протекать не будет.

Вопрос 4.

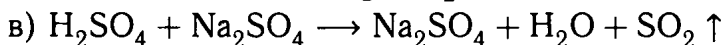
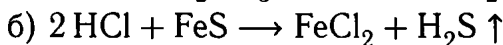
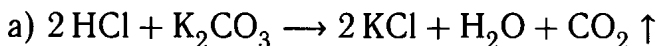
Уравнение химической реакции, схема которой



можно изобразить в виде сокращенного ионного уравнения:

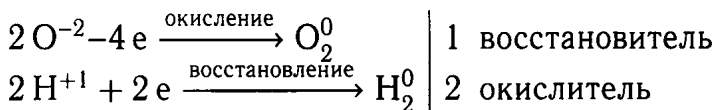
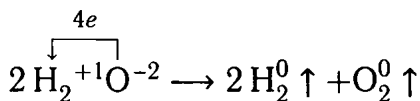


Вопрос 5.

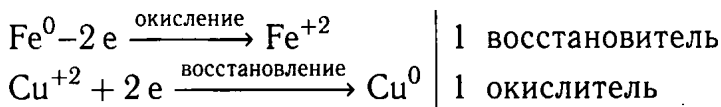
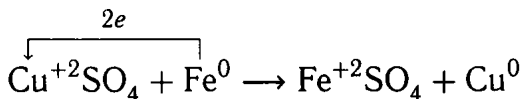


Вопрос 6.

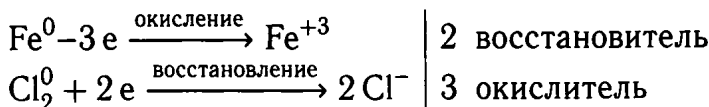
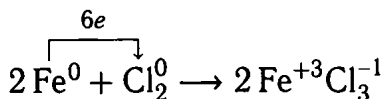
а) Данная реакция является окислительно-восстановительной так как протекает с изменением степеней окисления элементов.



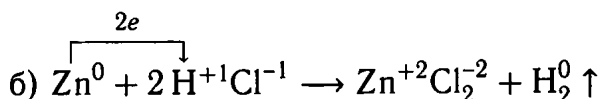
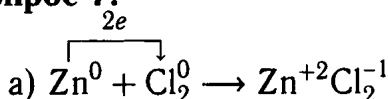
г) Данная реакция является окислительно-восстановительной так как протекает с изменением степеней окисления элементов.



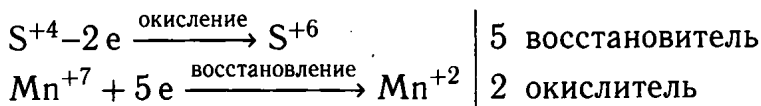
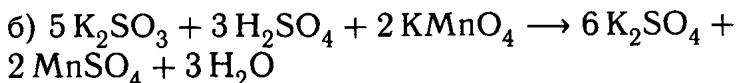
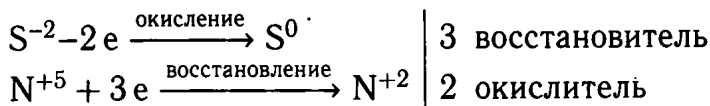
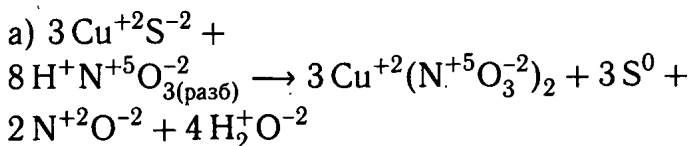
д) Данная реакция является окислительно-восстановительной так как протекает с изменением степеней окисления элементов.



Вопрос 7.



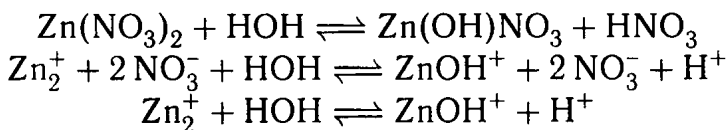
Вопрос 8.



Сначала ставим коэффициенты перед марганцом и серой в соединении K_2SO_3 . Затем уравниваем калий. В исходных реагентах калия $5 \cdot 2 + 2 = 12$, значит перед K_2SO_4 надо поставить 6. Затем уравниваем серу: в продуктах реакции $6 + 2 = 8$, значит перед H_2SO_4 $8 - 5 = 3$. Затем уравниваем водород. Проверяем правильность расстановки коэффициентов по кислороду.

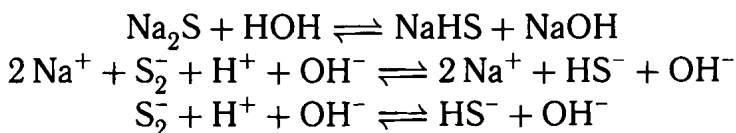
Вопрос 9.

Гидролиз солей — это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита. Гидролизу подвергаются соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, сильным основанием и слабой кислотой. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой гидролизуются и по катиону, и по аниону. В результате образуется малодиссоциирующие основание и кислота. pH растворов таких солей зависит от относительной силы кислоты и основания. Реакция среды этих растворов может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это объясняется тем, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- . Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой гидролизу подвергаться не будет, так как в этом случае слабый электролит не образуется. В соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой гидролизу подвергается катион:



В результате образуется слабый электролит, ион H^+ и NO_3^- . $pH_{\text{раствора}} < 7$ (раствор приобретает кислую реакцию).

Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой подвергается гидролизу по аниону:

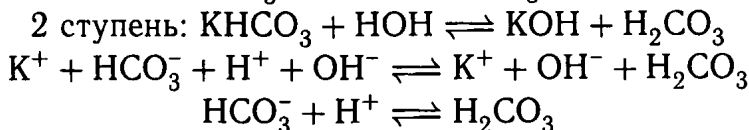
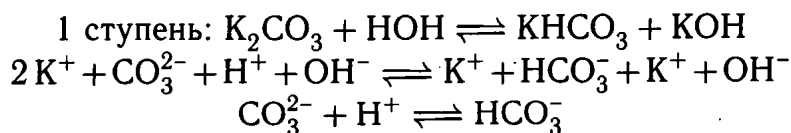


В результате образуется слабый электролит и гидроксид ион. $pH_{\text{раствора}} > 7$, то есть раствор приобретает щелочную реакцию.

Сульфат калия (K_2SO_4) гидролизу подвергаться не будет, так как соль образована сильным основанием и сильной кислотой.

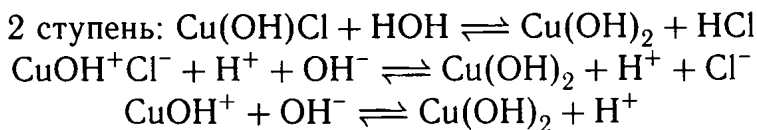
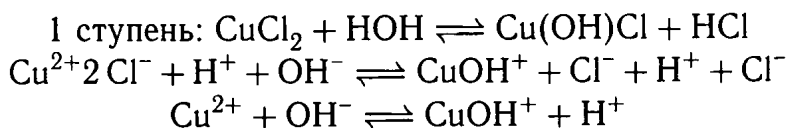
Вопрос 10.

а) K_2CO_3 — соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз идет по аниону. Так как H_2CO_3 — двухосновная кислота, то гидролиз идет в две ступени. Однако, по второй ступени гидролиз идет незначительно.



$pH > 7$, следовательно среда щелочная.

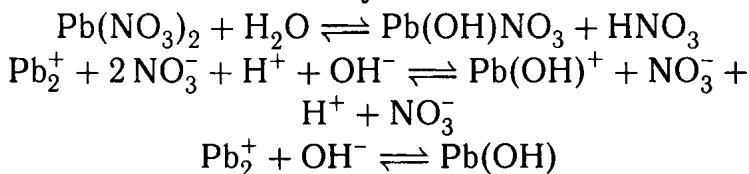
б) CuCl_2 — соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз идет по катиону.



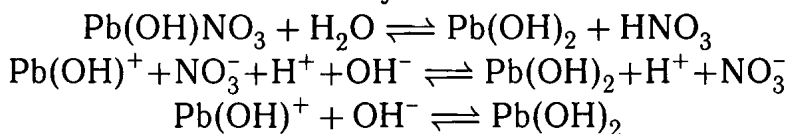
$pH_{\text{раствора}} < 7$, следовательно среда кислая.

в) PbNO_3 — соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз идет по катиону.

1 ступень:

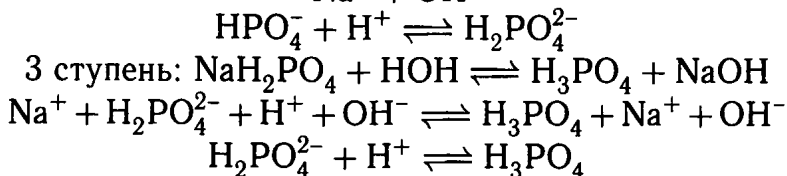
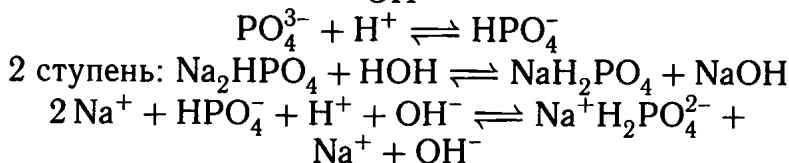
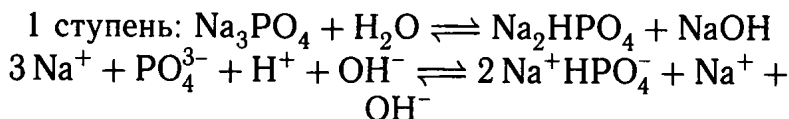


2 ступень:



По второй ступени реакция практически не идет.
 $pH_{\text{раствора}} < 7$, следовательно среда кислая.

г) Na_3PO_4 — соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз идет по аниону.



Обычно реакция идет только по первой ступени.
 $pH > 7$, следовательно среда щелочная.

Задача 1.

Дано:

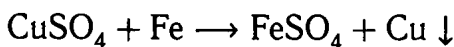
$$m(\text{CuSO}_4) = 40 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{FeSO}_4) - ?$$

$$m(\text{Cu}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) =$$

$$40 \text{ г} / 160 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CuSO}_4) / \nu(\text{FeSO}_4) = 1/1, \text{ значит } m(\text{FeSO}_4) =$$

$$\nu(\text{FeSO}_4) \cdot m(\text{FeSO}_4) = 0,25 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} =$$

$$38 \text{ г.}$$

$$m(\text{Cu}) = 0,25 \text{ г} \cdot 64 \text{ г/моль} = 16 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{FeSO}_4) = 38 \text{ г}$, $m(\text{Cu}) = 16 \text{ г}$.

Задача 2.

Дано:

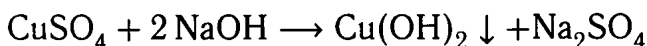
$$\omega(\text{CuSO}_4) = 5\%$$

$$m_{\text{раствора}}(\text{CuSO}_4) = 20 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) - ?$$

Решение:



$$\omega = m(\text{вещества})/m(\text{раствора}) \rightarrow m(\text{CuSO}_4) = 0,05 \cdot 20 \text{ г} = 1 \text{ г}.$$

$$\nu(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ г} / 159,5 \text{ г/моль} = 0,0063 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции $\nu(\text{CuSO}_4) =$

$$\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,0063 \text{ моль} \rightarrow m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,0063 \text{ моль} \cdot 97,5 \text{ г/моль} = 0,614 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,614 \text{ г}.$

Задача 3.

Дано:

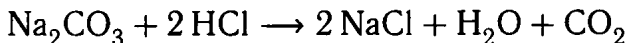
$$\omega(\text{примесей}) = 10\%$$

$$\nu(\text{CO}_2) = 4 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

Решение:



По уравнению реакции

$$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 4 \text{ моль.}$$

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

$$4 \text{ моль} \cdot (23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3) \text{ г/моль} = 424 \text{ г.}$$

Если $\omega(\text{примесей}) = 10\%$, то $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 90\%$,
тогда

$$m(\text{соды}) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/0,9 = 424/0,9 = 471,11 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 471,11 \text{ г.}$

Лабораторные опыты

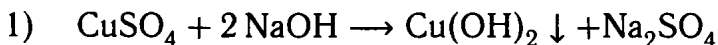
1. Испытание веществ на электрическую проводимость

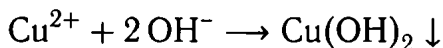
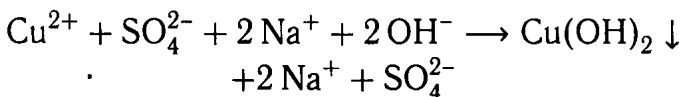
1. Дистиллированная вода практически не диссоциирует. Поэтому она не проводит электрический ток. Кристаллические хлорид и гидроксид натрия не проводят электрический ток, так как они не распадаются на ионы. В растворах и расплавах хлорид и гидроксид натрия полностью диссоциируют на ионы, за счет которых происходит перенос заряда.

2. Безводная уксусная кислота — слабодиссоциирующее вещество. В водных растворах за счет сольватации происходит распад уксусной кислоты с образованием ионов.

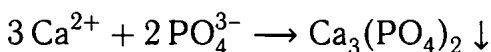
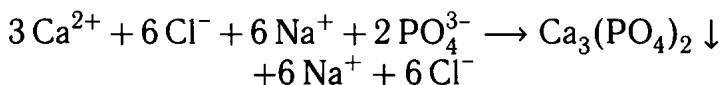
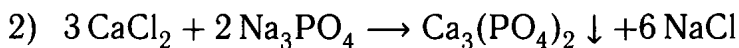
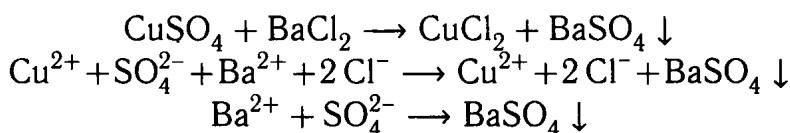
2. Реакции обмена между растворами электролитов

Задание 1.

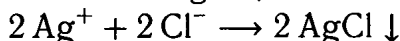
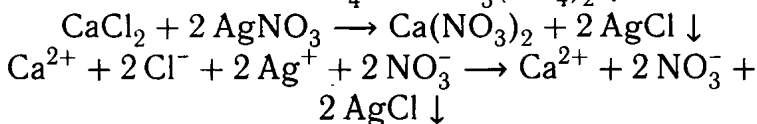
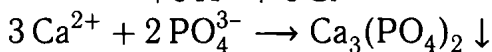
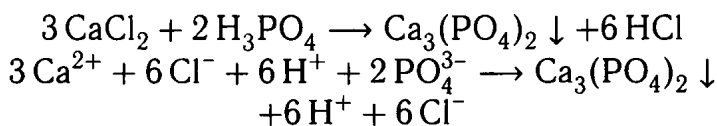


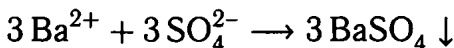
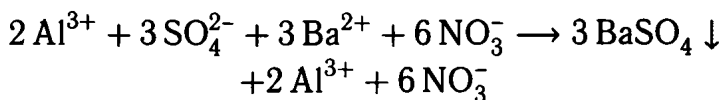
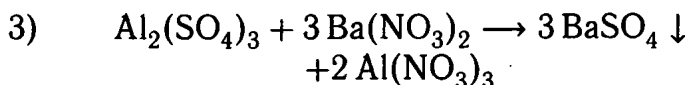


Осадок образуется в результате связывания ионов Cu^{2+} и OH^- . Для выпадения осадка из раствора CuSO_4 вместо раствора NaOH можно взять раствор любой щелочи или растворимых соединений бария. Например:

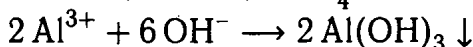
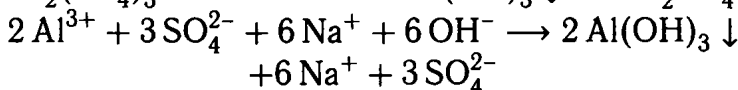
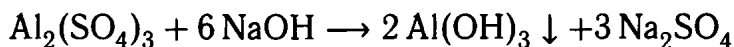


Осадок образуется в результате связывания ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} . Вместо раствора Na_3PO_4 можно взять раствор K_3PO_4 или H_3PO_4 , а также AgNO_3 или $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Например:

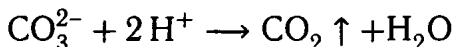
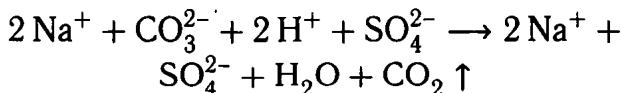
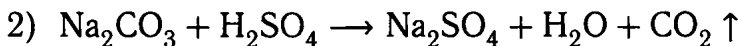
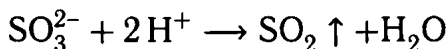
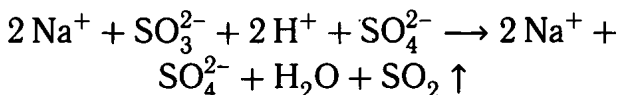
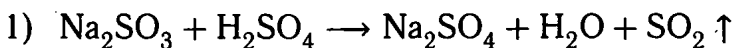




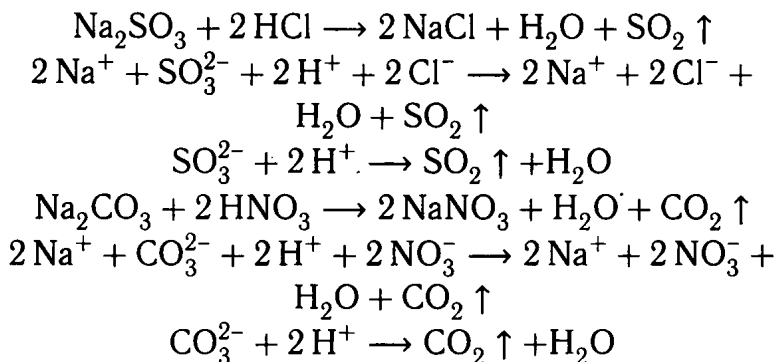
Осадок образуется в результате связывания ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} . Вместо раствора $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ можно взять любое растворимое соединение бария или щелочь. Например:



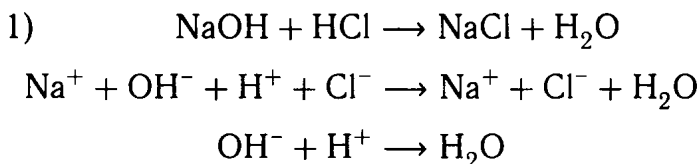
Задание 2.



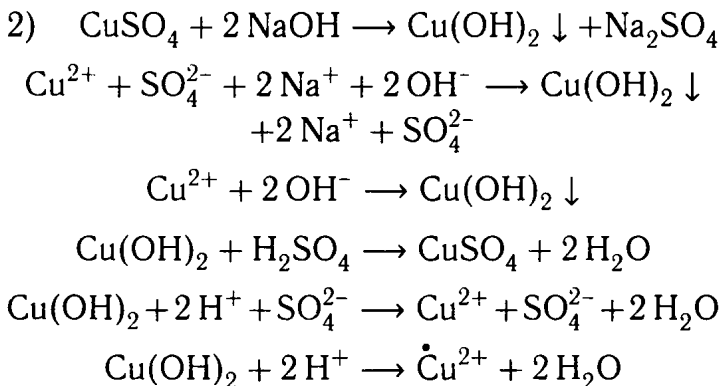
На данные растворы можно было бы подействовать любой более сильной кислотой, например: HCl , HNO_3 , HBr , H_3PO_4



Задание 3.

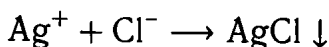
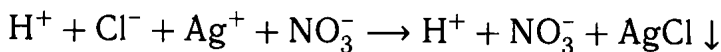
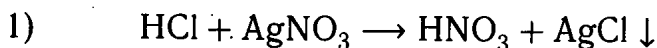


Обесцвечивание произошло за счет того, что фенолфталеин в кислой среде изменяет свою окраску.

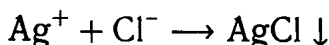
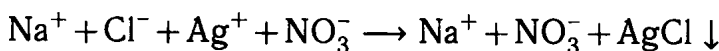
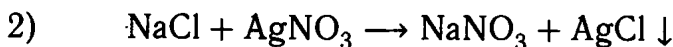
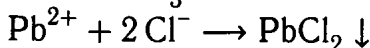
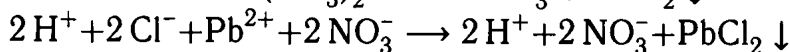
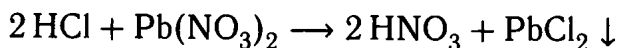


Растворение осадка происходит под действием ионов H^+ , которые более прочно связаны в случае воды, чем гидроксида меди (II).

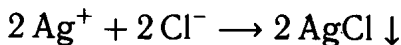
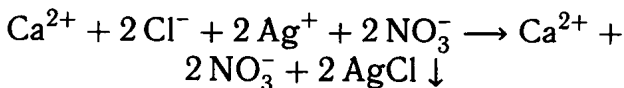
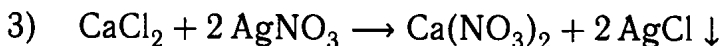
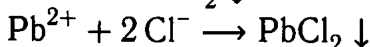
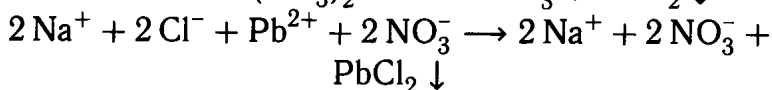
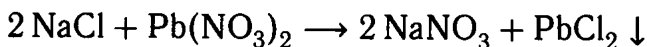
Задание 4.



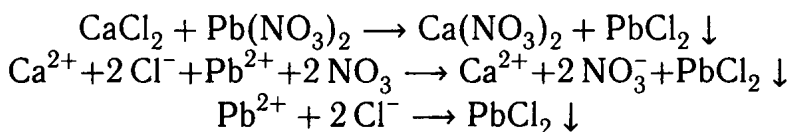
С нитратом свинца также образуется нерастворимый осадок:



С нитратом свинца также образуется нерастворимый осадок:



С нитратом свинца также образуется нерастворимый осадок:

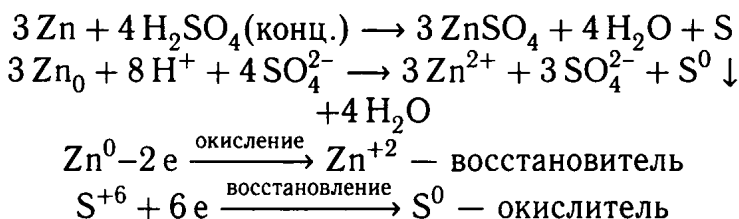


а) и б) Для распознавания соляной кислоты и ее солей можно использовать раствор нитрата серебра, так как при их взаимодействии образуется характерный белый творожистый осадок AgCl , не растворяющийся даже в концентрированной азотной кислоте. Вместо нитрата серебра можно использовать нитрат свинца (II), так как он дает такую же качественную реакцию с образованием белого осадка PbCl_2 .

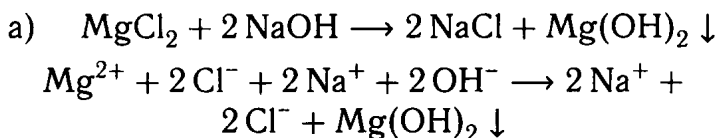
в) Растворы хлоридов от соляной кислоты можно отличить с помощью индикатора фенолфталеина, который в кислой среде приобретает малиновую окраску.

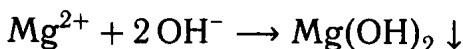
Практическая работа 1

Задача 1.



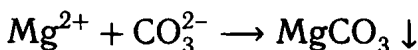
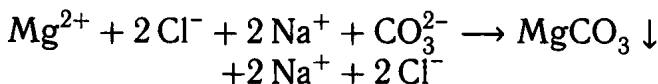
Задача 2.





б) $\text{MgCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ — реакция не происходит.

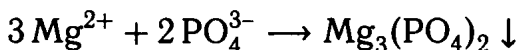
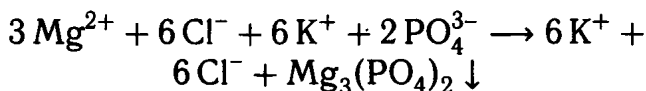
в) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{MgCO}_3 \downarrow$



г) $\text{MgCl}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{ZnCl}_2$

Реакция обратима, так как продукты реакции и исходные компоненты реакции диссоциируют на ионы. Осадок поэтому не образуется. Реакция до конца не идет.

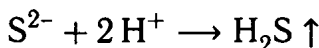
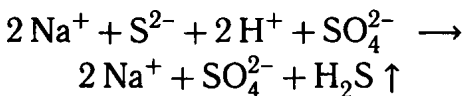
д) $3 \text{MgCl}_2 + 2 \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow 6 \text{KCl} + \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$



е) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ реакция не идет.

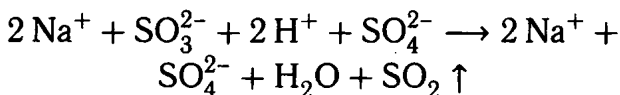
Задача 3.

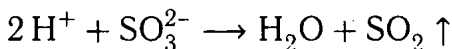
а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$



б) $\text{ZnCl} + 2 \text{HNO}_3$ — реакция не идет до конца, так как все соединения находятся в реакционной среде в виде ионов.

в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$

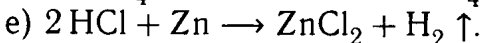
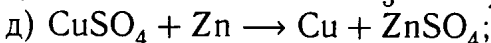
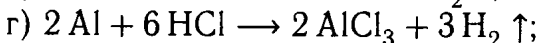
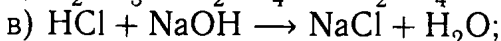
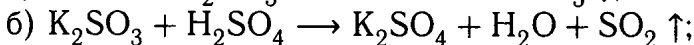
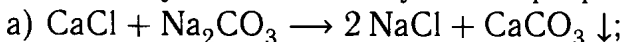




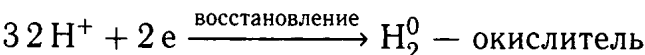
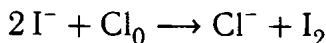
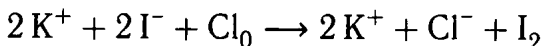
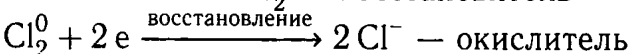
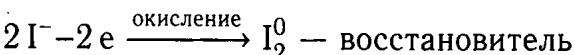
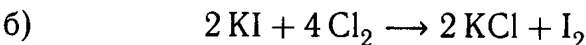
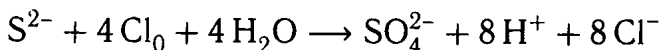
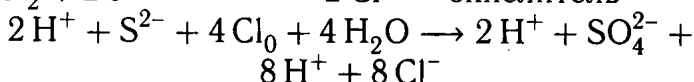
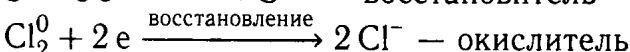
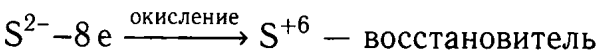
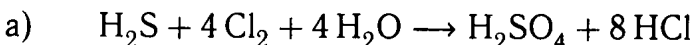
г) CuSO_4 и HNO_3 реакция не идет до конца, так как все соединения находятся в реакционной среде в виде ионов.

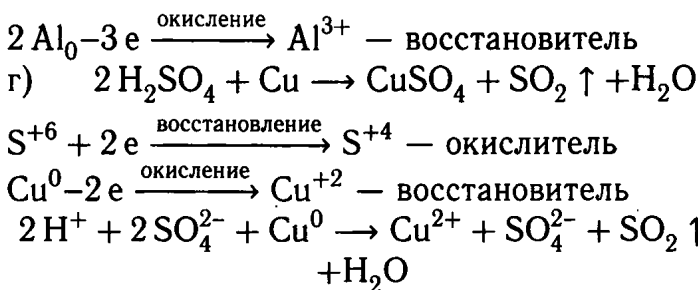
Задача 4.

Можно осуществить следующие превращения:



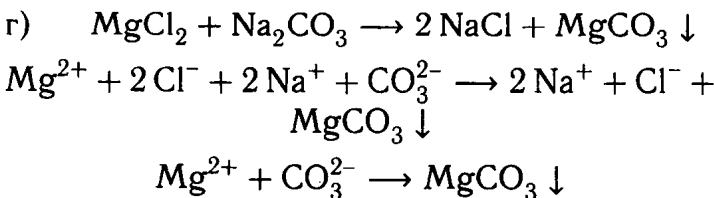
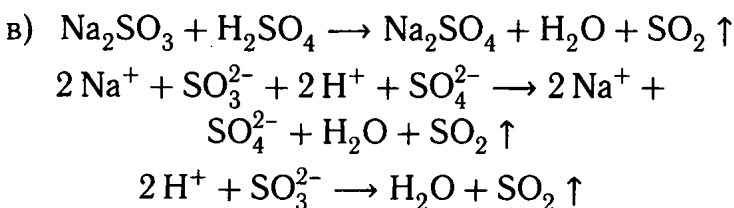
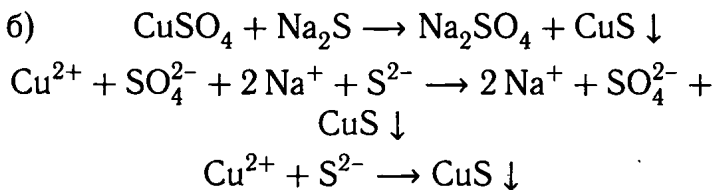
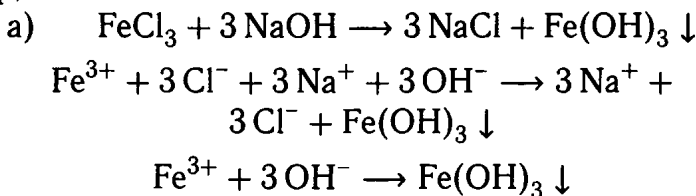
Задача 5.





Задача 6.

Необходимые вещества можно получить, например, так:



Глава II. Кислород и сера

§7—10

Вопрос 1.

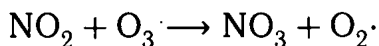
Наибольшую электроотрицательность имеет химический элемент: 1) кислород.

Вопрос 2.

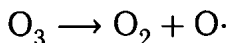
Кислород проявляет положительную степень окисления в соединении: 3) OF_2 .

Вопрос 3.

Аллотропия — это способность химического элемента образовывать несколько простых веществ. Озон — аллотропная модификация кислорода, имеет формулу O_3 . При обычных условиях озон — газ голубого цвета, имеющий характерный запах. Кислород O_2 — газ без цвета и запаха. Озон химически активнее кислорода: он окисляет неметаллы и почти все металлы (за исключением золота, платины и иридия) до их высших степеней окисления. Продуктом реакции в основном является кислород:



Озон повышает степень окисления оксидов. Особая химическая активность озона объясняется тем, что его молекулы легко распадаются:



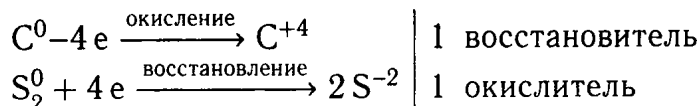
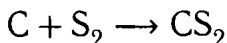
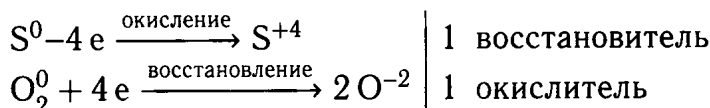
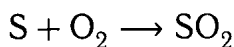
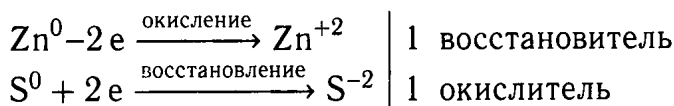
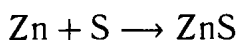
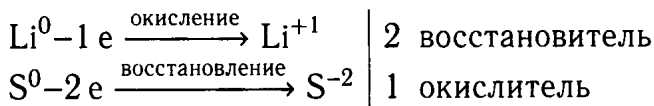
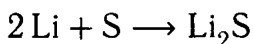
Сера образует две аллотропных модификации: кристаллическую и пластическую. Кристаллическая сера имеет две модификации: ромбическую и моноклинную. Ромбическая сера, состоящая из корonoобразных восьмиатомных молекул и образующая ромбоэдральные кристаллы. Она представляет собой твердое вещество желтого цвета, нерастворимое в воде, в воде не смачиваемое. Ромбическая сера плохо проводит тепло и электричество. Растворяется в органических растворителях. Моноклинная модификация серы представляет собой длинные прозрачные темножелтые игольчатые кристаллы, также растворима в органических растворителях, особенно в CS_2 . Структура пластической серы представляет собой длинные полимерные цепи, длина которых зависит от условий получения вещества. При комнатной (или близкой к комнатной) температуре пластическая и моноклинная модификации превращаются в ромбическую.

Вопрос 4.

Сера встречается в свободном состоянии (самородная сера). Кроме того, имеются огромные запасы серы в виде сульфидных руд, прежде всего руд свинца (свинцовый блеск $\text{Pb}^{+2}\text{S}^{-2}$), цинка (цинковая обманка $\text{Zn}^{+2}\text{S}^{-2}$), меди (медный блеск $\text{Cu}^{+2}\text{S}^{-2}$) и железа (пирит $\text{Fe}^{+2}\text{S}^{-2}$). Кроме сульфидных руд достаточно много серы встречается в виде сульфатов, например, сульфата кальция (гипс $\text{CaS}^{+6}\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), сульфата бария (барит $\text{BaS}^{+6}\text{O}_4$), сульфата магния (горькая соль $\text{MgS}^{+6}\text{O}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), сульфата натрия (мирабилит $\text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

В некоторых минеральных водах и природном газе встречается сульфид водорода (сероводород H_2S^{-2}).

Вопрос 5.



Вопрос 6.

1) — Б; 2) — В; 3) — Г.

Задача 1.

Дано:

$$\omega(\text{P}) = 0,27928$$

$$\omega(\text{S}) = 0,72072$$

Найти:

$$\text{S}_z\text{P}_y - ?$$

Решение:

$$A_r(\text{P}) = 31; A_r(\text{S}) = 32.$$

$$0,27928(\text{P}) - 31(\text{P})$$

$$0,72072(\text{S}) - x(\text{S})$$

$$x = 31 \cdot 0,72072 / 0,27928 = 79,99.$$

z — количество атомов серы на один атом фосфора: $z = 79,99 / 32 = 2,5$.

Значит, в этом веществе на один атом фосфора приходится 2,5 атома серы, так как в состав вещества может входить только целое число атомов, значит, формула вещества будет: P_2S_5 .

Ответ: P_2S_5 .

Задача 2.

Дано:

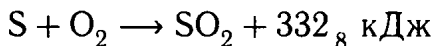
$$\nu(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль}$$

$$Q_1 = 332,8 \text{ кДж}$$

$$m(\text{S}) = 1 \text{ г}$$

Найти:

$$Q_2 - ?$$

Решение:

Определим, сколько взяли серы для получения 1 моль SO_2 . По уравнению реакции

$\nu(\text{SO}_2) = \nu(\text{S}) = 1$ моль, тогда

$m(\text{S}) = 1 \cdot 32 = 32$ г. Составим пропорцию:

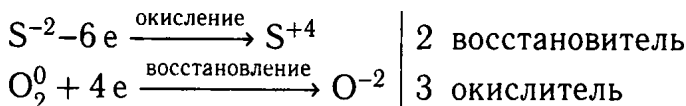
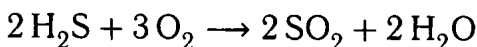
$$\begin{array}{rcl} 32 \text{ г(S)} & - & 332,8 \text{ кДж} \\ 1 \text{ г(S)} & - & x \text{ кДж} \end{array}$$

$$x = 1 \cdot 332,8 / 32 = 10,4 \text{ кДж.}$$

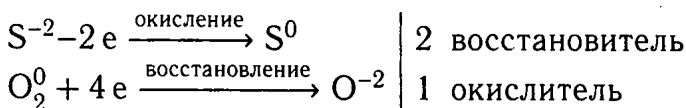
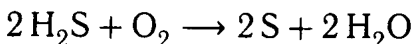
Ответ: $Q_2 = 10,4$ кДж.

§11—12**Вопрос 1.**

Полное сгорание сероводорода:



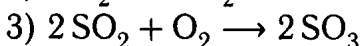
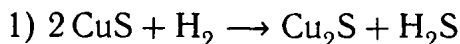
Неполное сгорание сероводорода:



Вопрос 2.

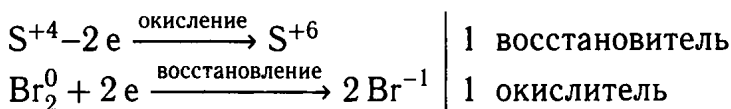
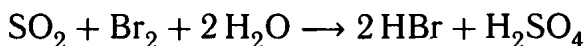
$\text{Pb}_2^+ + \text{S}_2^- \rightarrow \text{PbS} \downarrow$ — выпадает черный осадок.

Вопрос 3.

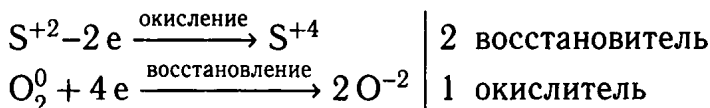
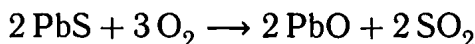


Вопрос 4.

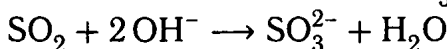
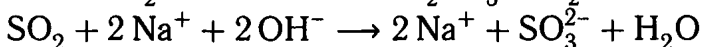
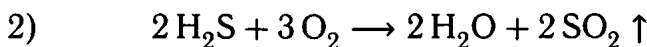
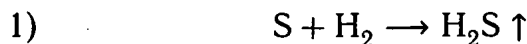
а)

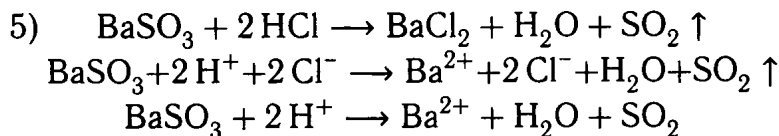
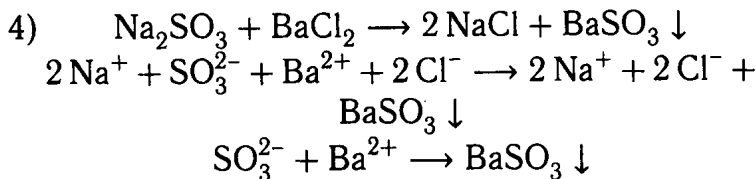


б)



Вопрос 5.





Задача 1.

Дано:

$$\begin{aligned}
 m_{\text{раствора}}(\text{CuSO}_4) &= 200 \text{ г} \\
 \omega(\text{CuSO}_4) &= 18\%
 \end{aligned}$$

Найти:

$$m(\text{CuS}) - ?$$

Решение:

$$\begin{aligned}
 & \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 \\
 \omega &= m(\text{вещества})/m(\text{раствора}) \rightarrow m(\text{CuSO}_4) = \\
 & m(\text{раствора})(\text{CuSO}_4) \cdot \omega(\text{CuSO}_4) = 0,18 \cdot 200 = \\
 & 36 \text{ г.}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \nu(\text{CuSO}_4) &= m(\text{CuSO}_4)/m(\text{CuSO}_4) = \\
 & 36 \text{ г}/160 \text{ г/моль} = 0,225 \text{ моль.}
 \end{aligned}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CuSO}_4) = \nu(\text{CuS}) = 0,23 \text{ моль.}$$

$$m(\text{CuS}) = 0,225 \text{ моль} \cdot 96 \text{ г/моль} = 21,6 \text{ г.}$$

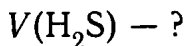
Ответ: $m(\text{CuS}) = 21,6 \text{ г.}$

Задача 2.

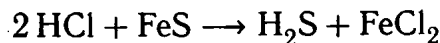
Дано:

$$\begin{aligned}
 m_{\text{с примесями}}(\text{FeS}) &= 2000 \text{ г} \\
 \omega(\text{примесей}) &= 10\%
 \end{aligned}$$

Найти:



Решение:



$$\omega(\text{FeS}) = 100\% - 10\% = 90\%$$

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

$$\omega(\text{FeS}) \cdot m_{\text{с примесями}}(\text{FeS}) = 0,9 \cdot 2000 = 1800 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{FeS}) = 1800 \text{ г} / 88 \text{ г/моль} = 20,45 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{FeS}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) = 20,45 \text{ моль}$$

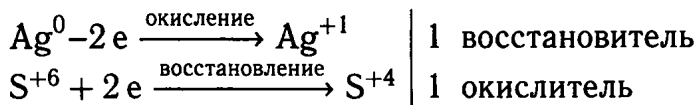
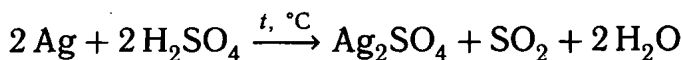
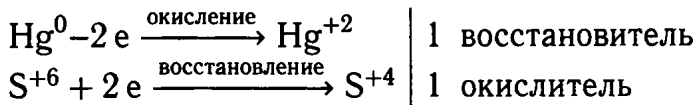
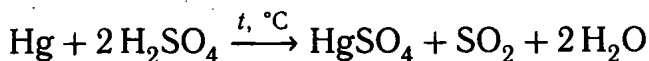
Тогда

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 20,45 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 458,08 \text{ л.}$$

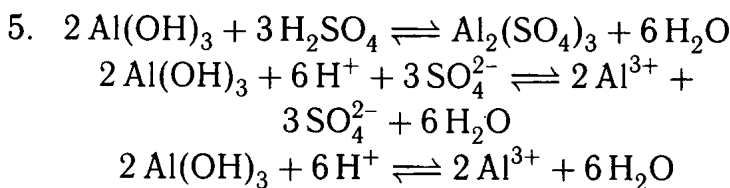
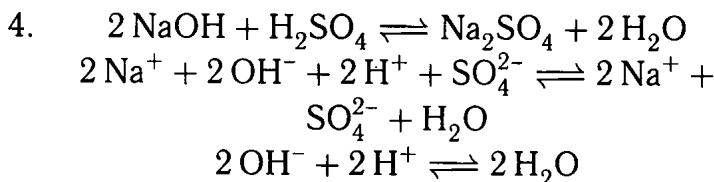
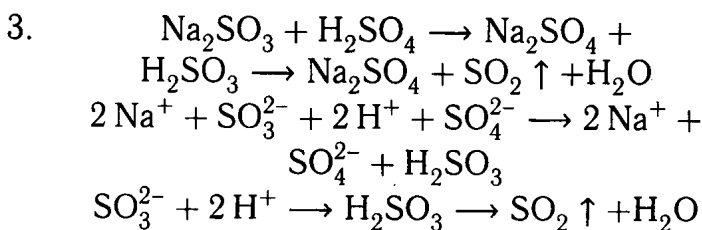
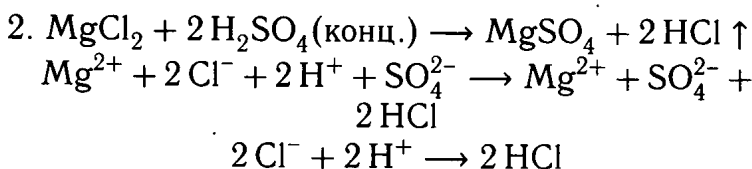
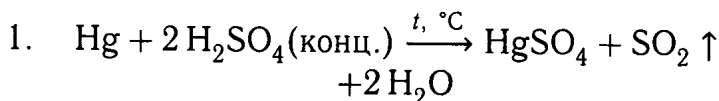
Ответ: $V(\text{H}_2\text{S}) = 458,08 \text{ л.}$

§13

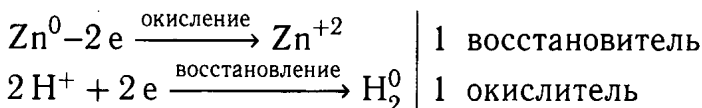
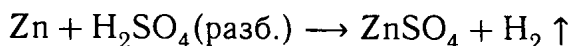
Вопрос 1.

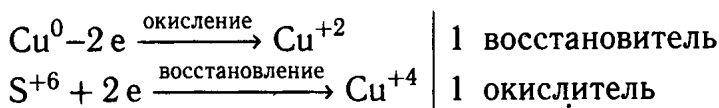
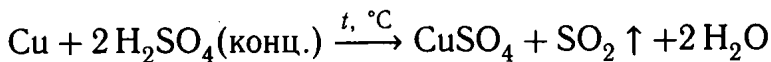


Вопрос 2.



Вопрос 3.



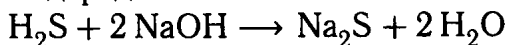


Вопрос 4.

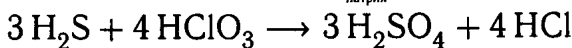
1) Сера:



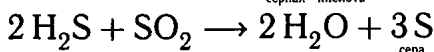
2) Сероводород:



сульфид
натрия

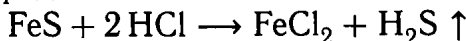


серная кислота



сера

3) Сульфиды:

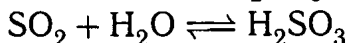
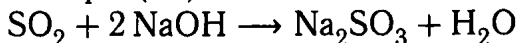


сероводород

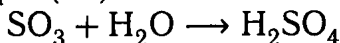


оксид
серы (IV)

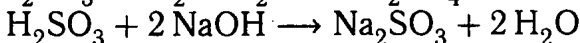
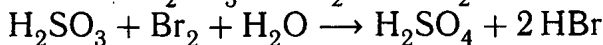
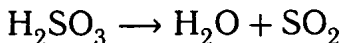
4) Оксид серы (IV):



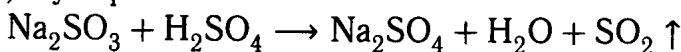
5) Оксид серы (IV):



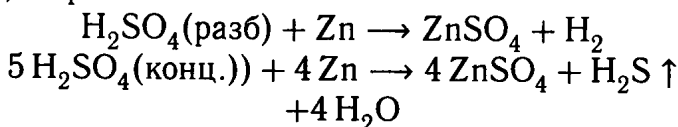
6) Сернистая кислота:



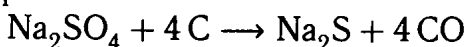
7) Сульфиты:



8) Серная кислота:



9) Сульфаты:



Задача 1.

а)

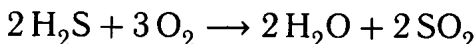
Дано:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = 3400 \text{ г}$$

Найти:

$$V(\text{O}_2) - ?$$

Решение:



$$\begin{aligned} \nu(\text{H}_2\text{S}) &= m(\text{H}_2\text{S})/M(\text{H}_2\text{S}) = \\ &= 3400 \text{ г}/34 \text{ г/моль} = 100 \text{ моль.} \end{aligned}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{H}_2\text{S})/\nu(\text{O}_2) = 2/3 \rightarrow \nu(\text{O}_2) = 100 \cdot 3/2 = 150 \text{ моль.}$$

$$\begin{aligned} V(\text{O}_2) &= 150 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3360 \text{ л} = \\ &= 3,36 \text{ м}^3. \end{aligned}$$

$$\text{Ответ: } V(\text{O}_2) = 3,36 \text{ м}^3.$$

б)

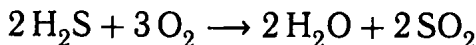
Дано:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 6500 \text{ м}^3$$

Найти:

$$V(\text{O}_2) - ?$$

Решение:



По уравнению реакции $V(\text{H}_2\text{S})/V(\text{O}_2) = 2/3 \rightarrow$
 $V(\text{O}_2) = V(\text{H}_2\text{S}) \cdot 3/2 = 9750 \text{ м}^3.$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 9750 \text{ м}^3.$

Задача 2.

Дано:

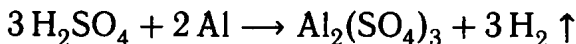
$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2$$

$$m(\text{Al}) = 4,5 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{раствора}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{Al}) = 4,5 \text{ г} / 27 \text{ г/моль} = 0,167 \text{ моль.}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{Al})/\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2/3 \rightarrow \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,167 \cdot 3/2 = 0,25 \text{ моль.}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 24,5 \text{ г.}$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) =$$
$$24,5 / 0,2 = 122,5 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{раствора}) = 122,5 \text{ г.}$

§14

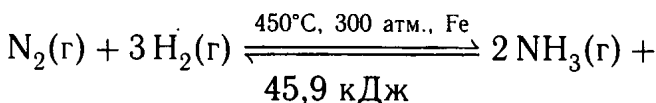
Вопрос 1.

Скорость химической реакции — изменение количества вещества одного из реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционного пространства. Определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени. Если первоначальную концентрацию вещества обозначить как c_1 , а концентрацию через некоторое время t как c_2 , то скорость реакции в общем виде можно выразить так:

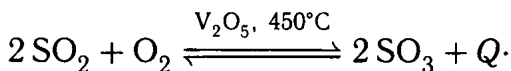
$$v = (c_1 - c_2)/(t_2 - t_1).$$

Вопрос 2.

1) Промышленное получение аммиака проводят при возможно низких температурах и при высоких давлениях — тогда равновесие будет смещено вправо:



2) Оксид серы (VI), который используют для получения серной кислоты, получают, окисляя оксид серы (IV) кислородом воздуха при нагревании, в присутствии катализатора (V_2O_5 , Pt или Na_2VO_3)



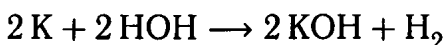
Вопрос 3.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ.

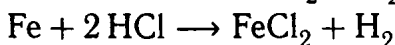
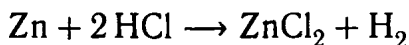
1. Металлы с одним и тем же веществом — водой — реагируют с различными скоростями. Литий энергично реагирует с водой с выделением водорода и образованием щелочи — гидроксида лития.



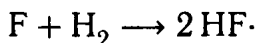
Калий реагирует со взрывом и горит фиолетовым пламенем на поверхности воды.



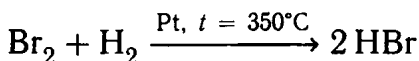
2. Цинк бурно реагирует с соляной кислотой, а железо довольно медленно.



3. Фтор с водородом реагирует со взрывом при комнатной температуре:

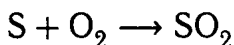


Бром с водородом взаимодействует медленно и при нагревании:

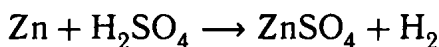


Для веществ в растворенном состоянии и газов скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ.

1. Горение веществ в чистом кислороде происходит интенсивнее, чем в воздухе, где концентрация кислорода почти в пять раз меньше.



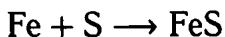
2. При реакции цинка с раствором серной кислоты большей концентрации, скорость выделения водорода выше.



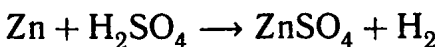
Это объясняется тем, что для осуществления химического взаимодействия веществ *A* и *B*, их молекулы (частицы) должны столкнуться. Чем больше столкновений, тем быстрее протекает реакция. Отсюда сформулирован основной закон химической кинетики: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ справедлива для газов и реакций, протекающих в растворах, так как при реакции с участием твердых веществ в этих случаях взаимодействие молекул происходит не во всем объеме реагирующих веществ, а лишь на поверхности.

Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ.

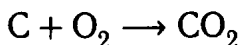
1. Вещества железо и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании.



2. Взаимодействие соляной кислоты с Zn, в виде гранул происходит медленнее, чем в виде порошка



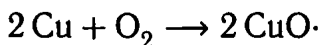
3. Уголь в виде больших кусков сгорает в печи медленнее, чем измельченный



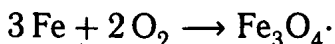
Чем сильнее измельчено твердое вещество, тем больше его поверхность, а значит, скорость реакции выше.

При повышении температуры на каждые 10°С скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза.

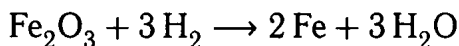
1. Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обыкновенной температуре. При повышении температуры начинается горение. Медь при нагревании в кислороде (и на воздухе) не горит, а «спокойно» превращается в черный порошок оксида меди:



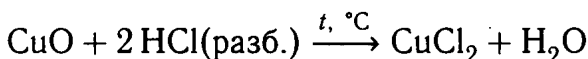
Железо горит в чистом кислороде, разбрасывая в виде ярких искр частички раскаленной железной окалины:



2. Водород восстанавливает оксиды металлов при нагревании, при комнатной температуре эта реакция не идет.

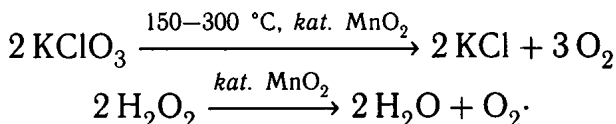


3. Взаимодействие оксида меди (II) с соляной кислотой происходит как при комнатной температуре, так и при нагревании, однако во втором случае реакция протекает быстрее:

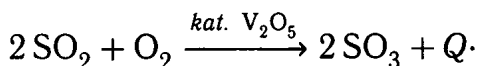


Скорость химических реакций зависит от наличия катализаторов.

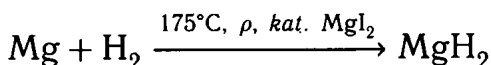
1. Разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется в присутствии катализатора оксида марганца (IV):



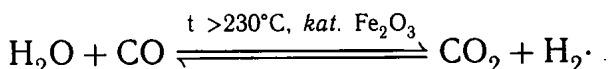
Окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) ускоряется оксидом ванадия (V).



2. С водородом Mg непосредственно не взаимодействует, но при наличии катализатора и повышенных температур такое взаимодействие возможно:



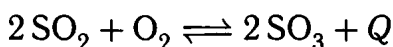
3. Реакция конверсии оксида углерода необходима в промышленности и протекает по реакции:



При этом смещение равновесия вправо осуществляется катализатором и повышенной температурой.

4. *Ферменты* — природные катализаторы. Участвуют практически во всех биохимических реакциях, протекающих в живых организмах.

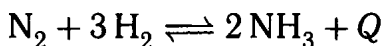
Вопрос 4.



а) при увеличении концентрации одного из исходных веществ равновесие сместится вправо.

б) при повышении температуры — влево.

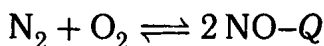
в) при повышении давления — вправо.



а) при увеличении концентрации одного из исходных веществ равновесие сместится вправо.

б) при повышении температуры — влево.

в) при повышении давления — вправо.



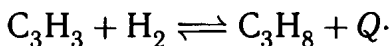
а) при увеличении концентрации одного из исходных веществ равновесие сместится вправо.

б) при повышении температуры — вправо.

в) при повышении давления — не смещается.

Вопрос 5.

Понижение температуры повлияет на смещение химического равновесия в сторону продуктов в уравнении:



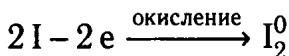
При понижении температуры равновесие в системах, где прямая реакция экзотермическая, смещается вправо.

Лабораторные опыты

3. Получение и свойства озона

1. Обесцвечивание лакмусовых бумажек свидетельствует о том, что озон проявляет кислотные свойства.

2. Озон окисляет KI до йода в свободном состоянии:



Крахмальный клейстер в присутствии йода синее. Это качественная реакция на йод.

4. Ознакомление с образцами серы и ее природных соединений

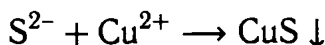
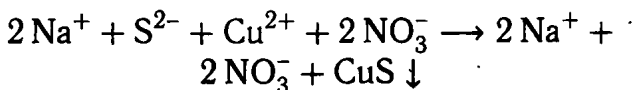
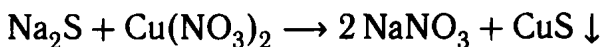
- | | |
|------------|---------------------|
| 1. Сера | 1. Пирит |
| 2. S | 2. FeS ₂ |
| 3. Твердое | 3. Твердое |
| 5. Желтый | 4. Золотистый |
| 5. Низкая | 5. Высокая |

1. Свинцовый блеск
2. PbS
3. Твердое
4. Стальной
5. Очень высокая

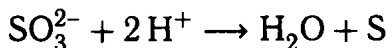
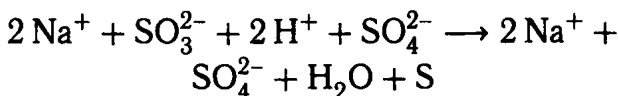
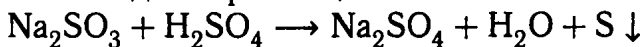
1. Гипс
2. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
3. Твердое
4. Белый
5. Высокая

1. Глауберова соль
2. $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
3. Твердое
4. Бесцветный
5. Низкая

5. Распознавание сульфид- и сульфит-ионов в растворе



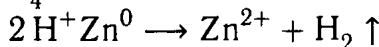
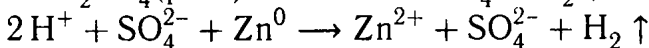
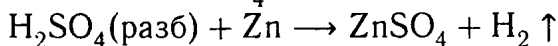
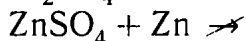
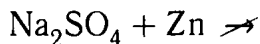
CuS — осадок черного цвета.



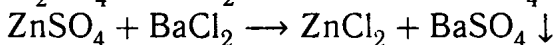
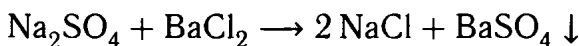
Выделяется осадок желтого цвета.

6. Распознавание сульфат-ионов в растворе

1. Серную кислоту от ее солей можно отличить с помощью металлов, находящихся в ряду напряжений до водорода. Металл восстанавливает ионы водорода, и выделяется в свободном состоянии. Для солей такая реакция невозможна.



2. Сульфаты от других солей можно отличить с помощью растворимых соединений бария, при этом образуется сульфат бария — белый творожистый осадок.

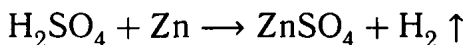


В последней пробирке будет та же реакция, так как с хлоридом бария взаимодействует сульфат цинка, образовавшийся в результате реакции.

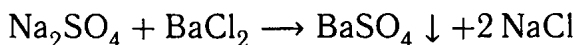
Практическая работа 2

Задача 1.

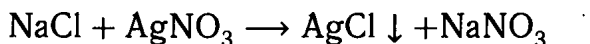
Серную кислоту определяем по выделению газа — водорода при добавлении металлического цинка:



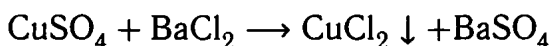
Сульфат натрия определяем по реакции с хлоридом бария, в результате которой образуется белый осадок:



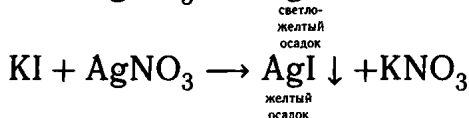
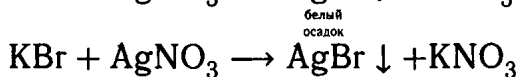
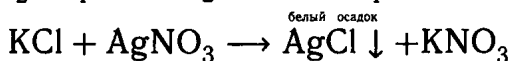
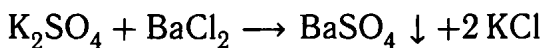
Подтвердить наличие в оставшейся пробирке хлорид натрия можно добавлением к нему нитрата серебра, в результате чего образуется белый творожистый осадок.



Задача 2.



Задача 3.



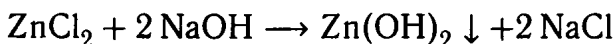
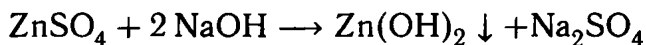
белый осадок

белый
осадок

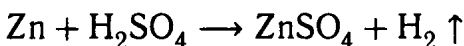
светло-
желтый
осадок

желтый
осадок

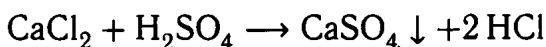
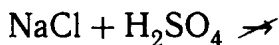
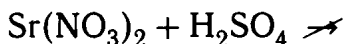
Задача 4.



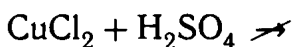
Задача 5.



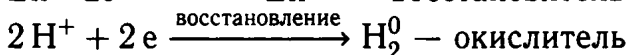
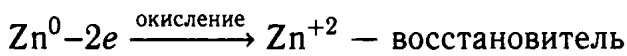
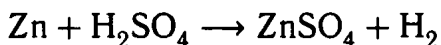
выделяется газ



раствор мутнеет

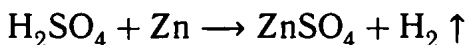


Окислительно-восстановительными называют реакции, в результате которых происходят изменения степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. В данном случае к ОВР будет относиться:



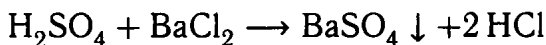
Задача 6.

а) В раствор серной кислоты опускаем кусочек цинка.



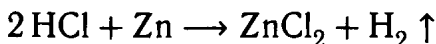
Выделяется газ — водород.

К раствору серной кислоты добавляем раствор хлорида бария.



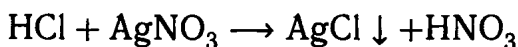
Выделяется белый осадок. Реакция является качественной на сульфат-ионы.

б) В раствор соляной кислоты добавляем металлический цинк.



Выделяется газ — водород.

Добавляем к раствору соляной кислоты раствор нитрата серебра:



Выпадает белый осадок AgCl . Реакция является качественной на хлорид-ион.

Глава III. Азот и фосфор

§15—18

Вопрос 1.

а) Азот и фосфор являются элементами подгруппы VA. Атомы данных элементов на внешнем электронном слое имеют 5 электронов. Являются типичными *p*-элементами. Конфигурация внешнего слоя ns^2np^3 , поэтому каждый элемент может проявлять степени окисления от -3 до $+5$. Образуют оксиды и гидроксиды, которые обладают кислотными свойствами. Азот и фосфор — типичные неметаллы.

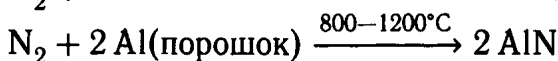
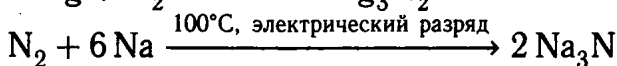
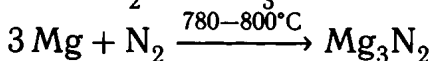
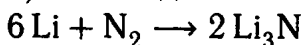
б) По сравнению с атомом азота атом фосфора характеризуется меньшей энергией ионизации и имеет больший радиус. Неметаллические признаки у фосфора выражены слабее, чем у азота. Поэтому для фосфора реже встречаются степени окисления -3 и чаще $+5$. Малохарактерны и другие степени окисления. Наличие свободных *d*-орбиталей атома фосфора позволяет произойти распариванию $3s^2$ электронов, в результате на третьем энергетическом уровне атома фосфора окажется пять неспаренных электронов.

Вопрос 2.

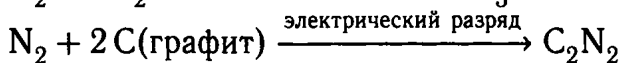
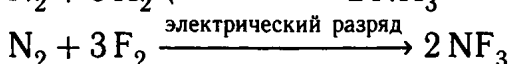
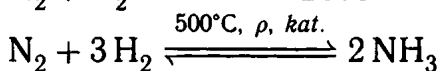
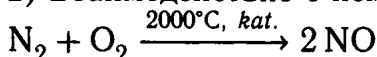
Молекула азота образована двумя атомами азота, связанными ковалентной неполярной связью, химическая формула N_2 , электронная формула $:N::N:$.

Вопрос 3.

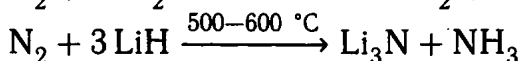
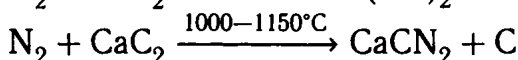
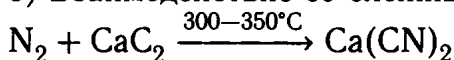
1) Взаимодействие с металлами:



2) Взаимодействие с неметаллами:

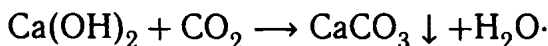


3) Взаимодействие со сложными соединениями:



Вопрос 4.

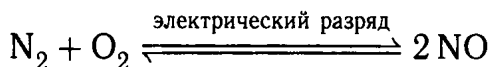
В цилиндре с кислородом тлеющая лучинка будет гореть. В цилиндре с оксидом углерода (IV) известковая вода будет мутнеть:



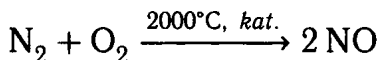
Оставшийся цилиндр содержит азот.

Вопрос 5.

Оксид азота образоваться не сможет, так как для этого требуется либо электрический разряд:

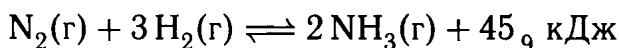


(реакция почти не идет), либо очень высокие температуры и катализатор Pt или MnO_2 :

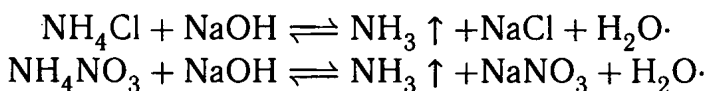


Вопрос 6.

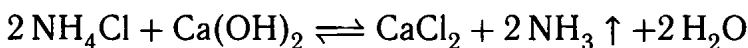
1) В промышленности:



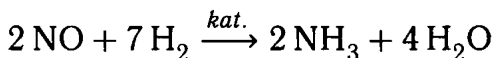
2) В лаборатории действием сильных щелочей на соли аммония:



3) В лаборатории слабым нагреванием смеси хлорида аммония с гашеной известью.



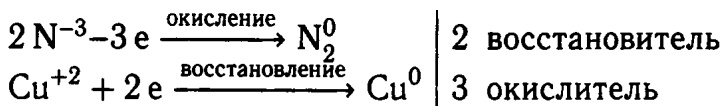
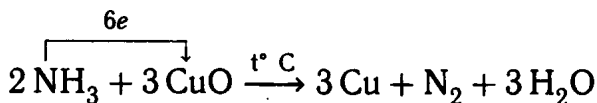
4) В присутствии катализаторов (Pt, Ni) оксид азота (II) реагирует с водородом:



Вопрос 7.

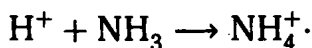
Схеме превращения $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$ соответствует уравнение реакции: 3) $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$.

Вопрос 8.



Вопрос 9.

Часть аммиака в воде растворяется, при этом небольшая часть его молекул реагирует с водой, при этом образуется гидроксид аммония, обладающий щелочной реакцией. В результате реакций аммиака с водой и кислотами происходит присоединение ионов водорода к молекуле аммиака:



В растворах кислот концентрация ионов водорода выше, поэтому реакции протекают энергичнее.

Вопрос 10.

1—4, 8, 10, 11. Используется свойство аммиака присоединять ион водорода по донорно-акцепторному механизму. В результате образуются соли аммония, которые и являются удобрениями.

5. NH_4Cl используют при пайке металлов для травления их поверхности. Он реагирует с оксидами металлов, образуя с ними летучие хлориды и очищая таким образом поверхность спаиваемых металлов от оксидов.

6. В медицине используется как местно-раздражающее средство при невралгиях, укусах насекомых, в этом случае используется его основные свойства, а так же при обморочных состояниях для возбуждения дыхания — аммиак легко испаряется из водного раствора и обладает резким запахом.

7. Аммиак хорошо растворяет жиры, поэтому используется для стирки, удаления масляных пятен, а также пятен молока, кофе.

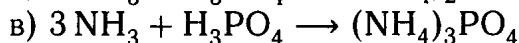
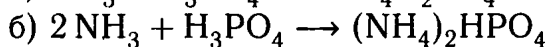
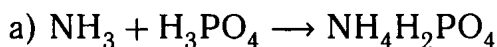
9. Из смеси аммиачной селитры с различными видами углеводородных горючих материалов получают взрывчатые вещества. При этом используются очень сильные окислительные свойства азота в высшей степени окисления +5.

12. Современный способ производства азотной кислоты основан на каталитическом окислении синтетического аммиака на катализаторах до смеси оксидов азота с дальнейшим поглощением их водой.

Вопрос 11.

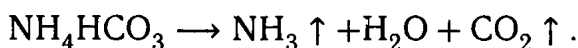
Раствор аммиака называют *аммиачной водой*, потому при взаимодействии с водой образуется нестойкий гидроксид аммония, при нагревании которого выделяется аммиак. *Гидроксидом аммония* потому что в растворе можно обнаружить ионы аммония и гидроксид-ионы.

Вопрос 12.



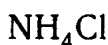
Вопрос 13.

Гидрокарбонат аммония применяют в качестве разрыхлителя для теста (добавка Е-503).



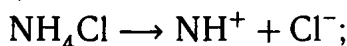
При этом используется его свойство при нагревании разлагаться выделяя газы, разрыхляющие тесто.

Вопрос 14.

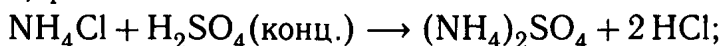


Химические свойства, общие с другими солями

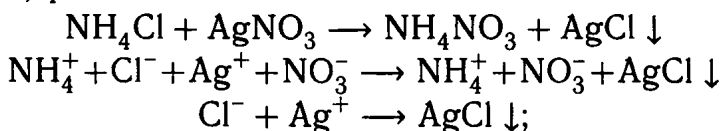
1) диссоциация:



2) реакция с кислотой:

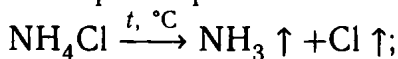


3) реакция с солями:



Специфические свойства

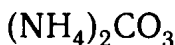
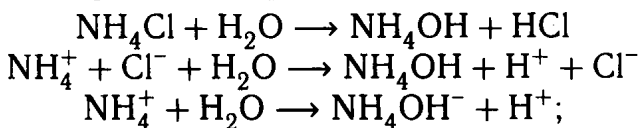
1) разложение при нагревании:



2) реакция со щелочами:

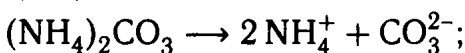


3) подвергается гидролизу:

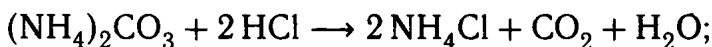


Химические свойства, общие с другими солями

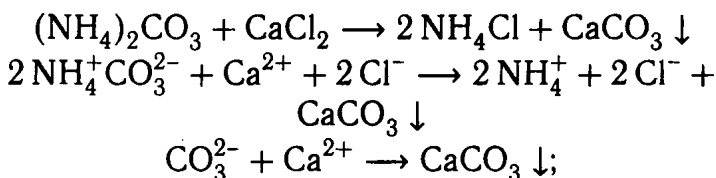
1) диссоциация:



2) реакция с кислотой:

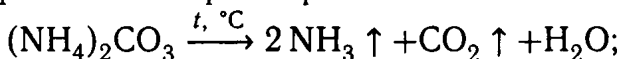


3) реакция с солями:

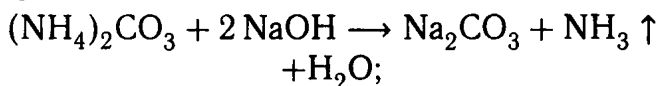


Специфические свойства

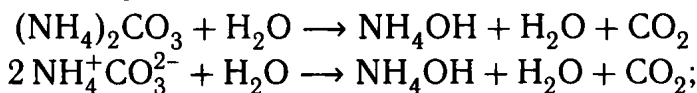
1) разложение при нагревании:



2) реакция со щелочами:



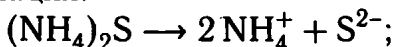
3) подвергается гидролизу:



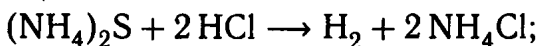


Химические свойства, общие с другими солями

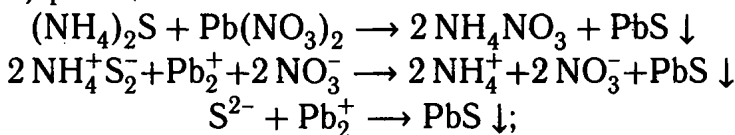
1) диссоциация:



2) реакция с кислотой:

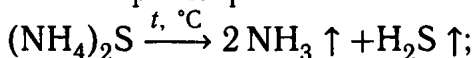


3) реакция с солями:

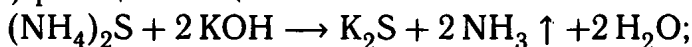


Специфические свойства

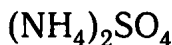
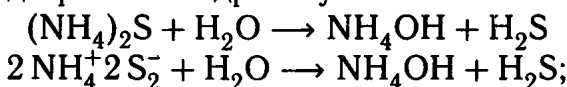
1) разложение при нагревании:



2) реакция со щелочами:

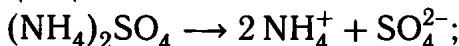


3) подвергается гидролизу:

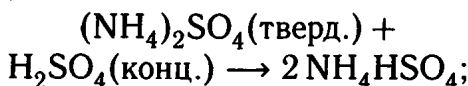


Химические свойства, общие с другими солями

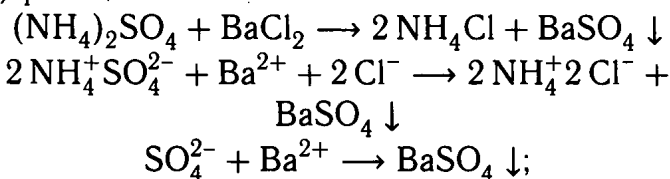
1) диссоциация:



2) реакция с кислотой:

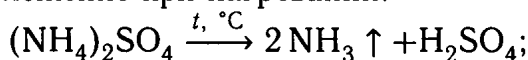


3) реакция с солями:

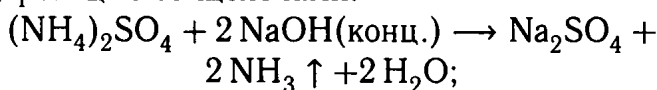


Специфические свойства

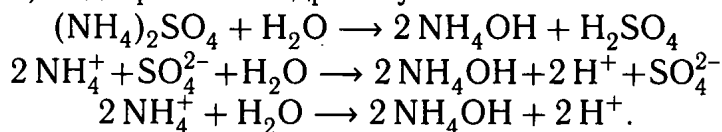
1) разложение при нагревании:



2) реакция со щелочами:



3) подвергается гидролизу:



Задача 1.

Дано:

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 10,7 \text{ г}$$

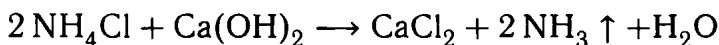
$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 6 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{NH}_3) - ?$$

$$V(\text{NH}_3) - ?$$

Решение:



$$\begin{aligned}v(\text{NH}_4\text{Cl}) &= m(\text{NH}_4\text{Cl})/M(\text{NH}_4\text{Cl}) = \\ 10,7 \text{ г}/53,5 \text{ г/моль} &= 0,2 \text{ моль}\end{aligned}$$

$$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = m(\text{Ca}(\text{OH})_2)/M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 6 \text{ г}/74 \text{ г/моль} = 0,081 \text{ моль}$$

Следовательно, хлорида аммония взяли в избытке, а значит расчеты проводим по гидроксиду кальция. По уравнению реакции:
 $\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2)/\nu(\text{NH}_3) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{NH}_3) = 0,16 \text{ моль.}$

$$m(\text{NH}_3) = 0,162 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 2,754 \text{ г.}$$

$$V(\text{NH}_3) = 0,162 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,629 \text{ л.}$$

Ответ: $m(\text{NH}_3) = 2,754 \text{ г}$, $V(\text{NH}_3) = 3,629 \text{ л}$.

Задача 2.

Дано:

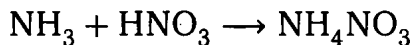
$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 5 \text{ т} = 5000 \text{ кг} = 5000000 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{NH}_3) - ?$$

$$V(\text{NH}_3) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{NH}_4\text{NO}_3) = m(\text{NH}_4\text{NO}_3)/M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 5000000 \text{ г}/80 \text{ г/моль} = 62500 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{NH}_4\text{NO}_3)/\nu(\text{NH}_3) = 1/1 \rightarrow \nu(\text{NH}_3) = 62500 \text{ моль.}$$

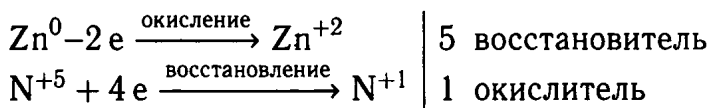
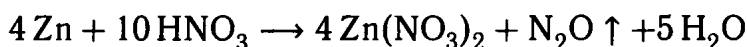
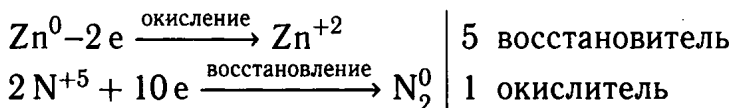
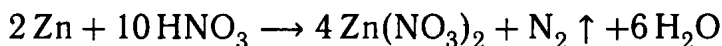
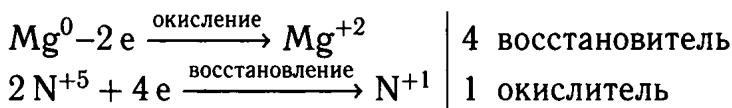
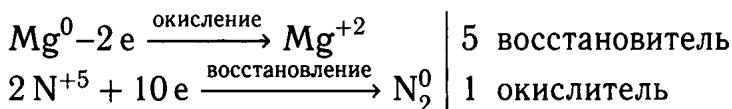
$$m(\text{NH}_3) = 62500 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 1062500 \text{ г} = 1,063 \text{ т.}$$

$$V(\text{NH}_3) = 62500 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1400000 \text{ л} = 1400 \text{ м}^3.$$

Ответ: $m(\text{NH}_3) = 1,063 \text{ т}$, $V(\text{NH}_3) = 1400 \text{ м}^3$.

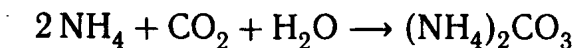
§19—20

Вопрос 1.

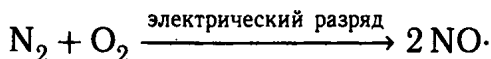


Вопрос 2.

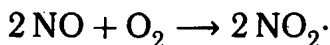
В навозе содержится ион аммония NH_4^+ , а в почве — ион CO_3^{2-} , который образуется в результате диссоциации солей угольной кислоты. В результате образуется карбонат аммония:



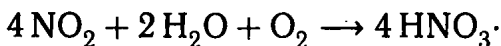
Во время грозы в небольших количествах образуется оксид азота (II):



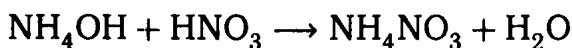
Оксид азота (II) окисляется:



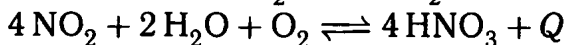
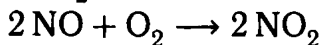
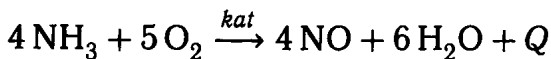
При реакции NO_2 с водой образуется азотная кислота:



Азотная кислота попадает в почву и взаимодействует с ионом аммония:



Вопрос 3.



Вопрос 4.

1) — Г; 2) — А; 3) — Д; 4) — Б.

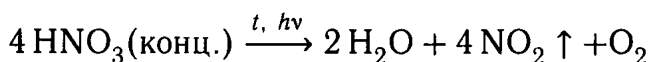
Вопрос 5.

- 1)
$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 &\rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl} \\ 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- &\rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow \\ &\quad + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \\ \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} &\rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow \end{aligned}$$
- 2)
$$\begin{aligned} \text{HCl} + \text{AgNO}_3 &\rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3 \\ \text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- &\rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \\ \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ &\rightarrow \text{AgCl} \downarrow \end{aligned}$$
- 3)
$$4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

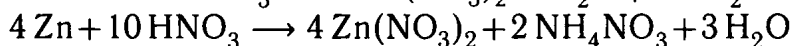
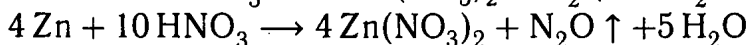
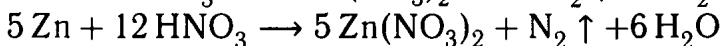
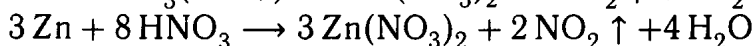
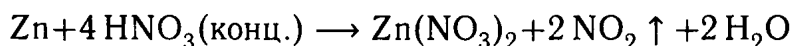
Вопрос 6.

а) Характерные только для азотной кислоты:

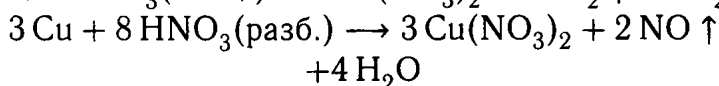
1) Разложение при нагревании и под воздействием света:



2) Реакции с металлами (по мере разбавления):

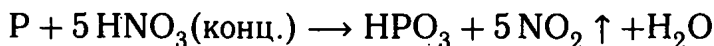


Реакции с металлами, стоящими в ряду напряжения правее водорода:



3) Взаимодействует с белками, образуя вещества ярко-желтого цвета (ксантопротеиновая реакция).

4) Окисление неметаллов:

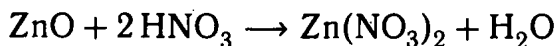


5) Окисление соляной кислоты:

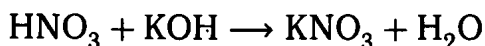


б) Общие для азотной и других кислот:

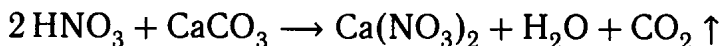
1) Реагирует с основными оксидами:



2) С основаниями:

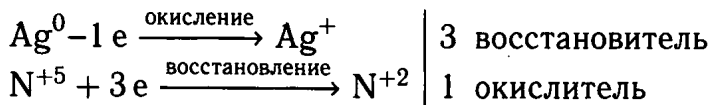
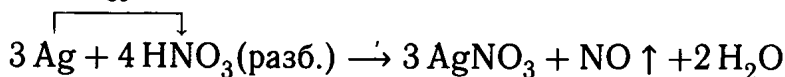


3) С солями более слабых кислот:

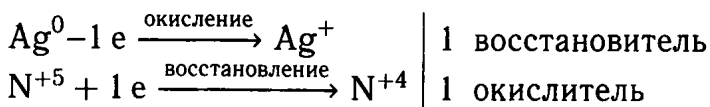
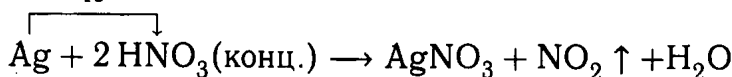


Вопрос 7.

1) $3e$

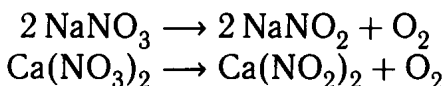


2) $1e$



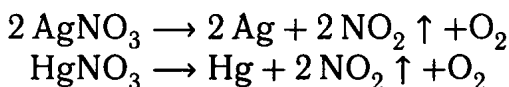
Вопрос 8.

1) Вспыхивающая лучинка показывает наличие кислорода в продуктах реакции. Значит, в состав нитрата входил металл, стоящий в ряду напряжения левее Mg. Например:

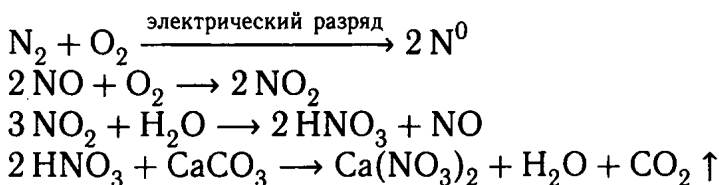


2) Оксид азота (IV) NO_2 — газ красно-бурого цвета, который выделяется при разложении нитратов, в состав которых входит металл, находящийся в ряду напряжения правее Cu.

Например:



Вопрос 9.



Задача 1.

Дано:

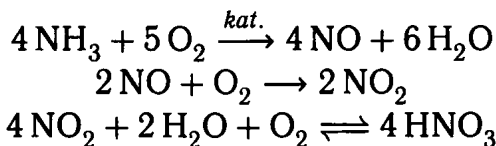
$$m(\text{раствора}) = 50 \text{ т}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = 0,5$$

Найти:

$$V(\text{NH}_3) - ?$$

Решение:



$$m(\text{HNO}_3) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{HNO}_3) = 50000000 \cdot 0,5 = 25000000 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3) / M(\text{HNO}_3) = 25000000 \text{ г} / 63 \text{ г/моль} = 396825,396825 \text{ моль.}$$

По уравнению третьей реакции

$\nu(\text{HNO}_3) = \nu(\text{NO}_2)$, по уравнению второй реакции $\nu(\text{NO}_2) = \nu(\text{NO})$, по уравнению первой реакции $\nu(\text{NO}) = \nu(\text{NH}_3)$. Значит, в первой реакции $\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{HNO}_3)$ в третьей, и тогда $\nu(\text{NH}_3) = 396825,396825 \text{ моль.}$

$$V(\text{NH}_3) = \nu(\text{NH}_3) \cdot V_m = 396825,396825 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 8888888,8889 \text{ л} = 8888,89 \text{ м}^3.$$

Ответ: $V(\text{NH}_3) = 8888,89 \text{ м}^3$.

Задача 2.

Дано:

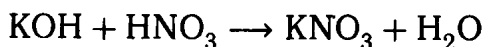
$$m(\text{раствора KOH}) = 300 \text{ г}$$

$$\omega(\text{KOH}) = 0,1$$

Найти:

$$m(\text{KNO}_3) - ?$$

Решение:



$$m(\text{KOH}) = \omega(\text{KOH}) \cdot m(\text{раствора KOH}) = 300 \cdot 0,1 = 30 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{KOH}) = m(\text{KOH})/M(\text{KOH}) = 30 \text{ г}/56 \text{ г/моль} = 0,536 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{KOH}) = \nu(\text{KNO}_3) = 0,536 \text{ моль.}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 0,536 \text{ моль} \cdot 101 \text{ г/моль} = 54,136 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{KNO}_3) = 54,136 \text{ г.}$

Задача 3.

Дано:

$$m_{\text{раствора}}(\text{HNO}_3) = 200 \text{ г}$$

$$V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ л}$$

Найти:

$$\omega(\text{HNO}_3)\% - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2)/V_m = 11,2 \text{ л}/22,4 \text{ л/моль} = 0,5 \text{ моль.}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{CO}_2)/\nu(\text{HNO}_3) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{HNO}_3) = 0,5 \cdot 2 = 1 \text{ моль.}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 63 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3)/m_{\text{раствора}}(\text{HNO}_3) \cdot 100\% = 63 \text{ г}/200 \text{ г} \cdot 100\% = 31,5\%.$$

Ответ: $\omega(\text{HNO}_3) = 31,5\%.$

§21—23

Вопрос 1.

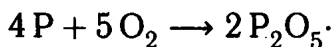
Фосфор легко окисляется, поэтому встречается в природе только в виде соединений и содержится во многих минералах. *Азот* в природе встречается главным образом в свободном состоянии. Для того чтобы азот вступил в химическую реакцию, требуется предварительная активация его молекул нагреванием, облучением или другими способами. При нормальных условиях он малоактивен.

Вопрос 2.

Положительную степень окисления фосфор не проявляет в соединении: 3) H_3P .

Вопрос 3.

Белый фосфор представляет собой белое вещество с температурой плавления $44,1^\circ\text{C}$. Его формула P_4 . Легко растворим в органических растворителях. Химически активен. Он медленно окисляется кислородом воздуха уже при комнатной температуре:



Светится бледно-зеленым цветом. Это явление называется хемилюминесценцией. Белый фосфор ядовит.

Красный фосфор — это более термодинамически стабильная модификация элементарного фосфора. Имеет формулу P_n и представляет собой полимер со сложной структурой. При длительном нагревании белый фосфор без доступа воздуха желтеет и

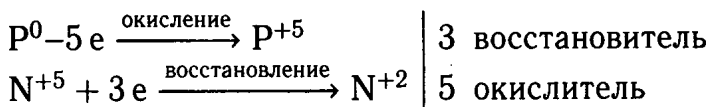
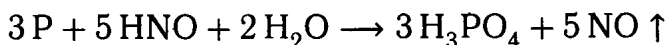
постепенно превращается в красный фосфор. Химическая активность красного фосфора значительно ниже, чем у белого. Красный Фосфор на воздухе не самовоспламеняется, но самовоспламеняется при трении или ударе, у него полностью отсутствует явление хемотрюминесценции. Нерастворим в воде, бензоле, сероуглероде, растворим в трибромиде фосфора. При температуре возгонки красный фосфор превращается в пар, при охлаждении которого образуется в основном белый фосфор.

Белый и красный фосфор — аллотропные модификация одного и того же вещества, так как при длительном нагревании белый фосфор без доступа воздуха желтеет и постепенно превращается в красный фосфор, а красный фосфор при возгонке переходит в белый.

Вопрос 4.

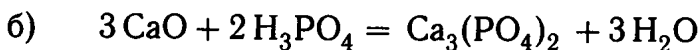
Фосфор не вступает в реакцию: 2) с водородом.

Вопрос 5.

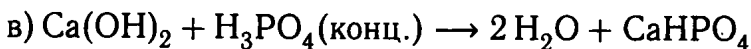


Вопрос 6.

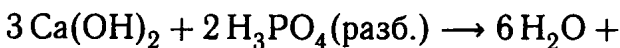
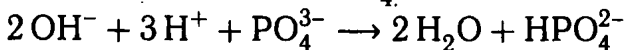
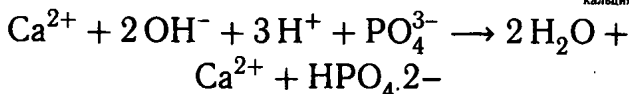




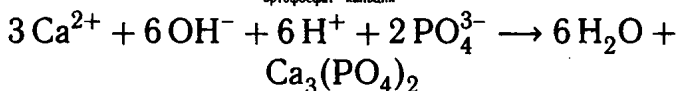
ортофосфат кальция



гидрофосфат
кальция



ортофосфат кальция



Вопрос 7.

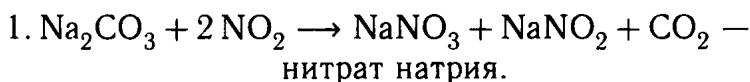
Среди органогенных элементов *азот* играет одну из важных ролей в жизни растений. При недостатке азота тормозится рост растений, ослабляется образование боковых побегов и кущение у злаков, наблюдается мелколистность. Окраска листьев становится бледно-зеленой, так как недостаток азота ведет к разрушению хлорофилла. Созревание семян при недостатке азота также начинается раньше.

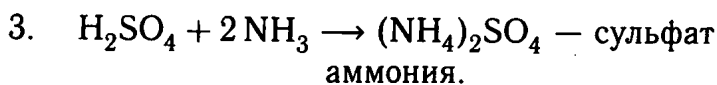
Калий является одним из трех элементов, наиболее жизненно-необходимых для растений. Калий является стабилизатором водного режима в растениях, способствуя поддержанию оводненности тканей, оптимизации сосущей силы корней, уравновешиванию темпов дыхания и фотосинтеза. Растения, получающие достаточно калия, становятся более устойчивыми к избытку и недостатку влаги, повышенным и пониженным температурам. Калий

активирует деятельность ферментов, участвует в процессе фотосинтеза, повышает стрессоустойчивость растений по отношению к холоду, засухам, пестицидам и болезням, содействует накоплению углеводов.

Фосфор играет исключительно важную роль в процессах обмена энергии в растительных организмах. Энергия солнечного света в процессе фотосинтеза и энергия, выделяемая при окислении ранее синтезированных органических соединений в процессе дыхания, аккумулируется в растениях в виде энергии фосфатных связей у так называемых макроэргических соединений, важнейшим из которых является аденозинтрифосфорная кислота (АТФ). При недостатке фосфора нарушается обмен энергии и веществ в растениях. Фосфор способствует повышению зимостойкости растений, ускоряет их развитие и созревание, стимулирует плодоношение, благоприятствует интенсивному нарастанию корневой системы, чем повышает их засухоустойчивость. Растения при недостатке фосфора резко замедляют рост, их листья приобретают сначала с краев, а потом по всей поверхности сизо-зеленую (серо-зеленую), пурпурную или красно-фиолетовую окраску, что проявляется на нижних листьях обычно в начальный период развития.

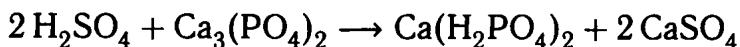
Вопрос 8.



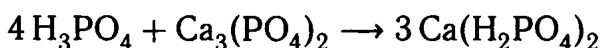


Вопрос 9.

1. Простой суперфосфат



2. Двойной суперфосфат

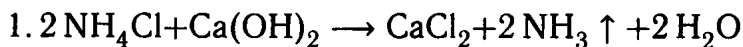


Вопрос 10.

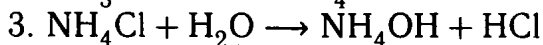
Повышение урожайности сельскохозяйственных культур требует все возрастающих объемов производства и применения минеральных удобрений, химических средств защиты растений, пленок из полимерных материалов, труб из термопластов и других химических материалов и изделий для сельского хозяйства. Для повышения урожайности сельскохозяйственных культур огромное значение имеет внесение в почву элементов, необходимых для роста и развития растений, а также применение органических удобрений.

Вопрос 11.

Схема 5.



или



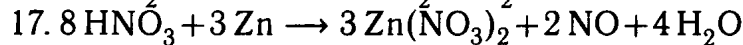
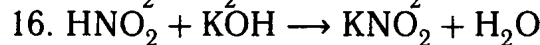
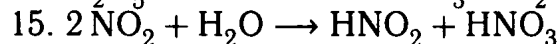
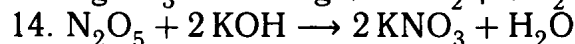
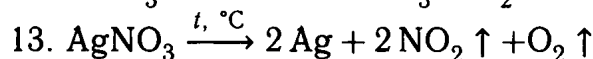
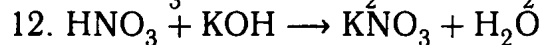
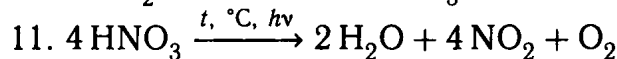
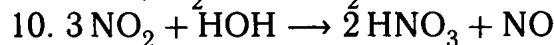
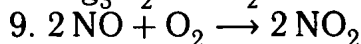
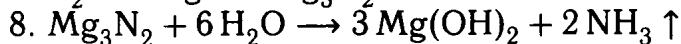
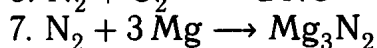
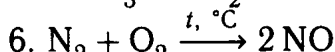
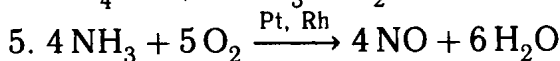
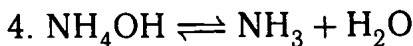
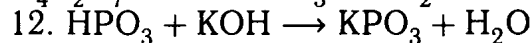
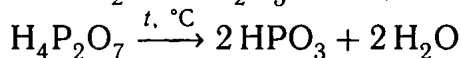
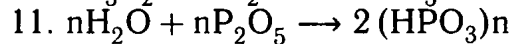
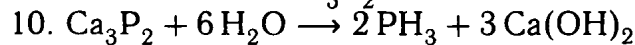
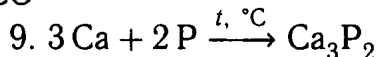
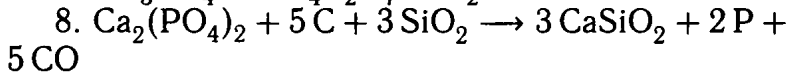
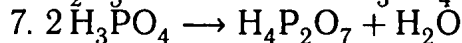
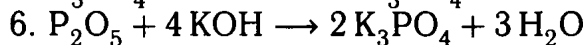
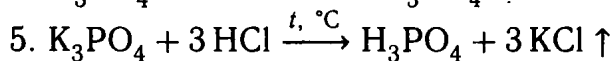
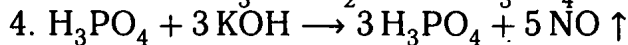
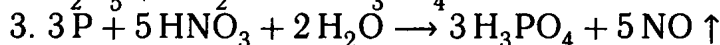
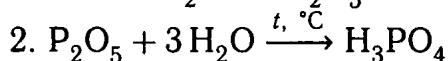
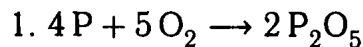


Схема 6.



Задача 1.

Дано:

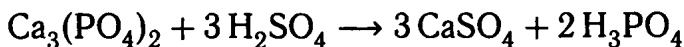
$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 31 \text{ т}$$

$$\omega(\text{примесей}) = 20\%$$

Найти:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) - ?$$

Решение:



$$\omega(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - 20\% = 80\%.$$

$$\nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 24,8 \text{ т} / 310 \text{ г/моль} =$$

$$24,8 \text{ т} / 0.00031 \text{ т/моль} = 80000 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) / \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 80000 \cdot 2 = 160000 \text{ моль}.$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 160000 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 15680000 \text{ г} = 15,68 \text{ т}.$$

Ответ: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 15,68 \text{ т}.$

Задача 2.

Дано:

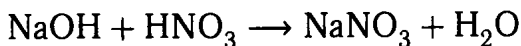
$$m_{\text{раствора}}(\text{HNO}_3) = 200 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = 4 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{HNO}_3) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{NaOH}) = 4 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{NaOH}) = \nu(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль.}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 6,3 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = 6,3 \text{ г} / 200 \text{ г} \cdot 100\% = 3,15\%.$$

Ответ: $\omega(\text{HNO}_3) = 3,15\%$.

Задача 3.

Дано:

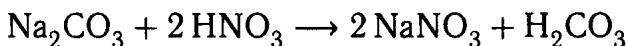
$$\omega(\text{HNO}_3) = 14\%$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ моль}$$

Найти:

$$m_{\text{раствора}}(\text{HNO}_3) - ?$$

Решение:



По уравнению реакции

$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) / \nu(\text{HNO}_3) = 1/2$. Так как для реакции было взято 2 моль Na_2CO_3 , то $\nu(\text{HNO}_3) = 4$ моль.

$$m(\text{HNO}_3) = 4 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 252 \text{ г.}$$

$$m_{\text{раствора}}(\text{HNO}_3) = 252 \text{ г} / 0,14 = 1800 \text{ г.}$$

Ответ: $m_{\text{раствора}}(\text{HNO}_3) = 1800 \text{ г.}$

Задача 4.

Дано:

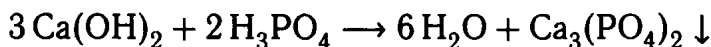
$$m(\text{раствора } \text{H}_3\text{PO}_4) = 49 \text{ кг}$$

$$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50\%$$

Найти:

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) - ?$$

Решение:



$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5 \cdot 49000 \text{ г} = 24500 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 24500 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 250 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) / \nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3/1 \rightarrow$$

$$\nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 250 \text{ моль} / 3 = 83,33 \text{ моль.}$$

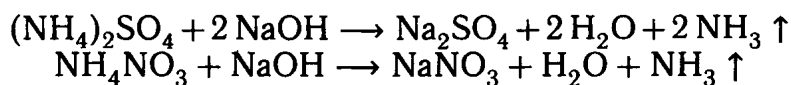
$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 83,33 \text{ моль} \cdot 310 \text{ г/моль} = 25832,3 \text{ г} = 25,83 \text{ кг.}$$

Ответ: $m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 25,83 \text{ кг.}$

Лабораторные опыты

7. Взаимодействие солей аммония со щелочами

1. В результате обеих реакций образуется гидроксид аммония, который при нагревании сразу разлагается на воду и аммиак.



2. Соли аммония отличаются от других солей реакцией со щелочью, в результате которой происходит выделение аммиака. Аммиак можно определить при помощи влажной лакмусовой бумаги или по запаху.

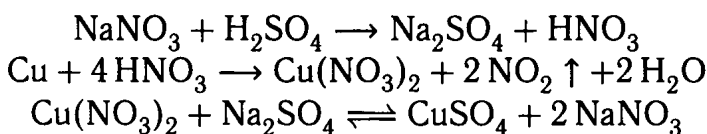
8. Ознакомление с азотными и фосфорными удобрениями

Определение нитратов.

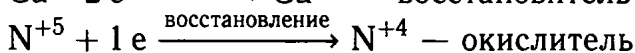
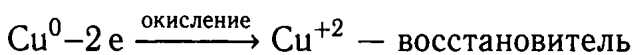
1. Выделяется оксид азота (IV) — газ бурого цвета.

2. Раствор в пробирке синеет, потому что образующиеся молекулы сульфата меди гидратируются до $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ обладающего синей окраской.

3.



4.



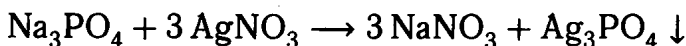
5. Азотные удобрения, содержащие ион аммония, определяют в реакции с концентрированной серной кислотой с помощью щелочи — выделяется аммиак, а удобрения, содержащие нитрат-ион, с помощью меди и концентрированной серной кислоты — выделяется NO_2 .

Определения фосфорных минеральных удобрений.

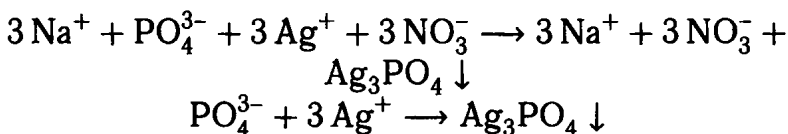
1. Фосфорные минеральные удобрения, содержащие ионы PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} и H_2PO_4 , различаются по растворимости: ортофосфаты — нерастворимы, кроме фосфатов Na, K; гидроортофосфаты — малорастворимы, кроме гидроортофосфатов Na, K и

аммония; дигидроортофосфаты — хорошо растворяются.

2. Реактивом фосфат — иона PO_4^{3-} являются катионы Ag^+ :

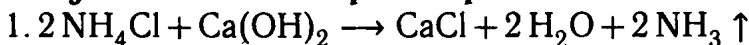


Образуется осадок желтого цвета.

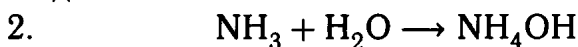


Практическая работа 3

Получение аммиака и растворение его в воде.



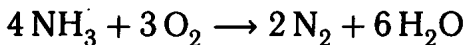
Выделяется газ — аммиак.



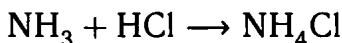
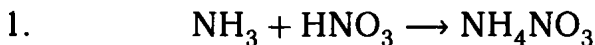
При растворении полученного газа в воде образуется гидроксид аммония. Этот вывод обуславливает посинение красной лакмусовой бумаги, а также розовый цвет раствора фенолфталеина.

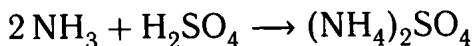
Горение аммиака в кислороде.

1. 2. В процессе горения аммиака образуются азот и вода.



Взаимодействие аммиака с кислотами.



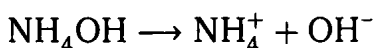


Появление белого дыма можно объяснить образованием хлорида аммония.

2. Конец газоотводной трубки нельзя погружать в кислоту, потому что кислота начнет подниматься по трубке.

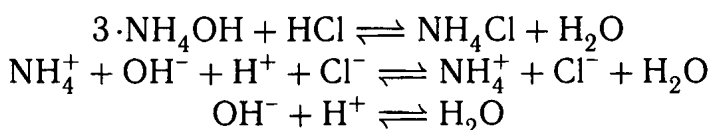
Свойства водного раствора аммиака.

1. Раствор аммиака — слабое основание, поэтому он воздействует на кислотно-щелочные индикаторы.



При диссоциации образуются гидроксид — ионы, которые определяют основные свойства раствора аммиака.

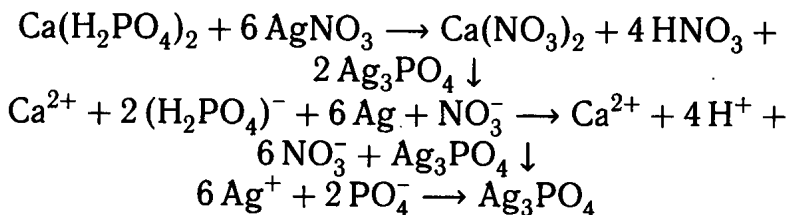
2. При действии на раствор аммиака соляной кислоты, раствор фенолфталеина обесцвечивается, что объясняется образованием соли.



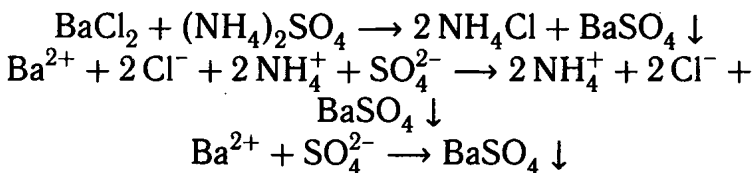
Практическая работа 4

Определение минеральных удобрений.

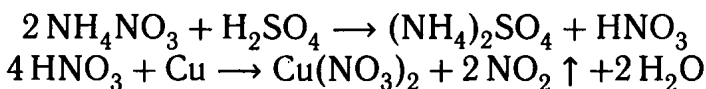
1) К содержимому пробирок добавляем воду. В пробирке с суперфосфатом вещество растворилось не полностью. Затем к этому раствору добавляем раствор нитрата серебра. Выделяется желтый осадок.



К оставшимся растворам добавляем раствор хлорида бария. В пробирке с сульфатом аммония выпадает белый осадок.

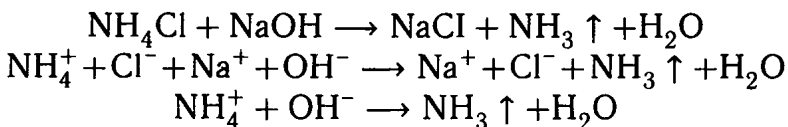


В оставшиеся пробирки добавляем концентрированную серную кислоту и медь при нагревании. Выделяется газ бурого цвета; раствор приобретает голубую окраску; медь растворяется.

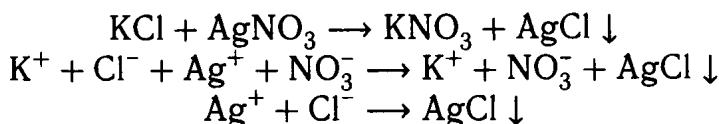


В данной пробирке находится нитрат аммония, так как данная реакция является качественной на нитрат-ион.

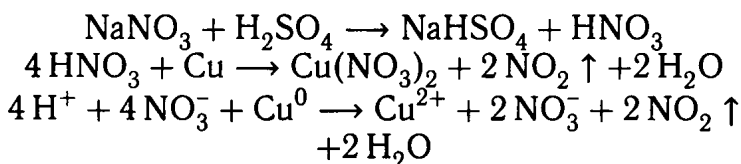
2) К веществам добавляем раствор щелочи, нагреваем. В пробирке с хлоридом аммония образуется газ с резким запахом — аммиак.



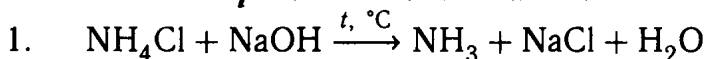
К двум оставшимся веществам добавляем раствор нитрата серебра. В пробирке с хлоридом калия выпадает белый осадок.



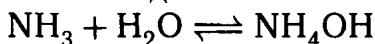
К оставшемуся веществу добавляем концентрированную серную кислоту и медь при нагревании. Выделяется газ бурого цвета (NO_2); раствор становится голубого цвета; медь растворяется.



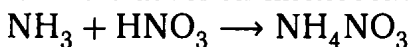
Решение экспериментальных задач.



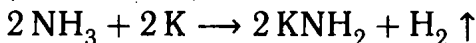
Взаимодействие с водой:



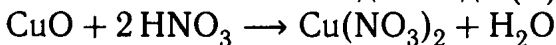
Взаимодействие с азотной кислотой:



Взаимодействие с щелочными металлами:



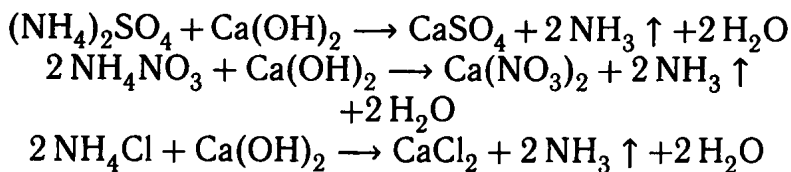
2. 1) азотная кислота с оксидом меди (II)



2) медь с азотной кислотой:

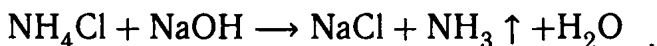


3. При смешивании сульфата, нитрата, хлорида аммония, аммофосов с известью выделяется аммиак:

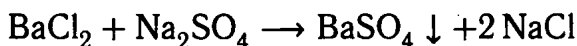


В результате этого азот, который необходим для растений, не будет поступать в почву.

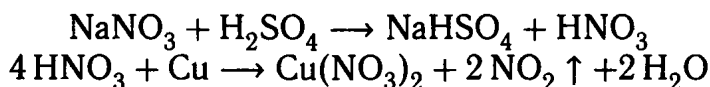
4. К исследуемым веществам добавляем раствор щелочи и нагреваем. В пробирке с хлоридом аммония выделяется аммиак — газ с резким запахом.



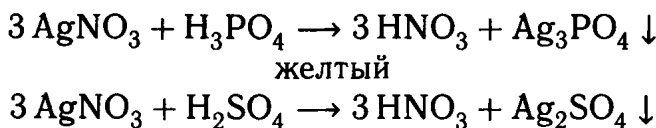
В оставшиеся пробирки добавляем раствор хлорида бария. В пробирке с сульфатом натрия образуется белый осадок:



К оставшемуся веществу добавляем концентрированную серную кислоту и кусочек меди при нагревании. Выделяется газ бурого цвета; раствор становится голубого цвета; медь растворяется. В этой пробирке находится нитрат натрия.



5. К обоим растворам добавляем нитрат серебра. В одной пробирке наблюдается помутнение раствора, а в другой образуется желтый осадок.



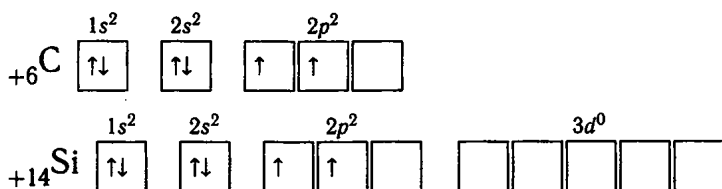
Осадок Ag_2SO_4 растворим в кислотах, поэтому раствор мутнеет.

6. Добавляем в обе пробирки воду. В пробирке с ортофосфатом натрия вещество растворится. Во второй пробирке вещество не растворится, следовательно, в ней находится ортофосфат кальция, так как он не растворим в воде.

Глава IV. Углерод и кремний

§24—29

Вопрос 1.



Углерод и кремний — это неметаллы, так как на внешнем электронном слое 4 электрона. Поэтому проявляют валентность 4. В невозбужденном состоянии их атомы имеют по 2 неспаренных электрона. Но атомы этих элементов имеют на внешнем уровне свободные орбитали, поэтому при переходе в возбужденное состояние распаривают электроны *s*-подуровней. Проявляют как положительную, так и отрицательную степени окисления. Углерод и кремний в соединениях проявляют степени окисления -4 ; $+2$; $+4$. Например: CO_2 , SiO_2 , CO , SiO , CH_4 , SiH_4 . Но так как кремний имеет больший радиус атома, чем углерод, то для него более характерна способность отдавать электроны, чем для углерода.

Вопрос 2.

В ряду $\text{C} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Ge} \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{Pb}$ неметаллические свойства химических элементов и образованных ими простых веществ: 2) ослабевают.

Вопрос 3.

Силаны — соединения кремния с водородом общей формулы $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$. Получены силаны вплоть до октасилана Si_8H_{18} , где $n = 1-8$. Метан — простейший углеводород, имеющий формулу CH_4 . Силаны и углеводороды имеют строение коротких цепей: в первом случае цепочка состоит из атомов кремния $-\text{Si}-\text{Si}-$, во втором — из атомов углерода $-\text{C}-\text{C}-$. Силаны отличаются от углеводородов неустойчивостью цепей. Кроме того, в молекуле моносилана SiH_4 (в отличие от метана CH_4) у атома кремния есть свободный d уровень с чем и связана его высокая реакционная способность. Силаны воспламеняются на воздухе, чрезвычайно легко окисляются. Моносилан в присутствии кислорода окисляется со вспышкой даже при температуре жидкого воздуха. С галогенами силаны реагируют со взрывом. Силаны легко гидролизуются даже в присутствии малейших следов OH^- . Метан менее химически активен. Для него характерна реакция с парами воды, которая протекает при температуре $1400-1600^\circ\text{C}$. Также метан взаимодействует с галогенами, но реакция протекает не так бурно, как в случае с силаном.

Вопрос 4.

Алмаз и графит — аллотропные видоизменения углерода. *Алмаз* — самый твердый известный природный минерал. *Графит* характеризуется гексагональной слоистой структурой. При сжигании обоих этих веществ образуется оксид углерода (IV).

При определенных условиях графит превращается в алмаз и наоборот. Различия в свойствах алмаза и графита объясняется строением их кристаллических решеток. Каждый атом углерода в структуре алмаза расположен в центре тетраэдра, вершинами которого служат четыре ближайших атома. Именно прочная связь атомов углерода объясняет высокую твердость алмаза. Атомы углерода в алмазе находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. Для графита характерно то, что каждый атом углерода ковалентно связан с тремя другими окружающими его атомами углерода. Четвертый валентный электрон участвует в образовании делокализованной π -связи. Этот электрон более подвижен, чем и обусловлена электрическая проводимость графита.

Вопрос 5.

Древесный уголь — микропористый высокоуглеродистый продукт, образующийся при пиролизе древесины без доступа воздуха. Благодаря тонкопористой структуре обладает свойствами поглощать газы и растворенные вещества. Применяется в производстве кристаллического кремния, сероуглерода, черных и цветных металлов, активированного угля, как бытовое топливо.

Вопрос 6.

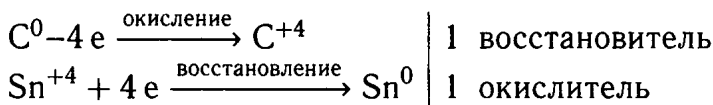
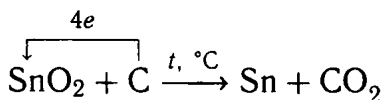
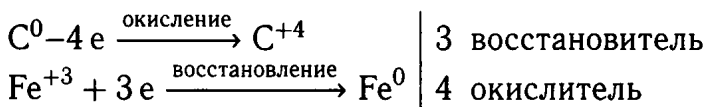
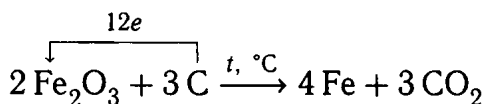
При нагревании в пределах 400—600 °C органические соединения полностью разлагаются и обугливаются, что является доказательством наличия в них углерода. В присутствии кислорода они сгорают (хлеб, мясо и т. п. — состоят из органических веществ).

Вопрос 7.

Алмаз применяют: в качестве украшений (бриллианты), для изготовления ножей, сверл, резцов, как элемент микроэлектроники.

Графит применяют: для изготовления плавильных тиглей, футеровочных плит, электродов, нагревательных элементов, Для получения химически активных металлов методом электролиза расплавленных соединений, для получения синтетических алмазов, для изготовления твердых смазочных материалов, в комбинированных жидких и пастообразных смазках, как наполнитель пластмасс, в карандашной промышленности.

Вопрос 8.

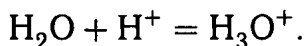


Вопрос 9.

Углерод применяют для получения искусственных алмазов, основываясь на способности аллотропных видоизменений вещества переходить друг в друга. Углерод используют в медицине для абсорбции и выведения из организма различных токсинов; графит (в виде мазей) — для лечения кожных заболеваний; радиоактивные изотопы углерода — для научных исследований (радиоуглеродный анализ). Входит в состав кремов для обуви. Применяют в качестве адсорбента, а также для получения сахара, черной краски, для получения метилового спирта, синтетического бензина, резины и карбидов.

Вопрос 10.

Молекула СО имеет тройную связь. Третья ковалентная связь образована по донорно-акцепторному механизму. При образовании иона аммония электронное облако азота становится общим для атомов азота и водорода, возникает четвертая ковалентная связь. Ион гидроксония образуется в результате диссоциации молекул воды на H^+ и OH^- с последующим соединением протона с молекулой воды:

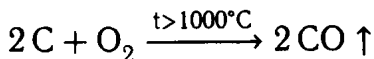


Общим для всех этих соединений является наличие связи по донорно-акцепторному механизму.

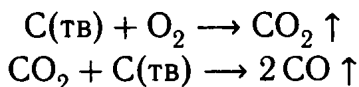
Вопрос 11.

а) В промышленности:

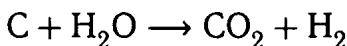
1. Горение углерода в условиях недостатка кислорода:



2. Восстановление диоксида углерода раскаленным углем. Используют газогенераторы:

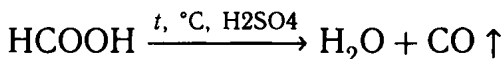


3. При пропускании водяного пара сквозь слой раскаленного угля:

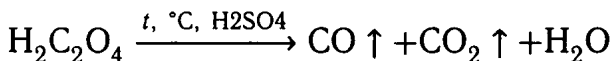


б) В лаборатории:

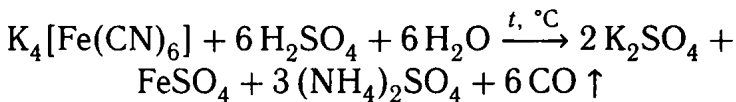
1. Разложение жидкой муравьиной кислоты под действием горячей концентрированной серной кислоты:



2. Нагревание смеси щавелевой и концентрированной серной кислот:

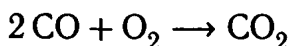


3. Нагревание смеси гексацианоферрата (II) калия с концентрированной серной кислотой:

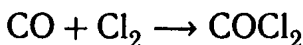


Вопрос 12.

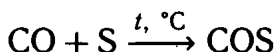
1. Горение:



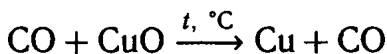
2. Реагирует с галогенами:



3. С серой:



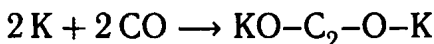
4. С основными оксидами:



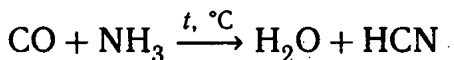
5. С расплавами щелочей:



6. С металлическим калием:



7. С аммиаком:



Вопрос 13.

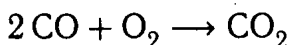
Генераторный газ — $2\text{CO} + \text{H}_2$.

Водяной газ — $\text{CO} + \text{H}_2 + \text{N}_2 + \text{CO}_2$.

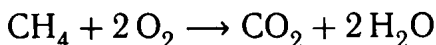
Водяной газ более ценен, так как теплотворная способность генераторного газа составляет 800—1000 ккал/м³, а водяного — 2800 ккал/м³.

Вопрос 14.

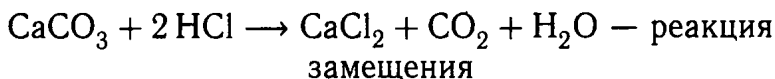
1. В природе — горение:



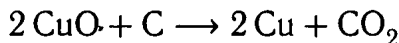
2. В быту:



3. В лаборатории:



3. В промышленности:



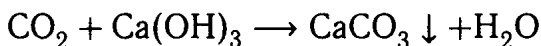
Вопрос 15.

Газы можно различить: 3) с помощью горячей лучины.

Вопрос 16.

В результате полного сгорания метана получают: 3) углекислый газ и вода.

Вопрос 17.



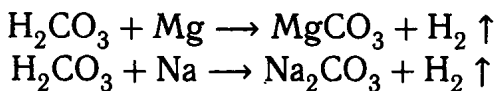
В результате этой реакции образуется взвесь CaCO_3 .

При дальнейшем пропускании CO_2 образуется растворимый гидрокарбонат кальция:



Вопрос 18.

Угольная кислота слабая, поэтому она реагирует только с активными металлами:



При этом выделяется газ, который указывает на протекание реакции.

Вопрос 19.

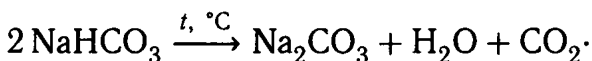
На силу кислот влияет электроотрицательность атома неметалла, образующего кислоту. Более электроотрицательный атом в большей степени оттягивая на себя электронную плотность менее электроотрицательного водорода Н, в связи с чем легче происходит диссоциация кислоты с отщеплением протона, переходящего в распоряжение более электроотрицательного кислорода, входящего в состав воды H_2O . (В данном ряду кислот (HNO_3 , H_2CO_3 , H_3BO_3) наибольшее значение электроотрицательности у азота N — 3,04 а у углерода С — 2,55 и бора В — 2,04). Однако, плавиковая кислота, образованная самым электроотрицательным атомом — фтором HF является слабой кислотой, так как практически не диссоциирует в водных растворах, из за того, что электроотрицательность фтора F — 3,98 больше электроотрицательности кислорода O — 3,44 и фтор удерживает около себя протон H^+ .

Количественно силу кислоты можно определить исходя из ее константы диссоциации K , значения

которых измерены и даны в справочных изданиях. Чаще вместо самой константы диссоциации K используют величину pK , которая определяется как отрицательный десятичный логарифм самой константы. Рассмотрим эти величины. Для HNO_3 $K = 4,36 \cdot 10$, $pK_a = -1,4$. Это значит, что кислота сильная и диссоциирует практически полностью. Для H_2CO_3 $K = 1,32 \cdot 10^{-4}$, $pK_{a_1} = 6,52$ (по первой ступени), по второй ступени диссоциация практически не идет $pK_{a_2} = 10,32$. Кислота средней силы. Борная кислота имеет $K = 5,8 \cdot 10^{-10}$, $pK_a = 9,24$, по второй и третьей ступеням диссоциация не идет. Значит, кислота слабая.

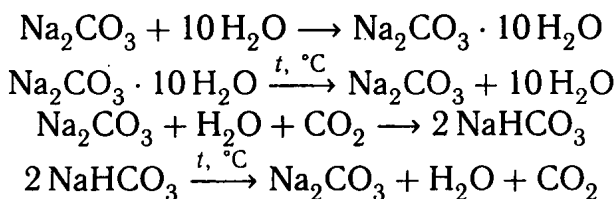
Вопрос 20.

При небольшом нагревании гидрокарбоната выделяется CO_2 , который оттесняет кислород от очага горения:



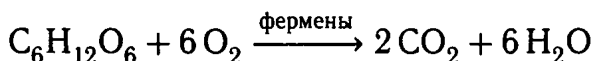
Для разложения карбоната натрия нужны высокие температуры, поэтому он не используется.

Вопрос 21.

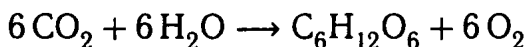


Вопрос 22.

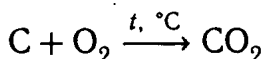
1. Дыхание:



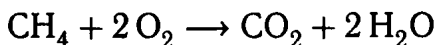
2. Фотосинтез:



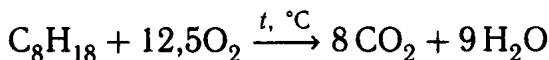
3. Горение угля:



4. Горение органических веществ (нефть, природный газ и т.п.):



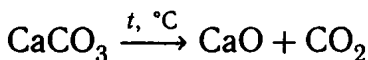
5. Сжигание топлива:



6. Брожение под действием дрожжевых ферментов:



7. Разложение известняка (обжиг):



Вопрос 23.

Сода кальцинированная — карбонат натрия, безводный углекислый натрий, химическая формула — Na_2CO_3 . Водный раствор имеет высокий уровень *pH* (в результате гидролиза соли), что способствует гидролизации жиров.

Алюминий растворяется в щелочной среде, поэтому в алюминиевой посуде соду лучше не хранить.

Задача 1.

Дано:

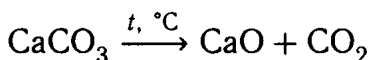
$$m(\text{CaCO}_3) = 500 \text{ т}$$

$$\omega(\text{примесей}) = 0,1$$

Найти:

$$V(\text{CO}_2) - ?$$

Решение:



$$m(\text{CaCO}_3) = \omega(\text{CaCO}_3) \cdot m(\text{CaCO}_3) = 0,9 \cdot 500 \text{ т} = 450 \text{ т}.$$

$$\nu(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / M(\text{CaCO}_3) = 450 \text{ т} / 0,0001 \text{ т/моль} = 4500000 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CO}_2) = 4500000 \text{ моль}.$$

$$V(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot V_m = 4500000 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 100800000 \text{ л} = 100800 \text{ м}^3.$$

Ответ: $V(\text{CO}_2) = 100800 \text{ м}^3$.

Задача 2.

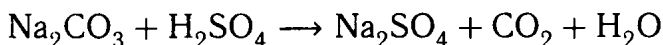
Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}/98 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 212 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) =$$

$$M_r(\text{NaCO}_3)/M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) =$$

$$106 \text{ г/моль}/286 \text{ г/моль} = 0,37.$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 212 \text{ г}/0,37 = 572,9 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 572,9 \text{ г.}$

Задача 3.

Дано:

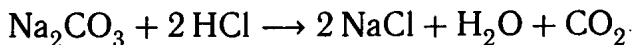
$$\omega(\text{HCl}) = 0,05$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,2 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{раствора}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3)/M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,2 \text{ г}/106 \text{ г/моль} = 0,106 \text{ моль.}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3)/\nu(\text{HCl}) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,106 \cdot 2 = 0,212 \text{ моль.}$$

$$m(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль} \cdot 0,212 \text{ моль} = 7,738 \text{ г.}$$

$$m(\text{раствора}) = 7,738 \text{ г}/0,05 = 154,76 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{раствора}) = 154,76 \text{ г.}$

Задача 4.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 365 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 135 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

Решение:

$$m(\text{полученного раствора}) = 365 \text{ г} + 135 \text{ г} = 500 \text{ г}$$

Найдем $m(\text{Na}_2\text{CO}_3)$.

$$\begin{array}{rcl} M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) & - & x \text{ г} \\ M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) & - & 135 \text{ г} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 106 & - & x \\ 286 & - & 135 \end{array}$$

$$x = 135 \cdot 106 / 286 = 50 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{NaCO}_3) = 50 \text{ г} / 500 \text{ г} = 0,1 \text{ или}$$

$$\omega(\text{NaCO}_3) = 10\%.$$

Ответ: $\omega(\text{NaCO}_3) = 0,1$ или $\omega(\text{NaCO}_3) = 10\%$.

Задача 5.

Дано:

$$m(\text{смеси}) = 146 \text{ г}$$

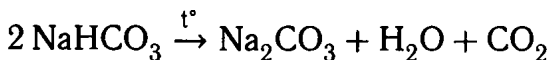
$$m(\text{остатка}) = 137 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

$$\omega(\text{NaHCO}_3) - ?$$

Решение:



Так как в остатке содержится только Na_2CO_3 , то мы можем подсчитать массу воды и углекислого газа, выделившихся при прокаливании.

$$m(\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2) = 146 \text{ г} - 137 \text{ г} = 9 \text{ г}.$$

Подсчитаем количество веществ воды и газа вместе:

$$\nu(\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2) = 9 \text{ г} / 62 \text{ г/моль} = 0,145 \text{ моль}.$$

В результате реакции выделилось общее количество веществ $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ равное количеству вещества NaHCO_3 (по уравнению). Тогда подсчитаем массу NaHCO_3 .

$$m = 0,145 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 12,18 \text{ г}.$$

Тогда

$$\omega(\text{NaHCO}_3) = 12,18 \text{ г} / 146 \text{ г} \cdot 100\% = 8,34\%.$$

$$\text{Тогда } \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100\% - 8,34\% = 91,66\%.$$

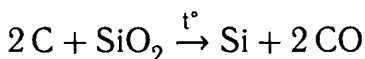
Пояснение: при сильном прокаливании вместе с углекислым газом удаляется из системы и вода в виде пара. Если бы этого не происходило, тогда мы бы считали количество вещества гидрокарбоната только по CO_2 , и оно было бы в 2 раза больше (0,29 моль).

Ответ: $\omega(\text{NaHCO}_3) = 8,34\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 91,66\%$

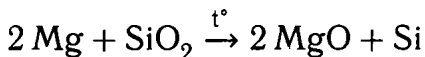
§30—33

Вопрос 1.

а) В промышленности кремний получают при нагревании смеси песка и угля:



б) В лаборатории кремний получают по реакции:

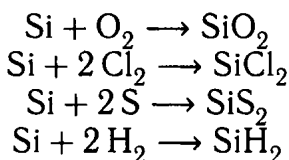


Вопрос 2.

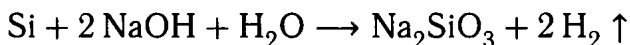
Физические свойства. Кристаллический кремний обладает металлическим блеском, тугоплавкий, очень твердый, полупроводник.

Химические свойства.

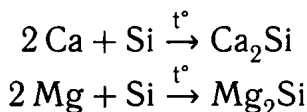
1. При повышенных температурах (400—600°C)



2. Реагирует со щелочами



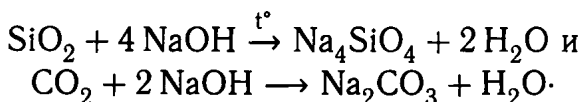
3. Реагирует с металлами с образованием силицидов



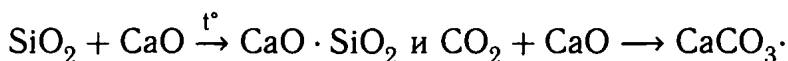
Применение. В технике используют полупроводниковые свойства кремния, его жаропрочность и кислотоупорность (производство кремнистых сталей).

Вопрос 3.

Оксиды CO_2 и SiO_2 — кислотные оксиды. Оба реагируют со щелочами:



Реагируют с основными оксидами:

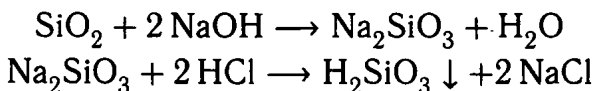


Отличия: CO_2 имеет молекулярную кристаллическую решетку, SiO_2 — атомную. Молекула CO_2 линейна, а молекула SiO_2 имеет тетраэдрическую конфигурацию. SiO_2 — твердое тугоплавкое вещество, не растворимое в воде. CO_2 — бесцветный газ, при атмосферном давлении не существует в жидком состоянии, переходя непосредственно из твердого состояния в газообразное.

Вопрос 4.

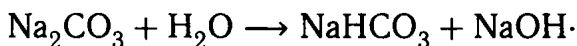
Оксид кремния (IV) вступает в реакцию: 3) со щелочью.

Вопрос 5.

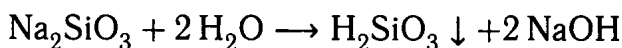


Вопрос 6.

Силикаты подвергаются гидролизу сильнее, потому что кремниевая кислота слабее угольной. При гидролизе карбонатов образуется гидрокарбонат:

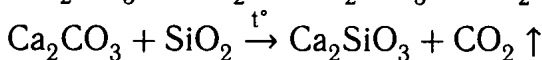
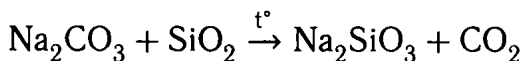


При гидролизе силикатов образуется кремниевая кислота:

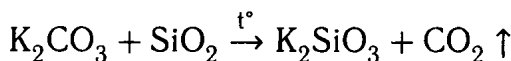


Вопрос 7.

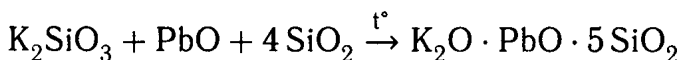
а) обыкновенное стекло:



б) калиевое стекло:



в) хрустальное стекло:



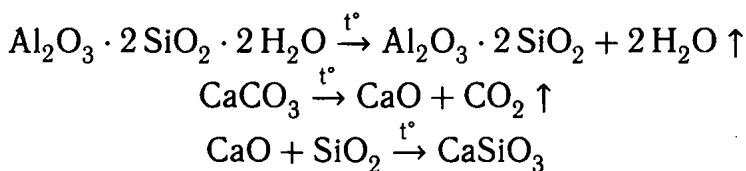
Вопрос 8.

а) Цемент.

Производство цемента можно представить в виде трех основных стадий:

1. Добыча и обработка сырья (известняка, глины, гипсового камня). Добытый известняк дробят, сушат, измельчают и перемешивают в нужной пропорции с глиной. Таким образом получают шлам (мокрый, сухой или комбинированный метод)

2. Обжиг сырьевого состава и получение клинкера — следующий шаг в производстве цемента. Шлам поступает в специальную печь, где происходит его обжиг при температуре около 1450°C. При этой температуре шлам спекается (почти как зерна керамзита), превращаясь в так называемый клинкер. При этом между глиной и известняком происходят химические реакции. Простейшими из них являются обезвоживание каолинита, разложение известняка и образование силикатов и алюминатов кальция:



Затем клинкер измельчают в специальных жерновах до порошкообразного состояния.

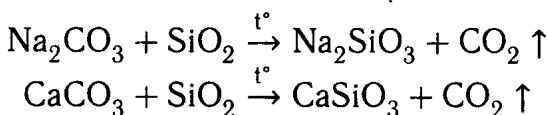
3. Смешивание компонентов и получение портландцемента. В измельченный клинкер добавляют примерно 5% гипса. В зависимости от марки и вида цемента, вводятся минеральные добавки.

б) Бетон и железобетон.

Готовая бетонная смесь — состав из четырех основных компонентов, замешиваемых в определенной пропорции: цемент, щебень, песок, вода. Цемент и вода — главные компоненты бетона. Они связывают все компоненты в единую монолитную структуру. Если в бетон закладывают каркас из железных стержней, то получается железобетон — прочный строительный материал.

в) Стекло.

Сырьем для производства стекла служат чистый кварцевый песок, сода и известняк. Эти вещества тщательно перемешивают и подвергают сильному нагреванию.



Образовавшиеся силикаты сплавляют с песком. Для получения цветных стекол к сырью добавляют оксид соответствующего металла.

Вопрос 9.

Схема 10.

1. $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2$
2. $\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_4$
3. $3\text{C} + 4\text{Al} \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_4\text{C}_3$
4. $2\text{C} + \text{Ca} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaC}_2$
5. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_4$
6. $4\text{CH}_4 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{C}_2\text{H}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

7. $\text{Al}_4\text{Cl}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 3\text{CH}_4 + 4\text{Al}(\text{OH})_3$
8. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
9. $2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}_2$
10. $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}$
11. $\text{CO}_2(\text{изб}) + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$
12. $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$
13. $\text{CH}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{C} + 2\text{H}_2$
14. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
15. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$
17. $\text{CO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
19. $\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$

Схема 11.

1. $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_2$
2. $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{MgO} + \text{Si}$
3. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CaSiO}_3 + 4\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} * \text{CaO} * 6\text{SiO}_2$
4. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$
5. $\text{Na}_2\text{SiO}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$
6. $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$
7. $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{Si}_3 + 2\text{H}_2$

Задача 1.

Дано:

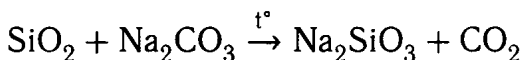
$$\omega(\text{примесей}) = 0,2$$

$$m(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 6,1 \text{ кг}$$

Найти:

$$m_{\text{с примесями}}(\text{SiO}_2) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = m(\text{Na}_2\text{SiO}_3)/M(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 6100 \text{ г}/122 \text{ г/моль} = 50 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = \nu(\text{SiO}_2) = 50 \text{ моль.}$$

$$m(\text{SiO}_2) = 50 \text{ моль} \cdot 60 \text{ г/моль} = 3000 \text{ г.}$$

$$\text{Тогда } m_{\text{с примесями}}(\text{SiO}_2) = m(\text{SiO}_2)/\omega(\text{SiO}_2) = 3000 \text{ г}/0,8 = 3750 \text{ г} = 3,75 \text{ кг.}$$

Ответ: $m_{\text{с примесями}}(\text{SiO}_2) = 3,75 \text{ кг}$

Задача 2.

Дано:

$$m(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6 \text{SiO}_2) = 1 \text{ т}$$

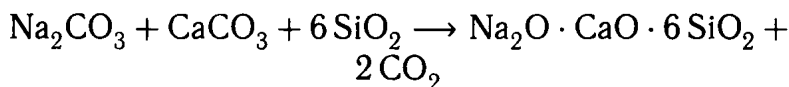
Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

$$m(\text{CaCO}_3) - ?$$

$$m(\text{SiO}_2) - ?$$

Решение:



Подсчитаем $\nu(\text{стекла}) =$

$$m(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6 \text{SiO}_2)/M(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6 \text{SiO}_2) = 1000000 \text{ г}/478 \text{ г/моль} = 2092,05 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6 \text{SiO}_2) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) =$$

$$\nu(\text{CaCO}_3) = 2092,05 \text{ моль}, \nu(\text{SiO}_2) =$$

$$6 \cdot 2092,05 \text{ моль} = 12552,3 \text{ моль}.$$

$$\text{Тогда } m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль} \cdot 2092,05 \text{ моль} = 221757,3 \text{ г} \approx 221,76 \text{ кг}.$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль} \cdot 2092,05 \text{ моль} = 209205 \text{ г} \approx 209,205 \text{ кг}.$$

$$m(\text{SiO}_2) = 60 \text{ г/моль} \cdot 12552,3 \text{ моль} = 753138 \text{ г} \approx 753,14 \text{ кг}.$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \approx 221,76 \text{ кг}$,

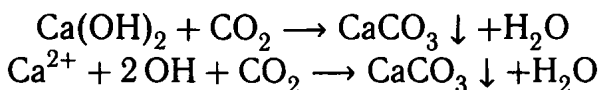
$m(\text{CaCO}_3) \approx 209,205 \text{ кг}$,

$m(\text{SiO}_2) \approx 753,14 \text{ кг}$.

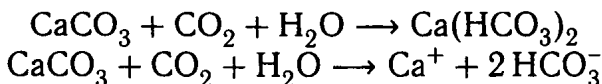
Лабораторные опыты

10. Ознакомление со свойствами и взаимопревращениями карбонатов и гидрокарбонатов

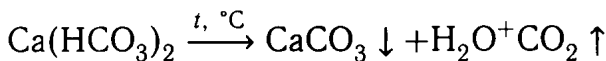
1. Известковая вода мутнеет, потому что образуется нерастворимый карбонат кальция.



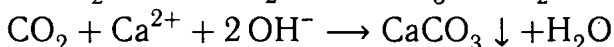
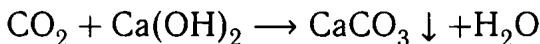
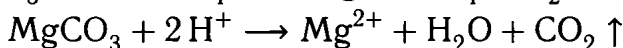
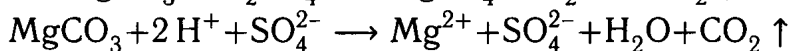
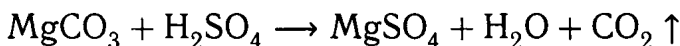
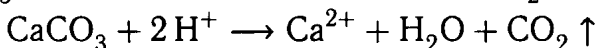
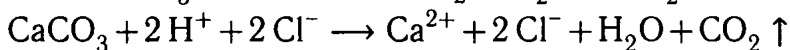
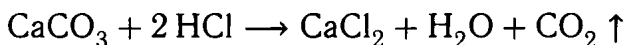
2. При дальнейшем пропускании углекислого газа образуется гидрокарбонат кальция, который растворим гораздо лучше, чем карбонат.



3. При нагревании гидрокарбонаты разлагаются на воду, CO_2 и карбонат. Образуется осадок карбоната кальция.



Качественная реакция на карбонат-ион.



Качественными являются обе реакции, так как в результате образуется углекислый газ.

11. Ознакомление с образцами природных силикатов

1. Кремнезем

2. SiO_2

3. Твердое

4. Бесцветный

5. Высокая

1. Каолинит

2. $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

3. Твердое

4. Белый

5. Пластичный

1. Ортоклаз

2. $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$

3. Твердое

4. Красный

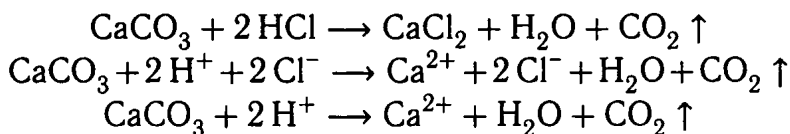
5. Высокая

Практическая работа 5

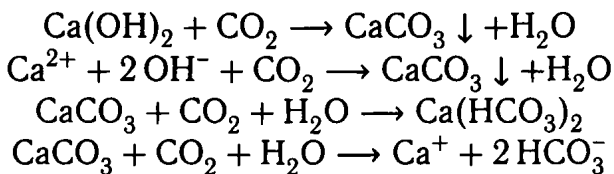
Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов.

Получение оксида углерода (IV) и определение его свойств.

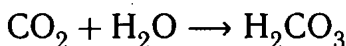
1. При действии на мел или мрамор соляной кислоты происходит выделение углекислого газа, обусловленное реакцией обмена между сильной соляной кислотой и солью слабой угольной кислоты. Образующаяся угольная кислота сразу распадается на воду и углекислый газ.



2. При пропускании углекислого газа через известковую воду образуется карбонат кальция, в результате чего раствор мутнеет. Карбонат кальция затем растворяется, превращаясь в гидрокарбонат, из-за чего взвесь растворяется.

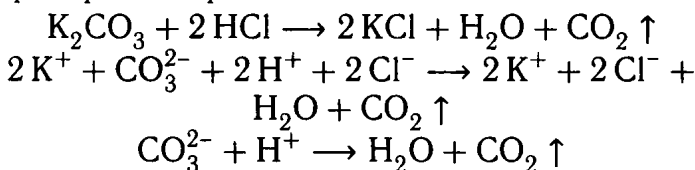


3. При пропускании углекислого газа через дистиллированную воду происходит образование слабой угольной кислоты. В результате наличия в растворе ионов H^+ синий лакмус краснеет, что свидетельствует о кислой среде раствора.

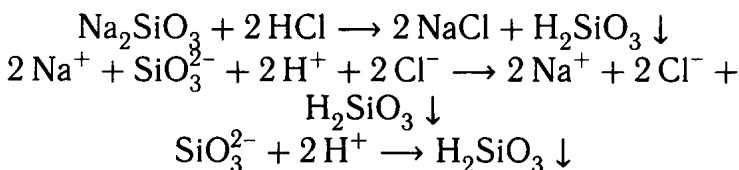


Распознавание карбонатов.

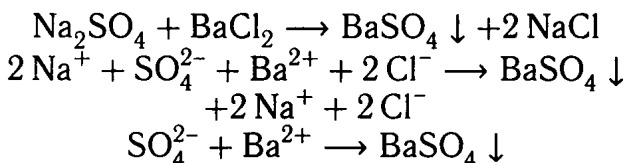
Ко всем веществам добавляем соляную кислоту. В пробирке с карбонатом калия выделяется газ.



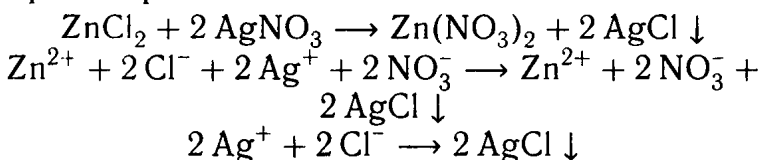
В пробирке с силикатом натрия образуется прозрачный осадок за счет нерастворимой кремневой кислоты.



Два оставшихся вещества растворяем водой и добавляем раствор хлорида бария. В той пробирке, где образовался белый осадок, находится сульфат натрия.



В последнюю пробирку добавляем раствор нитрата серебра. Образовавшийся белый осадок хлорида серебра свидетельствует о нахождении в пробирке хлорида цинка.



Глава V. Общие свойства металлов

§34—38

Вопрос 1.

В таблице Д.И. Менделеева металлы находятся в I, II, III группах, в побочных подгруппах всех групп. Кроме того, металлами являются наиболее тяжелые элементы IV, V, VI и VII групп. Особенностью строения атомов металлов является небольшое число электронов во внешнем энергетическом уровне, не превышающее трех. Атомы металлов имеют, как правило, большие атомные радиусы. В отличие от металлов, неметаллы имеют на последнем слое от 4 до 8 электронов (кроме бора, у которого на внешнем энергетическом уровне 3 электрона).

Вопрос 2.

Наиболее ярко выраженные металлические свойства проявляет простое вещество, образованное атомами, строение электронной оболочки которых:

- 1) 2, 1.

Вопрос 3.

Наиболее ярко выраженные металлические свойства проявляет простое вещество, образованное атомами, строение электронной оболочки которых:

- 4) 2, 8, 18, 8, 2.

Вопрос 4.

Металлическая кристаллическая решетка присуща металлам. Они характеризуются наличием в их узлах положительно заряженных ионов металла и свободных электронов. Часть свободных электронов удерживается электрическим полем ионов, часть, так называемые электроны проводимости, непосредственно участвует в создании электрического тока. В узлах ионной кристаллической решетки находятся ионы, атомной — отдельные атомы. Наличие свободных электронов присуще только металлической кристаллической решетке.

Вопрос 5.

Калий встречается в виде солей в морской воде (KCl) и минералах (сильвинит $\text{KCl}-\text{NaCl}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$).

Натрий — в виде хлорида (NaCl — галит, каменная соль), а также карбоната ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ — трона), нитрата (NaNO_3 — селитра), сульфата ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ — мирабилит), тетрабората ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ — бура) и ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ — кернит) и других солей.

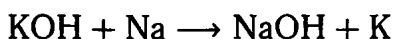
Магний — в виде карбонатов, образуя широко распространенные минералы — доломит ($\text{MgCO}_3-\text{CaCO}_3$) и магнезит (MgCO_3).

Хром — основным его источником является хромовая шпинель переменного состава с общей формулой $(\text{Mg}, \text{Fe})\text{O} \cdot (\text{Cr}, \text{Al}, \text{Fe})_2\text{O}_3$ и свинцовая красная руда (PbCrO_4).

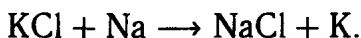
Наиболее распространенный минерал цинка — сфалерит, основным компонентом которого является ZnS , также цинк встречается в виде смитсонита (ZnCO_3), цинкита (ZnO), каламина ($2 \text{ZnO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

Получение калия:

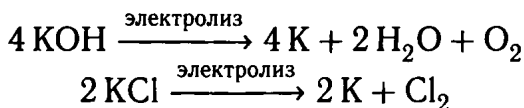
1. По обменным реакциям между металлическим натрием и KOH



или же KCl :

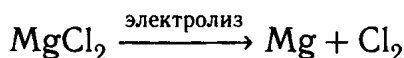


2. Электролизом расплавленных хлоридов или щелочей

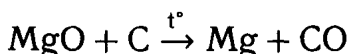


Получение магния:

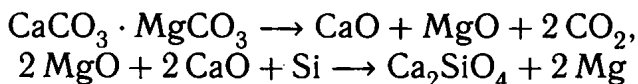
1. Электролиз расплава смеси безводных хлоридов магния MgCl_2



2. Термический с использованием кокса:

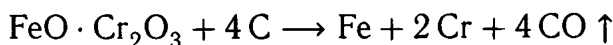


3. С участием доломита ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$)

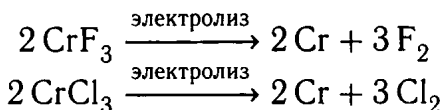


Получение хрома:

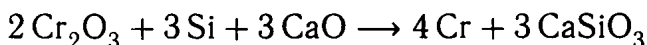
1. Восстановлением в электропечах коксом



2. Электролизом расплавов CrF_3 или CrCl_3

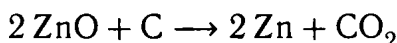


3. Силикотермическое восстановление

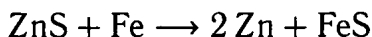


Получение цинка:

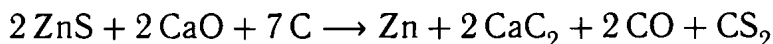
1. Восстановление оксида цинка коксом



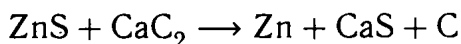
2. Сильным нагреванием ZnS с железом



3. Сильным нагреванием ZnS с углеродом в присутствии CaO



4. Сильным нагреванием ZnS с карбидом кальция:



Вопрос 6.

1. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{H}_2\text{O}$
2. $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
3. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$

Вопрос 7.

Железо восстанавливается в результате реакции между: 1) оксидом железа (III) и углеродом.

Вопрос 8.

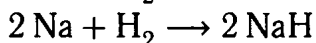
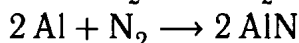
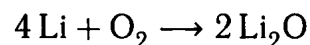
Для металлов наиболее характерны следующие свойства: металлический блеск, твердость, пластичность, ковкость и хорошая проводимость тепла и электричества. Наличие в металлической кристаллической решетке свободно перемещающихся электронов объясняет высокую электропроводность и теплопроводность, а также способность поддаваться механической обработке, этим же объясняется и характерный металлический блеск. Все металлы (кроме ртути и, условно, франция) при нормальных условиях находятся в твердом состоянии, однако обладают различной твердостью.

Вопрос 9.

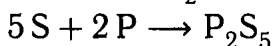
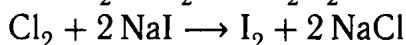
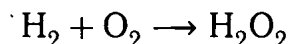
Пластичность и хрупкость металлов объясняется особенностями металлической связи. Отдельные слои ионов в металлической кристаллической решетке способны свободно перемещаться один относительно другого. Пластичность металлов уменьшается с увеличением числа валентных электронов. Так, например, у меди всего 1 валентный электрон, потому медь — пластичный металл, в то время как у сурьмы 5 электронов.

Вопрос 10.

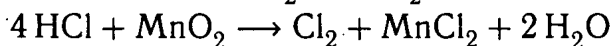
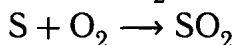
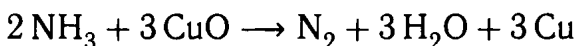
На внешнем электронном уровне у большинства металлов небольшое количество электронов, поэтому они в большинстве реакций выступают как восстановители:



Для неметаллов характерны окислительные свойства:



а также восстановительные:



Вопрос 11.

Li — более активный металл. Электрохимический ряд напряжения металлов показывает их сравнительную активность в реакциях окисления-восстановления. Активность металлов увеличивается от Li к Au.

Вопрос 12.

Реагирующие вещества	Уравнения практически осуществимых реакций с металлами				
	Na	Ca	Zn	Cu	Ag
O ₂	1	6	11	16	—
H ₂ O	2	7	12	—	—
Pb(NO ₃) ₂ в растворе	3	8	13	—	—
HCl	4	9	14	—	—
H ₂ SO ₄	5	10	15	17	—

1. $4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$
2. $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
3. $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$
4. $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$
5. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
6. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
7. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2$
8. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
9. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
10. $\text{Pb(NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{Pb}$
11. $2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$
12. $\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
13. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
14. $2\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$
15. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$
16. $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
17. $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Вопрос 13.

Сплавы — материалы, имеющие металлические свойства и состоящие из двух или большего числа химических элементов, из которых хотя бы один

является металлом. Самый распространенный способ получения сплавов — затвердевание однородной смеси их расплавленных компонентов. При сплавлении чистых металлов изменяется их строение: узлы кристаллической решетки либо сближаются, либо раздвигаются (т.н. дислокации). При этом появляются дополнительные напряжения, которые создают дополнительные силы между атомами в металле. Именно поэтому сплавы металлов значительно прочнее и тверже чистых металлов.

Вопрос 14.

Железо в чистом виде — мягкий, пластичный металл, на воздухе быстро корродирует. Поэтому на практике чаще применяются сплавы железа с углеродом: сталь, чугун, а также нержавеющая (легированная) сталь с добавками легирующих металлов (хром, марганец, никель и др).

Вопрос 15.

К цветным металлам относятся медь, цинк, никель, олово, свинец, кадмий, хром и алюминий.

Латунь — это двойной или многокомпонентный сплав на основе меди, где основным легирующим элементом является цинк иногда с добавлением олова, никеля, свинца, марганца, железа и других элементов. Латунь хорошо обрабатывается давлением в горячем и холодном состояниях, обладает средней коррозионной стойкостью, хорошей ковкостью. Применяются в производстве листов, проволоки труб, для изготовления кованных элементов и изделий.

Припой — сплав примерно одной части свинца с двумя частями олова. Так как припой имеет температуру плавления значительно ниже, чем соединяемый металл (или металлы), то он плавится, в то время как основной металл остается твердым. Поэтому припой используется для соединения (пайки) трубопроводов и электропроводов.

Нержавеющая сталь — сложнолегированная сталь, устойчивая к коррозии в атмосфере и агрессивных средах. Основной легирующий элемент нержавеющей стали — хром, также содержит углерод, кремний, фосфор, никель, марганец и другие. Применяется для изготовления клапанов гидравлических прессов, арматуры, режущих инструментов, бытовых предметов (столовая посуда), сварной аппаратуры.

Баббит — антифрикционный сплав на основе олова или свинца, предназначенный для использования в виде слоя, залитого или напыленного по корпусу вкладыша подшипника. Баббит используют, когда от антифрикционного материала требуются повышенная вязкость и минимальный коэффициент трения.

Стеллит — сверхтвердый сплав на основе кобальта и хрома с добавками вольфрама и/или молибдена. Применяется для напыления и наплавки деталей машин, станков и инструмента с целью повышения износостойкости, для изготовления режущего инструмента. Применяется так же как элемент сварной конструкции для защиты наиболее изнашиваемых частей готовой детали.

Дюралюминий — особый сплав, легирующими элементами которого являются медь, магний и марганец. Он характеризуется особой прочностью и устойчивостью к возможным перегрузкам. Используется в самолетостроении. Недостаток дюралюминия — низкая коррозионная стойкость, поэтому изделия покрывают чистым алюминием.

Задача 1.

Дано:

$$m(\text{сплава}) = 12,9 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л}$$

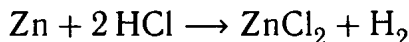
Найти:

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

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

Решение:

Медь с соляной кислотой не взаимодействует.
Напишем реакцию цинка.



$$\nu(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V_m = 2,24 \text{ л}/22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции:

$$\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Zn}) = 0,1 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Zn}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 6,5 \text{ г.}$$

$$\text{Тогда } m(\text{Cu}) = 12,9 \text{ г} - 6,5 \text{ г} = 6,4 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{Zn}) = 6,5 \text{ г}/12,9 \text{ г} \cdot 100\% = 50,39\%.$$

$$\omega(\text{Cu}) = 100\% - 50,39\% = 49,61\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Zn}) = 50,39\%$, $\omega(\text{Cu}) = 49,61\%$.

Задача 2.

Дано:

$$m_{\text{раствора}}(\text{HCl}) = 60 \text{ г}$$

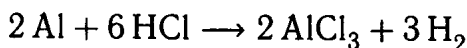
$$\omega(\text{HCl}) = 10\%$$

Найти:

$$m(\text{H}_2) - ?$$

$$V(\text{H}_2) - ?$$

Решение:



$$m(\text{HCl}) = \omega(\text{HCl}) \cdot m_{\text{раствора}}(\text{HCl}) = 0,1 \cdot 60 \text{ г} = 6 \text{ г}.$$

$$\nu(\text{HCl}) = 6 \text{ г} / 36,5 = 0,164 \text{ моль}.$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{HCl}) / \nu(\text{H}_2) = 6/3 \rightarrow$$

$$\nu(\text{H}_2) = 3 \cdot 0,164 / 6 = 0,082 \text{ моль}.$$

$$V(\text{H}_2) = 0,082 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,8368 \text{ л}.$$

$$m(\text{H}_2) = 0,082 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,164 \text{ г}.$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 1,8368 \text{ л}$, $m(\text{H}_2) = 0,164 \text{ г}$.

Задача 3.

Дано:

$$m(\text{припоя}) = 500 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Sn}) = 34\%$$

$$\omega(\text{Pb}) = 66\%$$

Найти:

$$m(\text{PbO}) - ?$$

$$m(\text{SnO}_2) - ?$$

Решение:

Находим количество свинца и олова в сплаве:

$$m(\text{Pb}) = 500 \cdot 0,66 = 330 \text{ г.}$$

$$m(\text{Sn}) = 500 \cdot 0,34 = 170 \text{ г.}$$

Находим содержание металлов в

соответствующих оксидах

$$\omega(\text{Pb}) = M_r(\text{Pb})/M_r(\text{PbO}) = 207/223 = 0,9282.$$

$$\omega(\text{Sn}) = M_r(\text{Sn})/M_r(\text{SnO}_2) = 119/151 = 0,788.$$

$$m(\text{PbO}) = m(\text{Pb})/\omega(\text{Pb}) = 330/0,9282 = 355,5 \text{ г.}$$

$$m(\text{SnO}_2) = m(\text{Sn})/\omega(\text{Sn}) = 170/0,788 = 215,7 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{PbO}) = 355,5 \text{ г}$, $m(\text{SnO}_2) = 215,7 \text{ г}$

Задача 4.

Дано:

$$m(\text{смеси}) = 6 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 3,7 \text{ л}$$

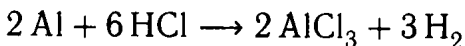
Найти:

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

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

Решение:

Реагировать будет только алюминий:



$$\nu(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V_m = 3,7 \text{ л}/22,4 \text{ л/моль} = 0,165 \text{ моль.}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{H}_2)/\nu(\text{Al}) = 3/2 \rightarrow \nu(\text{Al}) = 0,165 \text{ моль} \cdot 2/3 = 0,11 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Al}) = 0,11 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 2,97 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{Al}) = 2,97 \text{ г}/6 \text{ г} \cdot 100\% = 49,5\%.$$

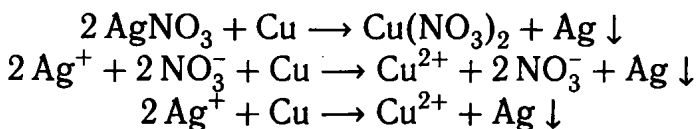
$$\omega(\text{Cu}) = 100\% - 49,5\% = 50,5\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Al}) = 49,5\%$, $\omega(\text{Cu}) = 50,5\%$.

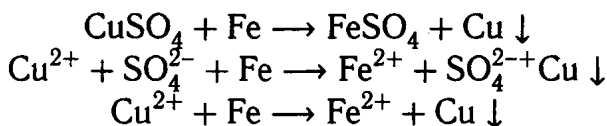
Лабораторные опыты

14. Взаимодействие металлов с растворами солей

1. В первой пробирке образуется нитрат меди и серебро:



Во второй пробирке образуются сульфат железа и медь:



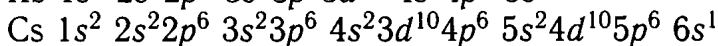
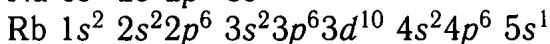
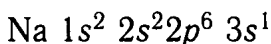
Нитрат алюминия с медью не взаимодействует.

2. Металлы, находящиеся в ряду напряжений левее, вытесняют из растворов солей металл, стоящий правее.

Глава VI. Металлы IA—IIIA групп периодической таблицы...

§39

Вопрос 1.



У всех этих элементов на внешнем энергетическом уровне находится один электрон. От натрия к цезию увеличивается атомный радиус элементов. У натрия заполняется третий энергетический уровень, у рубидия — пятый, у цезия — шестой. В результате энергия ионизации атомов от натрия к цезию уменьшается.

Вопрос 2.

Химический элемент, атомная масса которого 23, а число нейтронов в ядре равно 12, в периодической системе находится: 4) в 3-м периоде, IA-группе (натрий).

Вопрос 3.

Хлорид натрия (NaCl): соляные озера Эльтон и Баскунчак, город Соликамск.

Сульфат натрия (Na_2SO_4): Кара-Богаз-Гол, Большое Соленое озеро.

Сильвинит ($m\text{KCl} + n\text{NaCl}$): Соликамск, Старобинск.

Карналлит ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$): Соликамск, Штасфурт.

Вопрос 4.

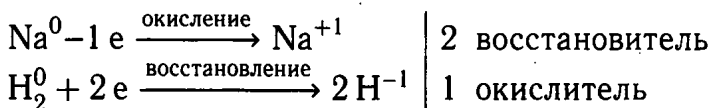
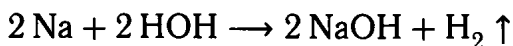
В растениях *калий* находится в ионной форме. *Калий* содержится в основном в цитоплазме и вакуолях клеток. Около 80% *калия* находится в клеточном соке. *Калий* стимулирует нормальное течение фотосинтеза, усиливает синтез сахаров и их накопление в клетках растений, увеличивает осмотическое давление клеточного сока и тем самым повышает холодоустойчивость и морозостойкость растений.

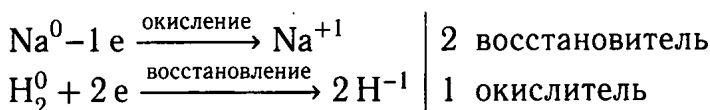
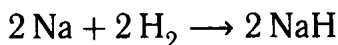
Вопрос 5.

Все щелочные металлы содержат на внешнем энергетическом уровне один электрон. Для атомов энергетически выгодно отдать один электрон чем принять, поэтому щелочные металлы проявляют восстановительные свойства.

Вопрос 6.

Более сильными восстановителями являются щелочные металлы, так как они восстанавливают водород не только из кислот, но и из воды и при этом являются восстановителем, а водород окислителем:



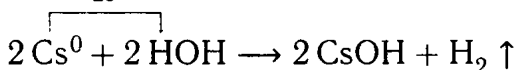
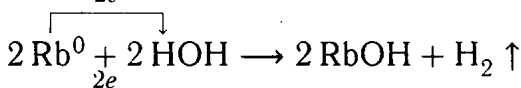
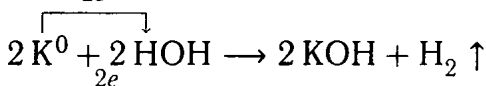
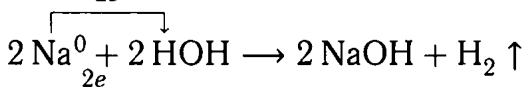
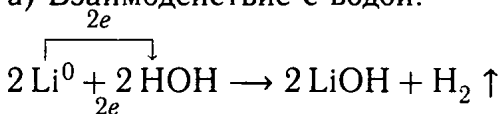


Вопрос 7.

У цезия (Cs) валентный электрон находится дальше от ядра, чем у лития (Li). Поэтому работа выхода электрона (разница между минимальной энергией, которую необходимо сообщить электрону для его удаления и энергией при добавлении одной частицы) у цезия минимальна, а это значит, что он — самый подходящий материал для фотоэлементов — приборов, превращающих лучи света в электрический ток.

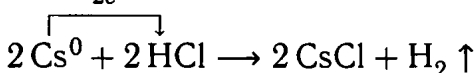
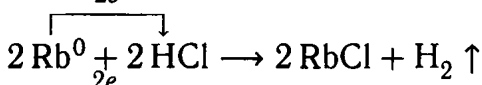
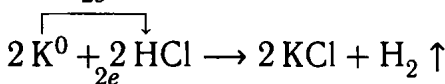
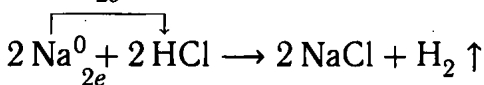
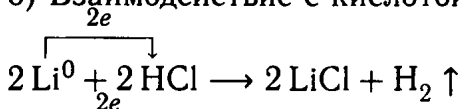
Вопрос 8.

а) Взаимодействие с водой:



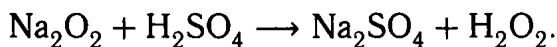
Франций радиоактивен, стабильных изотопов не имеет. Вследствие малого периода полураспада изотопов сколько-нибудь заметных количеств франция накопить не удалось, поэтому его свойства изучены недостаточно.

б) Взаимодействие с кислотой:



Вопрос 9.

Серная кислота вытесняет натрий из соли более слабой кислоты, что видно из данной реакции замещения

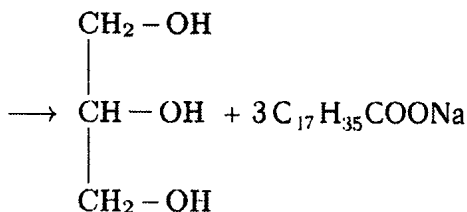
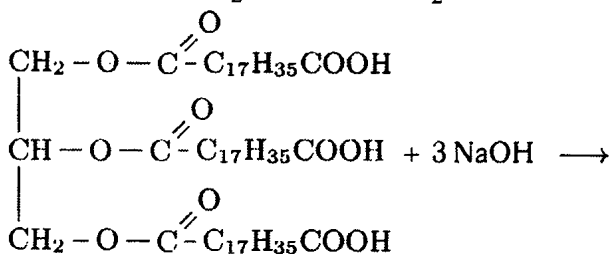
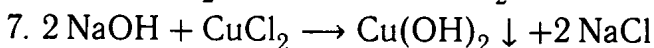
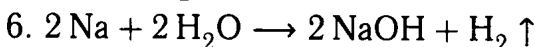
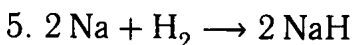
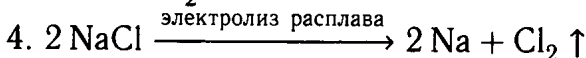
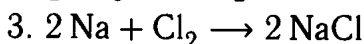
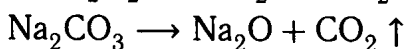
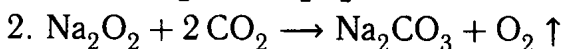
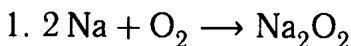


Вопрос 10.

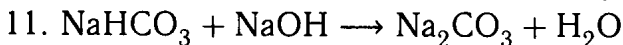
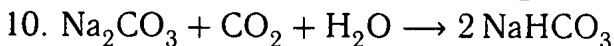
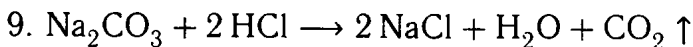
Сила электролита зависит от степени диссоциации ионов, чем выше степень диссоциации, тем сильнее электролит. Меньше диссоциировать будут гидроксиды, образованные элементом, чей атомный радиус меньше. В ряду щелочных металлов это литий. То есть гидроксид лития LiOH — наиболее

слабый электролит. Элемент франций имеет самый большой атомный радиус, то есть гидроксид франция FrOH — самый сильный электролит.

Вопрос 11.



8.



Задача 1.

Дано:

$$m(\text{раствора } \text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}$$

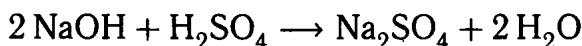
$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,1$$

Найти:

$$m(\text{раствора NaOH}) - ?$$

Решение:



$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 196 \text{ г} = 19,6 \text{ г}.$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) / \nu(\text{NaOH}) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 2 = 0,4 \text{ моль}.$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,4 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

$$m(\text{раствора NaOH}) = 16 \text{ г} / 0,1 = 160 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{раствора NaOH}) = 160 \text{ г}.$

Задача 2.

Дано:

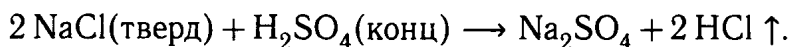
$$m(\text{соли}) = 15 \text{ г}$$

$$V(\text{HCl}) = 5,6 \text{ л}$$

Найти:

$$\omega(\text{примесей}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{HCl}) = 5,6 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,25 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{NaCl}) = 0,25 \text{ моль.}$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 14,625 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 14,625 \text{ г} / 15 \text{ г} = 0,975.$$

$$\omega(\text{примесей}) = 1 - 0,975 = 0,025.$$

$$\omega(\text{примесей}) \% = 2,5\%.$$

Ответ: $\omega(\text{примесей}) = 2,5\%$.

Задача 3.

Дано:

$$V(\text{раствора KOH}) = 100 \text{ мл}$$

$$\omega(\text{KOH}) = 32\%$$

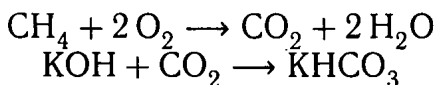
$$\rho(\text{KOH}) = 1,32 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{CH}_4) = 18 \text{ л}$$

Найти:

$$m(\text{KHCO}_3) - ?$$

Решение:



$$m(\text{раствора KOH}) = 100 \text{ см}^3 \cdot 1,32 \text{ г/см}^3 = 132 \text{ г.}$$

$$m(\text{KOH}) = 132 \text{ г} \cdot 0,32 = 42,24 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{KOH}) = 42,24 \text{ г} / 56 \text{ г/моль} = 0,754 \text{ моль.}$$

$$\nu(\text{CH}_4) = 18 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,8 \text{ моль.}$$

Следовательно, CH_4 взяли в избытке, подсчеты ведем по KOH.

По уравнению реакции

$$\nu(\text{KOH}) = \nu(\text{KHCO}_3) = 0,754 \text{ моль.}$$

$$m(\text{KHCO}_3) = 0,754 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 75,4 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{KHCO}_3) = 75,4 \text{ г.}$

Задача 4.

Дано:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{O})/m(\text{NaOH}) - ?$$

Решение:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$20 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 360 \text{ г.}$$

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) =$$

$$1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O})/m(\text{NaOH}) = 360/40 = 9/1.$$

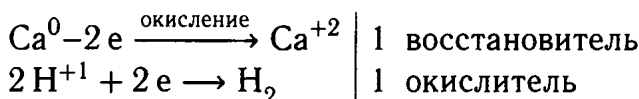
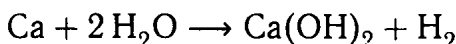
Ответ: $m(\text{H}_2\text{O})/m(\text{NaOH}) = 9/1$.

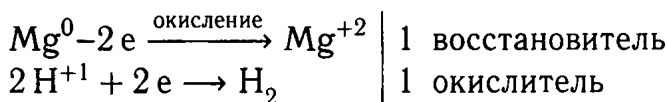
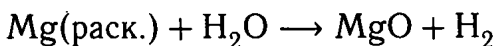
§40—41

Вопрос 1.

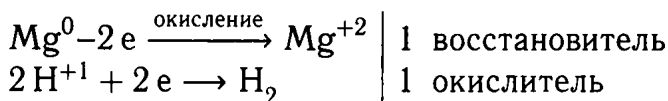
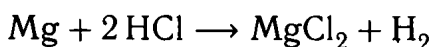
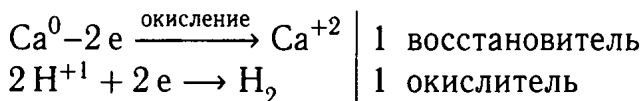
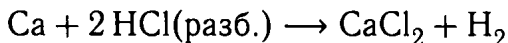
Магний и кальций находятся во второй группе главной подгруппе периодической системы Менделеева. На внешнем энергетическом уровне этих элементов находятся два электрона, в связи с чем они проявляют восстановительные свойства.

1. Реакция с водой:

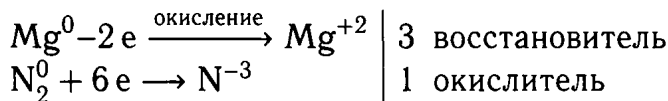
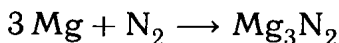
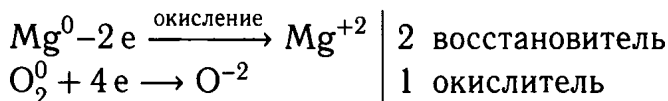
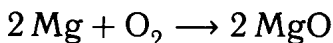


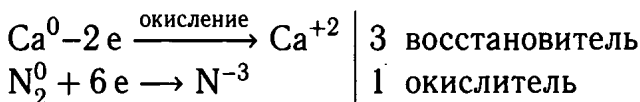
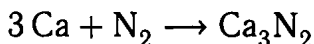
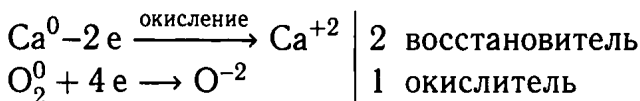
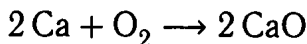


2. Реакция с кислотами:



3. Реакция с неметаллами:





Вопрос 2.

Калий более активный элемент, чем *натрий*, так как энергия ионизации калия меньше, чем натрия. *Кальций* — щелочноземельный металл, энергия ионизации выше, чем у калия и натрия, так как на внешнем энергетическом уровне находятся два электрона. Однако, радиус атома больше, чем у натрия. Поэтому энергия ионизации кальция и натрия близки по значению.

Энергия ионизация $K = 4,3 \text{ эВ}$, $\text{Na} = 5,1 \text{ эВ}$, $\text{Ca} = 6,1 \text{ эВ}$.

Вопрос 3.

Известняк, мрамор, мел содержат карбонат кальция CaCO_3 . Изделия из известняка применяются для строительства зданий, для экстерьера строений при оформлении фасадов, при ландшафтном дизайне, для изготовления мебели (столешниц, подоконников, тумб). Мрамор используется как камень для памятников, как строительный камень

для наружной облицовки и внутренней отделки зданий, мраморные доски из чистого кальцитового мрамора применяют в электротехнике (панели приборных, распределительных, диспетчерских щитов). Мел используют для изготовления мелованной бумаги, в качестве дешевого материала (пигмента) для побелки, окраски заборов, стен, бордюров, для письма на больших досках для общего обозрения (например, в школах).

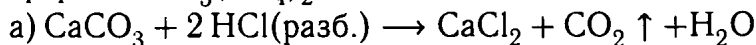
Гипс содержит $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Гипс используют для изготовления вяжущих материалов, внутренних отделочных работ, гипсования почвы, в медицине, для снятия масок, моделирования скульптуры, из него вырезают ажурные вазочки, фигурки, пепельницы и другие декоративные предметы.

Фосфорит и *апатит* содержат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Апатит и фосфорит применяются для получения удобрений (суперфосфатов).

Доломит содержит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Доломит применяется в качестве декоративного камня для отделки помещений. На основе доломитовых фракций производятся огнеупоры, облицовочные, отделочные, кровельные и изоляционные материалы. Также доломит является источником получения металлического магния и употребляется в производстве стали.

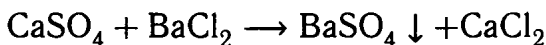
Вопрос 4.

Известняк — CaCO_3 , гипс — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, фосфорит — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

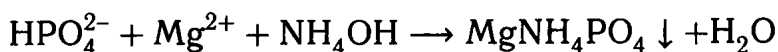


Выделяется углекислый газ.

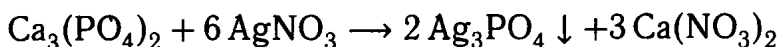
б) Сульфат кальция реагируют с хлоридом бария с образованием белого творожистого осадка, не растворимого в соляной кислоте:



в) Для открытия фосфат-ионов используют магниальную смесь (смесь MgCl_2 , NH_4Cl и NH_4OH). С фосфат-ионами она образует белый кристаллический осадок $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, растворимый в HCl и CH_3COOH , но нерастворимый в водном аммиаке:



Кроме того, фосфат кальция с нитратом серебра образует осадок желтого цвета, в отличие от CaCO_3 и $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:



Вопрос 5.

Реакцию между магнием и соляной кислотой относят к реакциям: 4) замещения.

Вопрос 6.

Твердость — свойство материала сопротивляться проникновению в него другого, более твердого тела. Твердость зависит от:

1. Межатомных расстояний в кристалле, которые зависят от силы связи.

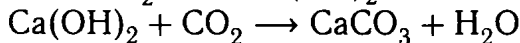
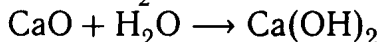
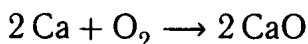
2. Количества соседних атомов в кристалле.

3. Валентности веществ, образующих кристалл.
4. Природы химической связи.
5. Ряда других факторов.

Рассмотрим связь в атомах кальция, лития, бериллия. Связь в этих веществах металлическая. Однако, на образование связи у лития идет один электрон (расположен в IА группе), а у кальция и бериллия — два электрона (IIА группа). Поэтому связь у последних двух элементов прочнее. Поэтому кальций и бериллий тверже лития.

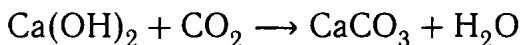
Чтобы определить, кто из элементов кальция и бериллия тверже, рассмотрим размеры их атомов. По группе сверху вниз размеры атомов увеличиваются, так как увеличивается количество энергетических уровней. У Be $1s^2 2s^2$, у Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Очевидно, что размер иона кальция значительно выше, чем бериллия. Т.е. в единице объема кристалла бериллия частиц будет больше, чем в кристалле кальция. Следовательно, бериллий тверже кальция.

Вопрос 7.



Вопрос 8.

Образуется карбонат кальция:

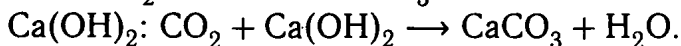
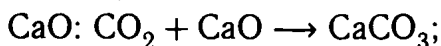


Под воздействием углекислого газа воздуха карбонат кальция затвердевает.

Вопрос 9.

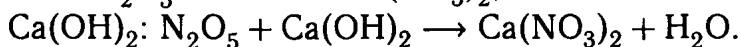
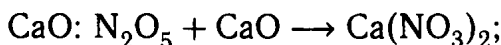
Реактив CO_2 .

Взаимодействие с



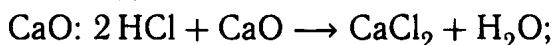
Реактив N_2O_5 .

Взаимодействие с



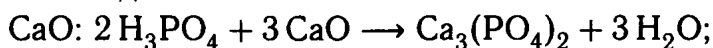
Реактив HCl .

Взаимодействие с



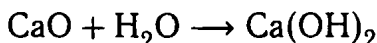
Реактив H_3PO_4 .

Взаимодействие с

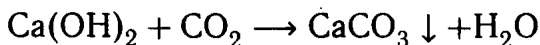


Вопрос 10.

Получают путем взаимодействия оксида кальция (негашеной извести) с водой (процесс получил название «гашение извести»):



Раствор гидроксида кальция мутнеет на воздухе, так как гидроксид кальция реагирует с растворенным в воде углекислым газом:



Вопрос 11.

Гипсовый алебастр (полуводный гипс) имеет формулу $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. Если смешать алебастр с водой, то получится полужидкая пластическая масса, которая быстро твердеет из-за присоединения воды с образованием гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Твердение гипса проходит в несколько стадий. Сначала частицы полуводного гипса приходя в соприкосновение с водой, начинают растворяться с поверхности до образования насыщенного раствора. Затем происходит прямое присоединение воды к твердому полуводному гипсу. Это приводит к возникновению двуводного гипса в виде коллоидно-дисперсной массы в виде геля, в которой кристаллики двугидрата связаны слабыми ван-дер-ваальсовыми силами молекулярного сцепления. Этот период характеризуется схватыванием (загустеванием). На третьем этапе образовавшийся неустойчивый гель перекристаллизовывается в более крупные кристаллы, что сопровождается твердением системы и ростом ее прочности. При полном высыхании рост прочности прекращается.

Для замедления схватывания гипсовых вяжущих введением в гипсовое тесто вводят растворы столярного клея, лигносульфонатов технических (ЛСТ) и других добавок.

Плохое затвердевание смеси алебастра с водой можно объяснить следующим:

1. В алебастре содержатся добавки, замедляющие процесс его затвердевания (на стадии образования геля столярный клей стабилизирует коллоидную систему, замедляя ее распад; кислые добавки

способствуют растворению выпадающего двухводного гипса на стадии распада геля);

2. Нарушением технологии изготовления алебаstra, в результате чего он содержит значительные количества двухводного гипса (в данном случае нарушается процесс образования геля, так как образующийся в результате гидратации $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ кристаллизуется не в объеме, а на поверхности нерастворившихся частичек гипса, что приводит к их быстрой коагуляции).

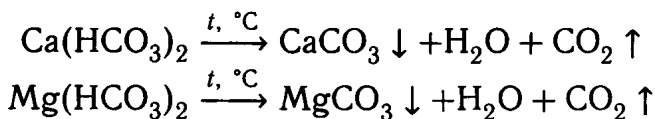
Вопрос 12.

При взаимодействии с водой и оксидом углерода (IV) известняк очень медленно превращается в растворимый гидрокарбонат, который и вымывается водой.



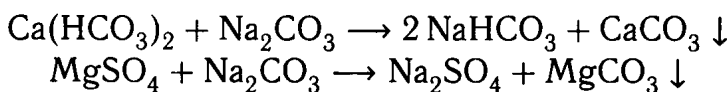
Вопрос 13.

При нагревании гидрокарбонатов кальция и магния, находящихся в жесткой воде, они переходят в нерастворимое состояние (карбонаты), засоряя каналы радиатора (образуется накипь).



Вопрос 14.

Одним из распространенных методов является реагентное умягчение воды. Метод основан на добавлении в воду соды или гашеной извести. При этом соли кальция и магния переходят в нерастворимые соединения и, как следствие, выпадают в осадок.



Вопрос 15.

1. $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} 2 \text{CaO}$
2. $\text{Ca} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CaH}_2$
3. $\text{CaO} + 3 \text{C} \longrightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$
4. $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_4$
5. $\text{Ca} + 2 \text{C} \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{CaC}_2$
6. $\text{Ca} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
7. $\text{CaO} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
9. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
11. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
12. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
13. $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{CO} + \text{CO}_2$
14. $\text{CaO} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{CaCO}_3$
15. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Задача 1.

Дано:

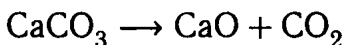
$$m(\text{CaCO}_3 \text{ исх}) = 50 \text{ кг}$$

m уменьшилась на 4,4 кг

Найти:

$$\omega(\text{CaCO}_3 \text{ разл.}) - ?$$

Решение:



m уменьшилась за счет выделения CO_2 , чья масса равна 4,4 кг. Тогда

$$\nu(\text{CO}_2) = 4400 \text{ г} / 44 \text{ г/моль} = 100 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ моль.}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 10000 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{CaCO}_3 \text{ разл.}) = 10000 \text{ г} / 50000 \text{ г} \cdot 100\% = 20\%.$$

Ответ: $\omega(\text{CaCO}_3 \text{ разл.}) = 20\%$.

Задача 2.

Дано:

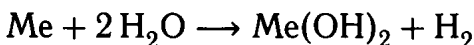
$$m(\text{Me}^{+2}) = 8 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л}$$

Найти:

$$A_r(\text{Me}^{+2}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л}/22,4 \text{ л/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Me}^{+2}) = 0,2 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Me}^{+2}) = m(\text{Me}^{+2})/\nu(\text{Me}^{+2}) = 8 \text{ г}/0,2 \text{ моль} = 40 \text{ г/моль.}$$

$$A_r(\text{Me}^{+2}) = 40.$$

По таблице Д. И. Менделеева определяем элемент — кальций.

Ответ: $A_r(\text{Me}^{+2}) = 40$, кальций.

Задача 3.

Дано:

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2,76 \text{ г}$$

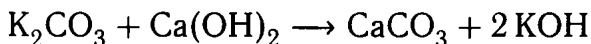
$$m_{\text{раствора}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2000 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) - ?$$

$$\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2,76 \text{ г}/138 \text{ г/моль} = 0,02 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,02 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,02 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 1,48 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,48 \text{ г}/2000 \text{ г} \cdot 100\% = 0,074\%.$$

Ответ: $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,48 \text{ г}$, $\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,074\%$

Задача 4.

Дано:

$$C(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 100 \text{ мг/л}$$

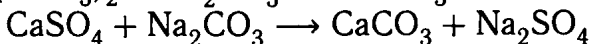
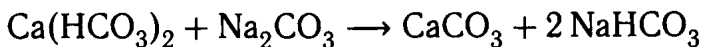
$$C(\text{CaSO}_4) = 30 \text{ мг/л}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ м}^3$$

Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$$

Решение:



В 1 л содержится 0,1 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

В 1000 л — x г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

$$x = 100 \text{ г } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$$

В 1 л содержится 0,03 г CaSO_4 .

В 1000 л — x г CaSO_4

$$x = 30 \text{ г } \text{CaSO}_4$$

Определяем $\nu(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)$ в 1000 л воды:

$$\nu(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 100 \text{ г} / 162 \text{ г/моль} = 0,617 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,617 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,617 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 65,402 \text{ г.}$$

Определяем $\nu(\text{CaSO}_4)$ в 1000 л воды:

$$\nu(\text{CaSO}_4) = 30 \text{ г} / 136 \text{ г/моль} = 0,22 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CaSO}_4) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,22 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,22 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 23,32 \text{ г.}$$

Вычисляем общую массу Na_2CO_3 .

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23,32 \text{ г} + 65,402 \text{ г} = 88,722 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 88,722 \text{ г.}$

§42

Вопрос 1.

По периоду слева направо происходит ослабление металлических свойств. Также от натрия к алюминию возрастает электроотрицательность элементов. Уменьшается слева направо и атомные радиусы, что связано с тем, что электроны все сильнее притягиваются к ядру по мере возрастания заряда ядра. *Натрий* относится к щелочным металлам, в химических реакциях проявляет восстановительные свойства. Образует основной гидроксид NaOH . *Магний* — щелочноземельный металл, образует также основной гидроксид Mg(OH)_2 . *Алюминий* имеет на внешнем энергетическом уровне три электрона, обладает восстановительными свойствами. Образует амфотерный гидроксид Al(OH)_3 .

Вопрос 2.

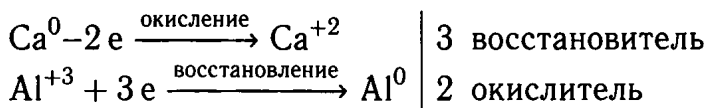
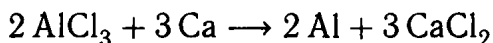
Алюминий — очень активный металл. В электрохимическом ряду напряжений алюминий стоит сразу за самыми активными металлами, поэтому в природе он встречается только в виде соединений.

Вопрос 3.

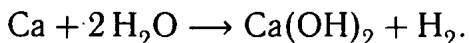
Каолинит: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Каолинит — минерал, главная составная часть белой, огнеупорной, и фарфоровой глины. Бокситы — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Обычно бокситы представляют собой землистую глиноподобную массу. Используют для получения алюминия и в качестве флюса в черной металлургии. Нефелин — $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ —

породообразующий минерал, который используют в производстве алюминия, соды, в стекольной, кожевенной промышленности. Алуниты — $(\text{Na}, \text{K})_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 4 \text{Al}(\text{OH})_3$ — применяют для получения квасцов, глинозема, калиевых солей. Корунд (сапфир, рубин, наждак) — Al_2O_3 — драгоценные камни, применяются также в качестве сырья для изготовления офтальмологических скальпелей, хрусталиков глаза, в устройстве лазера. Берилл (изумруд, аквамарин) — $3 \text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$ — драгоценные камни, поделки. Хризоберилл (александрит) — BeAl_2O_4 . Александрит меняет окраску от темной сине-зеленой, голубовато-зеленой, темной травяно-зеленой, оливково-зеленой при дневном свете до розово-малиновой. Применяется в качестве драгоценного камня.

Вопрос 4.

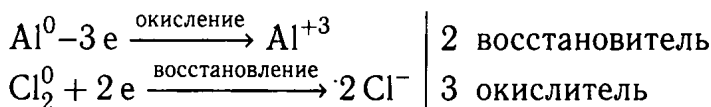
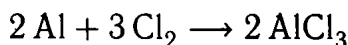


Происходит окислительно-восстановительная реакция. В присутствии воды реакцию проводить нельзя, так как кальций реагирует с водой

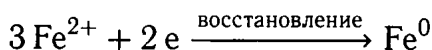
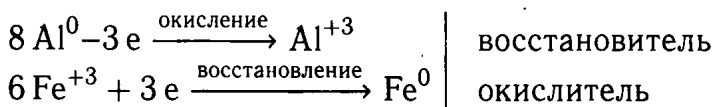
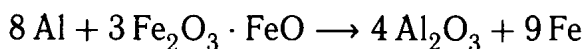


Вопрос 5.

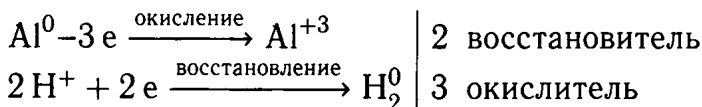
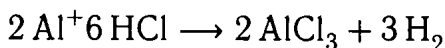
1.



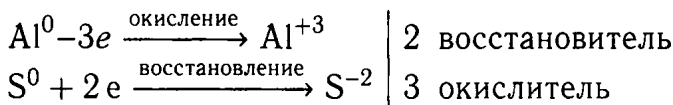
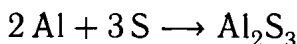
2.



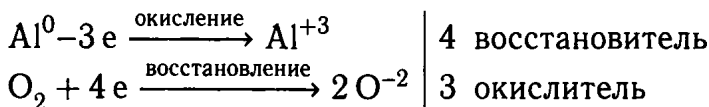
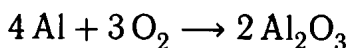
3.



4.

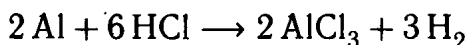


5.



Вопрос 6.

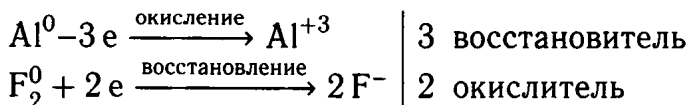
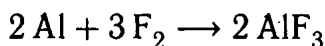
Химическую реакцию, уравнение которой



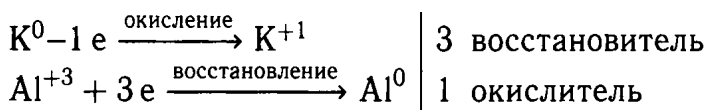
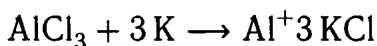
относят к реакциям: 4) замещения.

Вопрос 7.

Атомы алюминия быть окислителями не могут, так как на внешнем энергетическом уровне алюминия находятся три электрона, которые атому выгоднее отдать для достижения завершеного энергетического уровня:

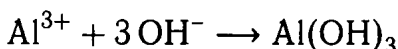


Ионы алюминия могут быть окислителями в реакции с восстановителями:

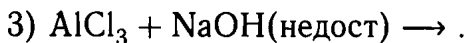


Вопрос 8.

Сокращенному ионному уравнению

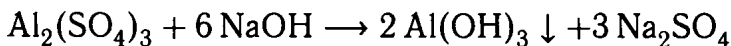


соответствует фрагмент схемы химической реакции:

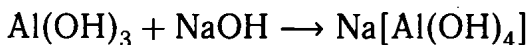


Вопрос 9.

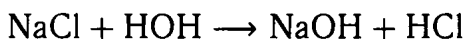
Сначала выпадает осадок гидроксида алюминия:



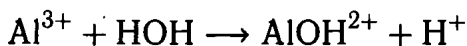
При приливании к осадку щелочи происходит его растворение:



Вопрос 10.

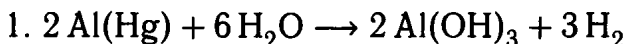


Гидролиз не произойдет, так как соль образована сильным основанием и сильной кислотой. Лакмус не изменит свой цвет.

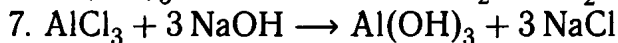
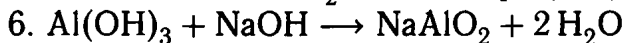
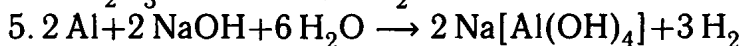
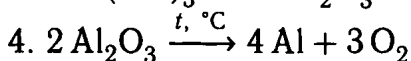
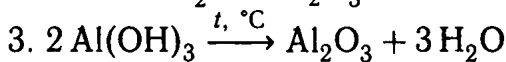
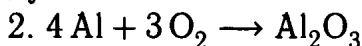


Соль основа слабым основанием и сильной кислотой, гидролиз идет по катиону. Среда кислая. Лакмус в кислой среде окрашивается в красный цвет.

Вопрос 11.



На поверхности амальгамы (жидкие или твердые сплавы ртути с алюминием в данном случае) оксидная пленка не держится, поэтому металл начинает бесприпятственно реагировать с водой и воздухом.



Задача 1.

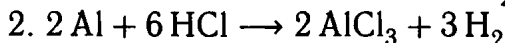
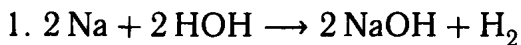
Дано:

$$\nu(\text{Na}) = 1 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{Al}) - ?$$

Решение:



По уравнению первой реакции
 $\nu(\text{Na})/\nu(\text{H}_2) = 2/1 \rightarrow \nu(\text{H}_2) = 0,5 \text{ моль.}$

Значит, в результате второй реакции также выделилось 0,5 моль H_2 . Тогда по уравнению второй реакции $\nu(\text{H}_2)/\nu(\text{Al}) = 3/2 \rightarrow \nu(\text{Al}) = 0,5 \text{ моль} \cdot 2/3 = 0,33 \text{ моль.}$

$m(\text{Al}) = 0,33 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 8,91 \text{ г} \approx 9 \text{ г.}$

Ответ: $m(\text{Al}) = 8,91 \text{ г} \approx 9 \text{ г.}$

Задача 2.

Дано:

$m(\text{сплава}) = 10 \text{ г}$

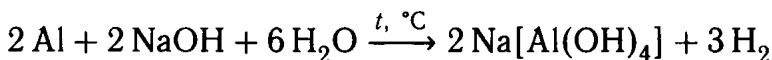
$V(\text{H}_2) = 2,24 \text{ л}$

Найти:

$\omega(\text{Al})\% - ?$

$\omega(\text{Cu})\% - ?$

Решени:



$\nu(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V_m = 2,24 \text{ л}/22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль.}$

По уравнению реакции $\nu(\text{H}_2)/\nu(\text{Al}) = 3/2 \rightarrow \nu(\text{Al}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 2/3 = 0,067 \text{ моль.}$

$m(\text{Al}) = 0,067 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г.}$

$\omega(\text{Al})\% = m(\text{Al})/m(\text{сплава}) \cdot 100\% = 1,8/10 \cdot 100\% = 18\%.$

$\omega(\text{Cu})\% = 100\% - 18\% = 82\%.$

Решение:

Ответ: $\omega(\text{Al})\% = 18\%, \omega(\text{Cu})\% = 82\%.$

Задача 3.

Дано:

$$m_{\text{раствора}}(\text{AlCl}_3) = 40 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Al}) = 5\%$$

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

$$\rho(\text{NaOH}) = 1,2 \text{ г/см}^3$$

$$= 1,2 \text{ г/см}^3$$

Найти:

$$V_{\text{раствора}}(\text{NaOH}) - ?$$

Решение:



$$m(\text{AlCl}_3) = 40 \text{ г} \cdot 0,05 = 2 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{AlCl}_3) = 2 \text{ г} / 133,5 \text{ г/моль} = 0,015 \text{ моль.}$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{AlCl}_3) / \nu(\text{NaOH}) = 1/4 \rightarrow \nu(\text{NaOH}) = 0,015 \text{ моль} \cdot 4 = 0,06 \text{ моль.}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,06 \cdot 40 \text{ г/моль} = 2,4 \text{ г.}$$

$$m_{\text{раствора}}(\text{NaOH}) = 2,4 \text{ г} / 0,2 = 12 \text{ г.}$$

$$V_{\text{раствора}}(\text{NaOH}) = 12 \text{ г} / 1,2 \text{ г/см}^3 = 10 \text{ см}^3 = 10 \text{ мл}$$

$$\text{Ответ: } V_{\text{раствора}}(\text{NaOH}) = 10 \text{ мл}$$

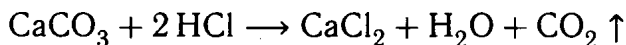
Лабораторные опыты

15. Ознакомление с образцами важнейших солей натрия, калия и кальция

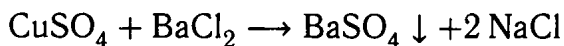
Соли натрия, калия и кальция можно отличить по окраске пламени горелки этими металлами. Так, натрий окрашивает пламя в желтый цвет, калий — в фиолетовый, кальций — в красный.

16. Ознакомление с природными соединениями кальция

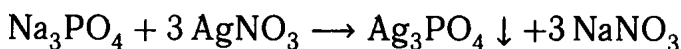
Отличительным признаком карбонатов является их растворимость в соляной кислоте, например:



Сульфаты не реагируют с разбавленной соляной кислотой. Их обнаруживают по реакции с хлоридом бария, в результате чего образуется белый осадок сульфата бария:



Фосфаты можно отличить по реакции с нитратом серебра, в результате образуется осадок фосфата серебра желтого цвета:

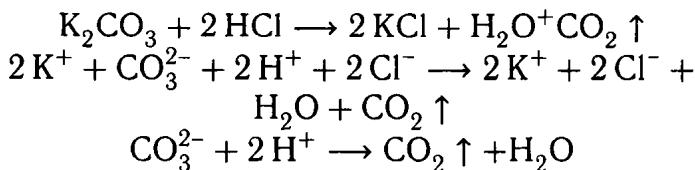


17. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавов

Алюминия более пластичный и менее твердый, чем его сплав.

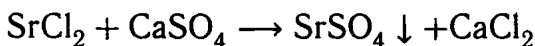
Практическая работа 6

1. А. Добавляем раствор соляной кислоты. В пробирке с карбонатом калия выделяется газ.



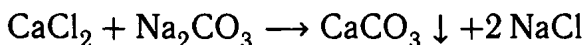
Раствор гидроксида натрия определяем по изменению окраски индикатора. Так, например, фенолфталеин окрасится в розовый цвет.

Хлорид кальция от хлорида стронция можно отличить по реакции с гипсовой водой (насыщенный раствор)

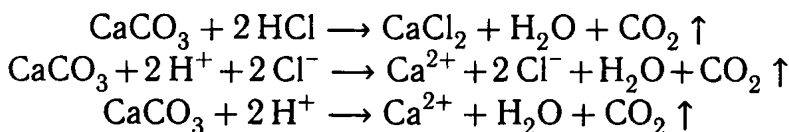


Образуется белый кристаллический осадок сульфата стронция.

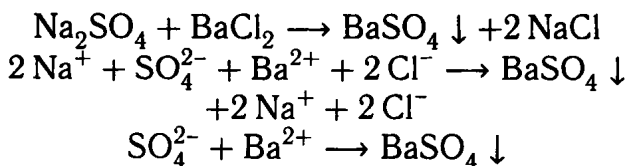
Подтвердить наличие хлорида кальция в оставшейся пробирке можно с помощью карбоната натрия:



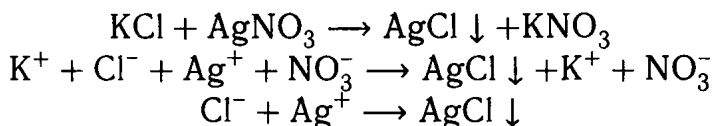
Б. Добавляем соляную кислоту. В пробирке с карбонатом кальция выделяется газ.



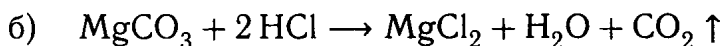
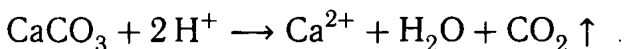
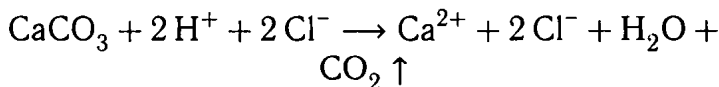
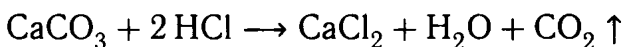
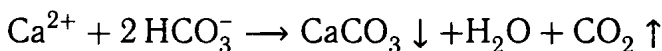
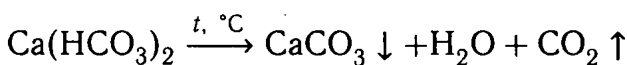
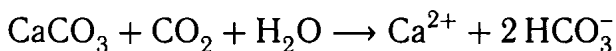
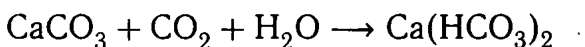
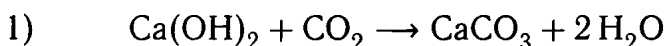
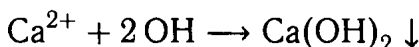
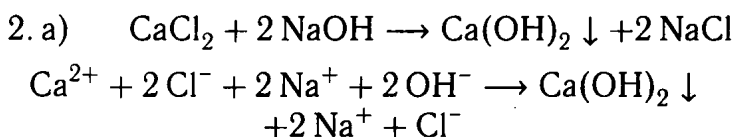
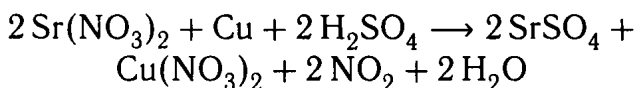
Добавляем хлорид бария. В пробирке с сульфатом натрия образуется белый осадок сульфата бария:

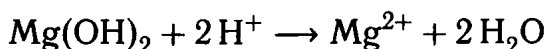
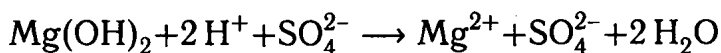
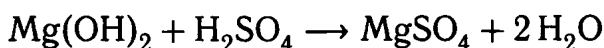
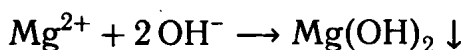
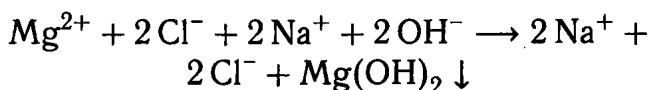
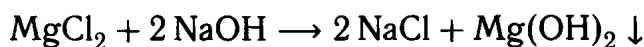
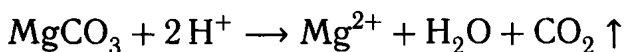
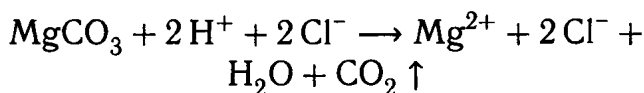


Затем определяем хлорид калия реакцией с нитратом серебра:



Образуется белый творожистый осадок хлорида серебра. В оставшейся пробирке — нитрат стронция. Подтвердить наличие нитрата стронция можно реакцией с серной кислотой и металлической медью:





Глава VII. Железо

§43—44

Вопрос 1.

Железо встречается в природе в основном в виде руд. Важнейшими из них являются: магнетит FeSO_4 (содержит до 72% железа), гематит (красный железняк) Fe_2O_3 (содержит до 65% железа), лимонит (бурый железняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (содержит до 60% Fe), пирит (железный колчедан) FeS_2 (содержит около 46% железа), сидерит (шпатовый железняк) FeCO_3 (содержит до 35% железа).

Вопрос 2.

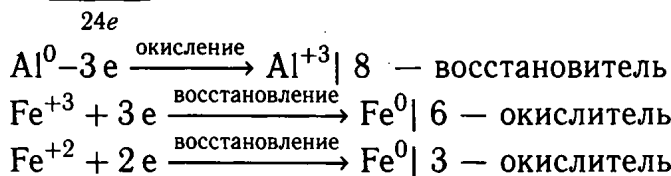
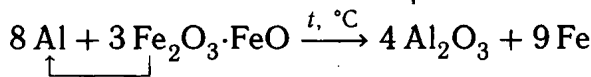
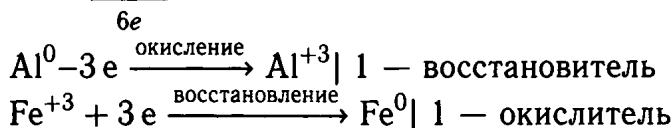
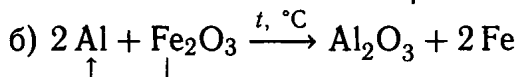
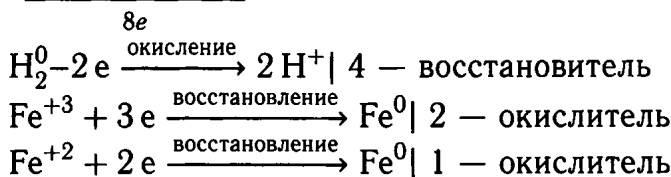
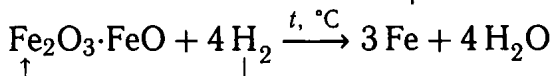
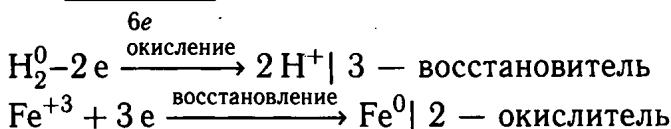
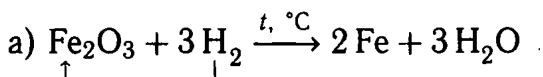
Железо в организме человека является одним из важнейших микроэлементов. Больше всего железа содержится в крови. Железо необходимо для синтеза красных клеток крови — эритроцитов и гемоглобина. При недостатке железа в организме образуется недостаточное количество гемоглобина. Это приводит к развитию железодефицитной анемии или малокровия. Железо, содержащееся в гемоглобине, обеспечивает транспорт кислорода кровью. Также железо участвует в синтезе клеток иммунной системы, влияет на иммунитет; играет важную роль в процессе выработки энергии в мышцах и в обмене холестерина; способствует обезвреживанию вредных веществ в печени; является составной частью многих ферментов и протеинов тела.

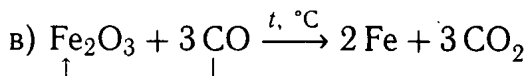
Вопрос 3.

При пропускании через карбонат железа углекислого газа в присутствии воды, карбонат растворяется с образованием гидрокарбоната:

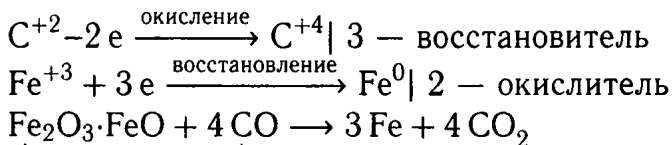


Вопрос 4.

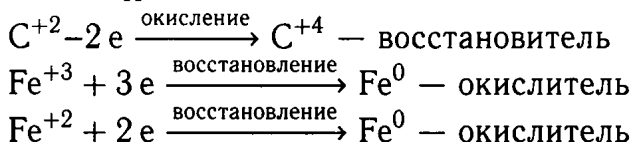




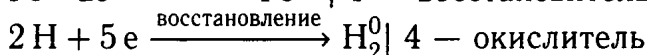
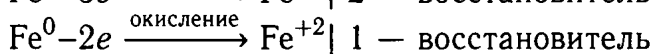
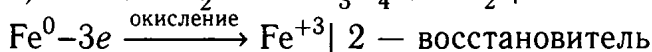
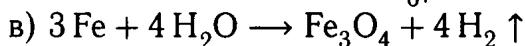
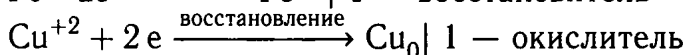
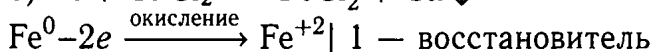
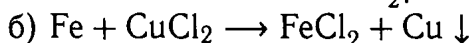
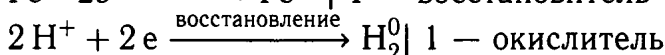
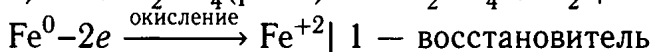
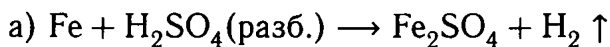
6e



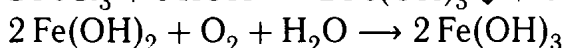
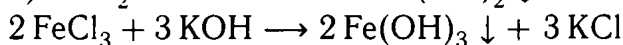
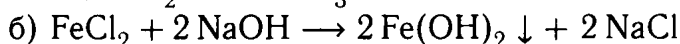
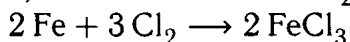
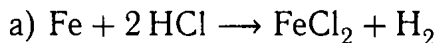
8e

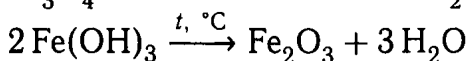
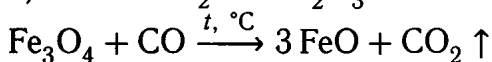
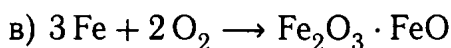


Вопрос 5.



Вопрос 6.





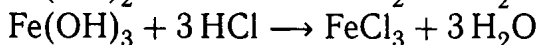
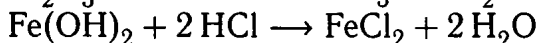
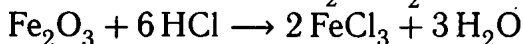
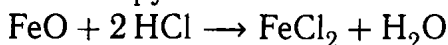
Вопрос 7.

Степень окисления железа в соединении $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ равна: 2) +3.

Вопрос 8.

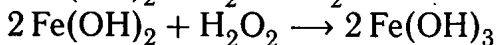
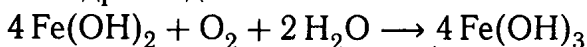
Общие свойства:

1. Реагируют с кислотами



Специфические свойства:

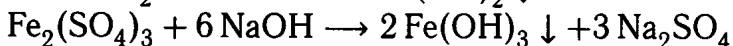
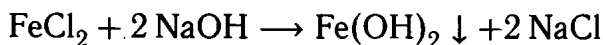
1. Гидроксиды железа легко окисляются:



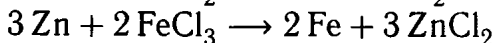
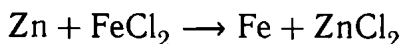
Вопрос 9.

Общие свойства:

1. Реагируют со щелочами

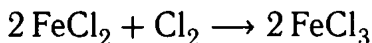


2. Металлы с меньшим электродным потенциалом вытесняют железо из растворов его солей:

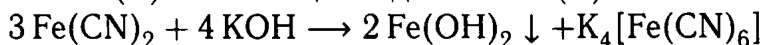


Специфические свойства:

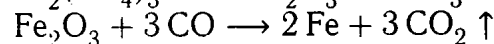
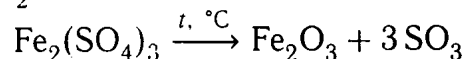
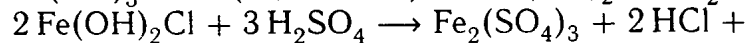
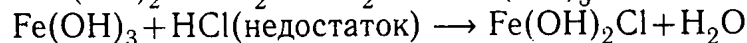
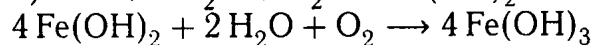
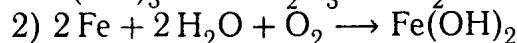
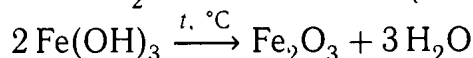
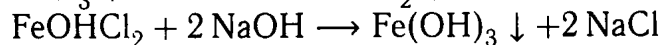
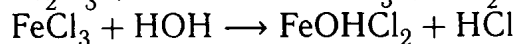
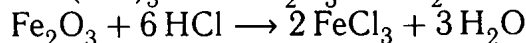
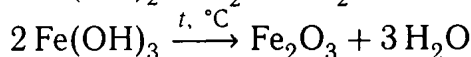
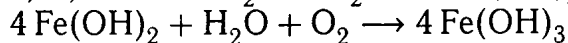
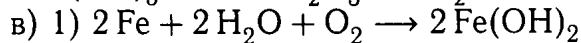
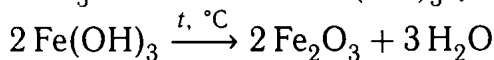
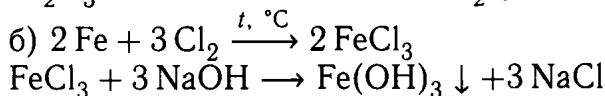
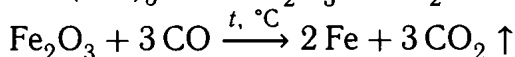
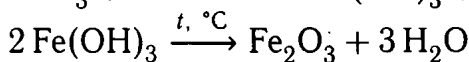
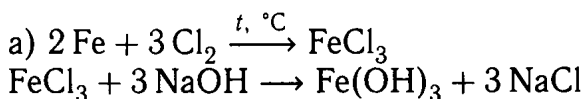
1. Переход из двухвалентного в трехвалентное состояние:



2. Образование комплекса гексацианоферрата железа (II) из соли цианида железа (II):



Вопрос 10.



Задача 1.

Дано:

$$m(\text{Fe}) = 2 \text{ т}$$

$$\omega(\text{примесей}) = 0,1$$

Найти:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) - ?$$

Решение:

$$\omega(\text{Fe}) = M_r(\text{Fe})/M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 168/232 = 0,724.$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = m(\text{Fe})/\omega(\text{Fe}) = 2 \text{ т}/0,724 = 2,762 \text{ т}.$$

$$\begin{array}{rcl} 2,762 \text{ т (Fe}_3\text{O}_4) & - & 0,9 \\ x \text{ т (Fe}_3\text{O}_4) & - & 1 \end{array}$$

$$x = 3,069 \text{ т}.$$

Ответ: $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3,069 \text{ т}.$

Задача 2.

Дано:

$$\omega(\text{Fe}) = 40\%$$

Найти:

$$\omega(\text{FeCO}_3) - ?$$

Решение:

$$M_r(\text{Fe}) = 56.$$

$$\begin{array}{rcl} 40 \text{ г (Fe)} & - & 100 \text{ г (FeCO}_3) \\ 56 \text{ г (Fe)} & - & x \text{ г (FeCO}_3) \end{array}$$

$$x = 140 \text{ г}$$

$$\omega(\text{FeCO}_3) = M_r(\text{FeCO}_3)/M_r(\text{сидерита}) \cdot 100\% = 116/140 \cdot 100\% = 82,9\%.$$

Ответ: $\omega(\text{FeCO}_3) = 82,9\%.$

Задача 3.

Дано:

$$m(\text{стали}) = 0,2 \text{ г}$$

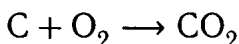
$$m(\text{CO}_2) = 0,04 \text{ г}$$

Найти:

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

$$m(\text{C}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) = 0,04 \text{ г}/44 \text{ г/моль} = 0,0009 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{C}) = 0,0009 \text{ моль.}$$

$$m(\text{C}) = 0,0009 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 0,01 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{C}) = 0,01 \text{ г}/0,2 \text{ г} \cdot 100\% = 5\%.$$

Ответ: $m(\text{C}) = 0,01 \text{ г}$, $\omega(\text{C}) = 5\%$.

Задача 4.

Дано:

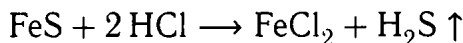
$$m_{\text{раствора}}(\text{HCl}) = 130 \text{ г}$$

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

Найти:

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) - ?$$

Решение:



$$m(\text{HCl}) = \omega(\text{HCl}) \cdot m_{\text{раствора}}(\text{HCl}) = 130 \text{ г} \cdot 0,2 = 26 \text{ г}.$$

$$\nu(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 26 \text{ г}/36,5 \text{ г/моль} = 0,71 \text{ моль}.$$

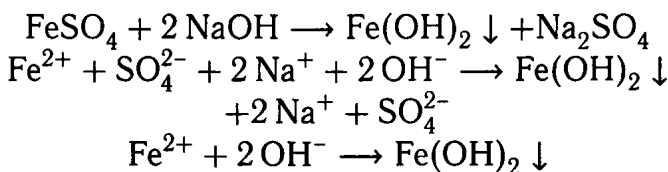
$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{HCl})/\nu(\text{H}_2\text{S}) = 2/1 \rightarrow \nu(\text{H}_2\text{S}) = 0,71 \text{ моль}/2 = 0,36 \text{ моль}.$$

Ответ: $\nu(\text{H}_2\text{S}) = 0,36 \text{ моль}.$

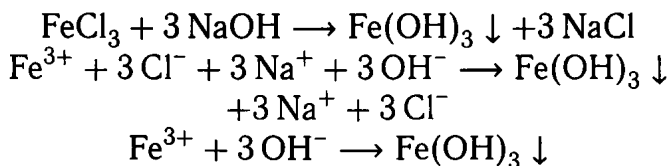
Лабораторные опыты

19. Получение гидроксида железа(III) и взаимодействие его с кислотами

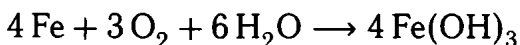
1. Гидроксид железа (II) получают действием щелочей на водные растворы солей железа (II):



Гидроксид железа (III) получают взаимодействием солей железа (III) со щелочами:

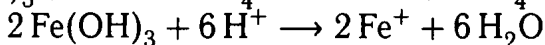
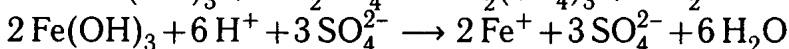
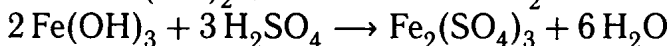
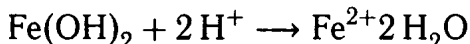
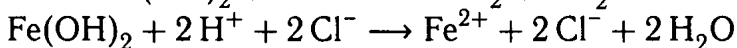
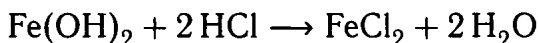


Также можно получить взаимодействием чистого железа при нагревании с водой в присутствии кислорода воздуха:



2. Гидроксид железа (II) зеленого цвета, гидроксид железа (III) бурого цвета.

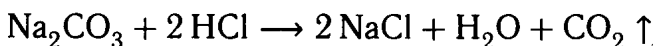
3. При взаимодействии полученных осадков с кислотами получают соли железа:



5. Ионы Fe^{2+} от Fe^{3+} можно отличить по цвету их гидроксидов: зеленого $\text{Fe}(\text{OH})_2$, бурого — $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

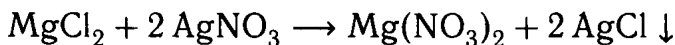
Практическая работа 7

1. Добавляем раствор соляной кислоты. В пробирке с карбонатом натрия выделяется газ.

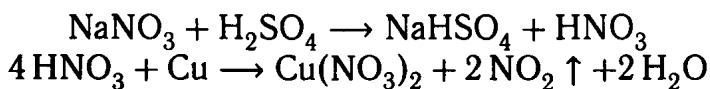


Оставшиеся вещества растворяем в воде и к полученным растворам добавляем фенолфталеин. В одной пробирке со щелочью раствор розовеет.

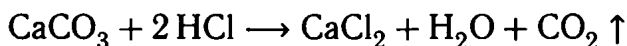
К оставшимся растворам добавляем раствор нитрата серебра. В пробирке с хлоридом магния образуется белый осадок.



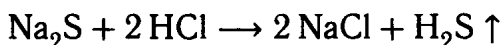
К оставшемуся раствору добавляем концентрированную серную кислоту и кусочек меди. Нагреваем. Выделяется газ бурого цвета, что свидетельствует о наличии нитрата натрия в пробирке:



2. Ко всем веществам добавляем раствор соляной кислоты. В пробирке с карбонатом выделяется углекислый газ:

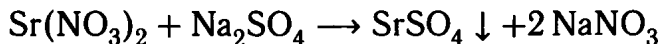


В пробирке с сульфидом натрия выделяется газ с запахом тухлых яиц — H_2S .

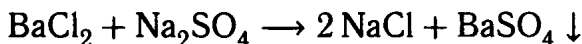


После растворения оставшихся веществ в воде добавляем раствор сульфата натрия.

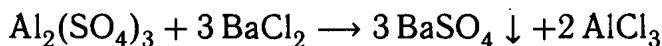
В пробирке с нитратом стронция образуется белый осадок.



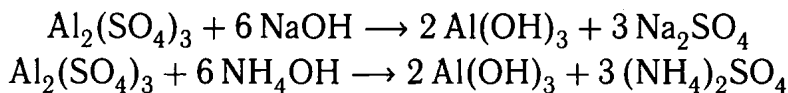
К оставшемуся раствору добавляем раствор хлорида бария. Образуется белый осадок сульфата бария:



3. К выданному веществу добавляем раствор хлорида бария. Выпадает белый осадок, что свидетельствует о наличии сульфат-иона.

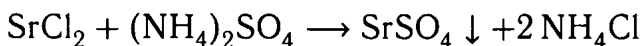


При взаимодействии со щелочью или гидроксидом аммония выпадает белый осадок гидроксида алюминия:

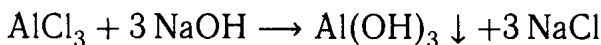


4. Хлорид натрия окрашивает пламя горелки в желтый цвет.

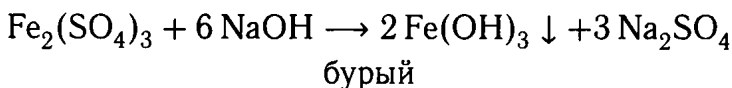
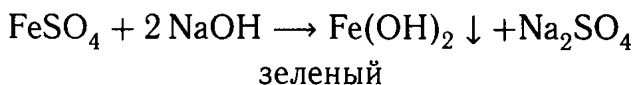
Хлорид стронция определяем по реакции с сульфатом аммония, в результате которой выделится белый осадок:



Хлорид алюминия доказываем реакцией с гидроксидом натрия:

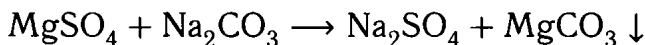


5. Растворяем кристаллы в воде и добавляем раствор NaOH. Образуется зеленый и бурый осадки.



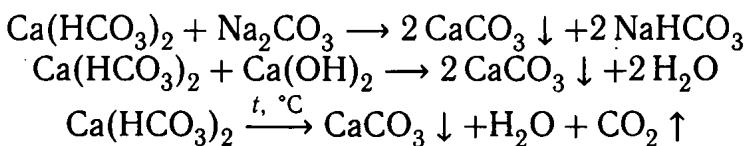
Если сульфат железа (II) содержал Fe^{3+} , то в зеленом осадке будут прожилки или пятна бурого цвета.

6. В воду, содержащую MgSO_4 , добавляем раствор Na_2CO_3 . Образуется белый осадок.



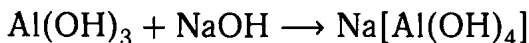
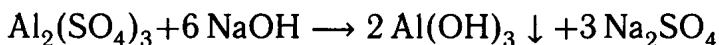
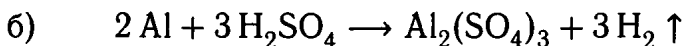
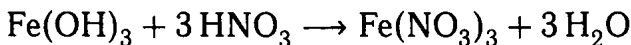
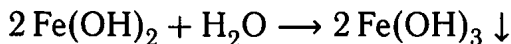
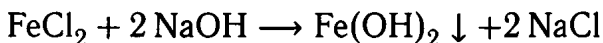
Ионы Mg^{2+} обуславливают постоянную жесткость воды. Такую воду можно умягчить, добавив раствор карбоната натрия, так как при этом происходит связывание ионов Mg^{2+} .

В воду, содержащую $Ca(HCO_3)_2$, добавляем: раствор Na_2CO_3 , известковое молоко, то есть насыщенный раствор $Ca(OH)_2$; кипятим ее. Образуется белый осадок.



Присутствие $Ca(HCO_3)_2$ обуславливает временную жесткость воды. Эту воду можно умягчить добавлением известкового молока, соды или кипячением, так как все эти процессы сопровождаются образованием $CaCO_3$.

7.



Глава VIII. Metallургия

§45—47

Вопрос 1.

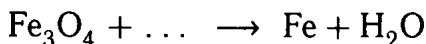
Металлургия — наука о промышленных способах получения металлов.

Вопрос 2.

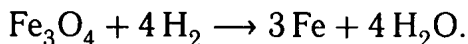
Укажите верное утверждение: 2) Чугун и сталь — сплавы железа и углерода, различающиеся по свойствам и содержанию в них углерода.

Вопрос 3.

В уравнении реакции



вместо многоточия следует поставить формулу: 3) водорода

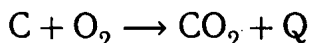


Вопрос 4.

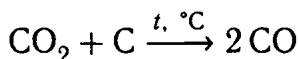
Единственная стабильная до 2044°C кристаллическая модификация оксида алюминия — $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$, так называемый *корунд*. Он химически инертен, благодаря своей прочной ромбоэдрической кристаллической решетке.

Вопрос 5.

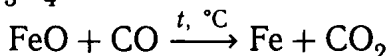
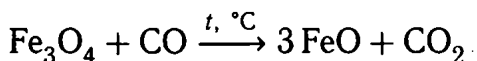
1. Сгорание кокса:



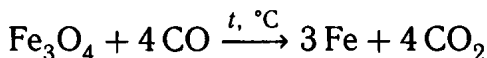
2. Взаимодействие оксида углерода (IV) с углем:



3. Восстановление железа из магнитного железняка угарным газом:



Суммарно реакцию можно записать так:



Вопрос 6.

Кокс выполняет несколько функций в доменной печи: тепловую, химическую и механическую. *Кокс* — это топливо, обеспечивающее энергией, которая требуется для эндотермических химических реакций и для плавления железа и шлака; кокс образует газы для взаимодействия с оксидами железа (восстанавливает оксид железа до металла) и окислами других элементов, содержащихся в железной руде; пронизываемая сетка, обеспечивающая передвижение жидкостей и газов в печи.

В печи развивается такая высокая температура, что восстановление металла из руды происходит раньше, чем образовывается шлак. При этом железо сплавляется с углеродом и превращается в чугун, который имеет более низкую температуру плавления.

Вопрос 7.

В доменном процессе используются такие принципы химического производства, как механизация, автоматизация, использование теплоты хим. реакций, создание оптимальных условий для протекания химических реакций. *Доменная печь* — устройство, в котором автоматизировано осуществляются загрузка шихтовых материалов и нагрев воздушно-нагревателей. Использование теплоты химических реакций приводит к увеличению температур, что необходимо для непрерывности процесса и увеличения скорости протекания реакций. Создание оптимальных условий для протекания реакций заключается в создании условий для увеличения скорости реакций.

Доменный процесс непрерывен, так как происходит при очень высоких температурах, снижение которых приведет к застыванию расплавленной массы и поломке печи.

Вопрос 8.

Флюс — неорганические вещества, которые добавляют к руде при выплавке металлов, чтобы снизить температуру плавления и легче отделить металл от пустой породы. Флюс при получении железа добавляется для избавления от нежелательных примесей — силикатов и карбонатов. Типичный флюс содержит известняк (карбонат кальция) и доломит (карбонат магния). Для устранения других примесей используют другие флюсы. Так, например, при преобладании в железной руде известковых примесей (доломит $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$) флюсом служит кремнезем.

Вопрос 9.

Скорость химической реакции зависит от:

1. Концентрации реагентов — используют обогащение железной руды, добавляют к вдуваемому воздуху кислород, вводя в доменную печь природный газ, состоящий из метана (в результате образуется CO_2 , который затем вступает в реакцию с углем)

2. Температуры — нагревание воздуха, поступающего в доменную печь, использование теплоты экзотермических реакций.

3. Поверхности соприкосновения реагирующих веществ — используют реагенты, измельченные до оптимального размера.

4. Также скорость химической реакции зависит от наличия катализаторов и природы реагирующих веществ, однако в доменном процессе эти условия не применяют.

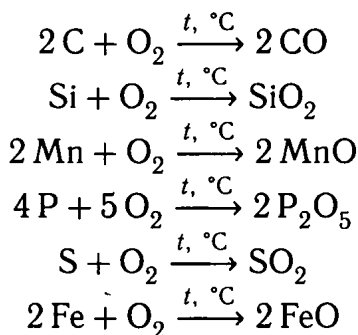
Вопрос 10.

Оптимальными считаются условия производства, при котором образуется минимальное количество отходов, происходит минимальное негативное воздействие на окружающую среду и наиболее полно используются сырьевые ресурсы. При производстве чугуна ежегодно образуется огромное количество шлака, из которого после переработки производят дешевые и качественные строительные материалы. Кроме того, доменные шламы и пыли являются постоянными компонентами шихты. Поэтому доменное производство считается практически безотходным. Металлургические заводы

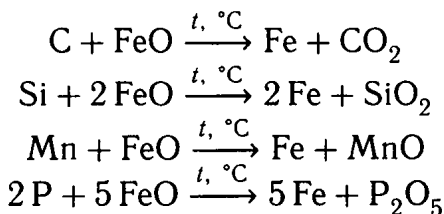
являются источниками загрязнения пылью, оксидами углерода и серы. В доменном производстве выделяются дополнительно сероводород и оксиды азота. На долю предприятий черной металлургии приходится 15—20% общих загрязнений атмосферы промышленностью. Поэтому в современном мире предпринимаются попытки сделать производство безотходным. Так, например, коксовый газ после очистки от пыли, смол и твердых летучих веществ используют в качестве топлива. Доменная печь является одним из наиболее эффективных материало-сберегающих агрегатов; коэффициент извлечения железа для чугуна составляет 99,5—99,8%.

Вопрос 11.

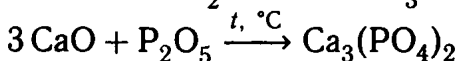
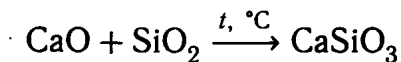
1. Окисление примесей, содержащихся в чугуне кислородом:



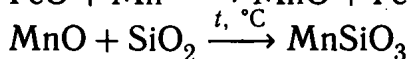
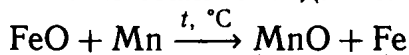
2. Окисление примесей оксидом железа (II)



3. Удаление оксидов кремния и фосфора:



4. Удаление из стали оксида железа (II)



Вопрос 12.

Существуют три способа получения стали: *конвертерное производство, мартеновский процесс и получение в дуговой сталеплавильной печи.*

Конвертерное производство заключается в получении стали в сталеплавильных агрегатах-конвертерах путем продувки жидкого чугуна воздухом или кислородом. Превращение чугуна в сталь происходит благодаря окислению кислородом содержащихся в чугуне примесей и последующему удалению их из расплава. Преимущество конвертерного производства заключается в его экономичности.

Мартеновский способ основан на попеременном процессе: сначала нагрев регенератора продувкой печных газов, затем продувка холодного воздуха. В настоящее время мартеновский способ производства стали практически не используется, с 1970-х годов новые мартеновские печи в мире более не строятся. Последние российские мартеновские печи выведены из эксплуатации в конце 2010 года. С помощью мартеновского метода легко можно было получить стали различных марок, однако производительность этого способа низка.

Дуговая сталеплавильная печь — электрическая печь, в которой используется тепловой эффект электрической дуги для плавки металлов. В электропечах создается очень высокая температура с помощью токопроводящих электродов. К достоинствам этого метода относят: возможность расплавить шихту (металлолом) практически любого состава, точное регулирование температуры металла и его химического состава, что используют для получения высококачественной легированной стали, а также относительная дешевизна метода.

Общим для всех этих процессов является окислительно-восстановительные реакции, протекающие при производстве.

Процесс производства стали не является непрерывным, так как существует необходимость удаления из чугуна разнородных по своим термохимическим свойствам элементов. Однако в настоящее время ведутся разработки непрерывного производства стали.

Вопрос 13.

Все устройства для подогрева газообразного топлива и воздуха, подаваемых в металлургическую печь, работают по принципу теплообмена. Внутри них размещена насадка из огнеупорного кирпича, выложенного в клетку, нагрев которой происходит либо за счет тепла, получаемого от дожигания очищенных от пыли отходящих от печи газов, либо за счет теплообмена.

В мартеновских печах — это регенераторы, огнеупорная кладка которых нагревается отходящими из печи газами.

При отоплении печи низкокалорийным смешанным коксо-доменным газом помимо воздуха подогревают также и газ. Поэтому печи, работающие на коксо-доменном газе, оборудуются с каждой стороны двумя регенераторами — одним для подогрева воздуха и другим для подогрева газа — и соответственно двумя шлаковиками и вертикальными каналами — воздушными и газовыми.

Для нагрева воздуха, подаваемого в доменную печь, служат кауперы (аналог регенераторов в мартеновском производстве), кладка которых нагревается за счет сжигания доменного газа. В кауперах, в отличие от регенераторов в мартеновском производстве, подогревается только подаваемый в рабочее пространство печи воздух.

Вопрос 14.

Безотходная технология — технология, подразумевающая наиболее рациональное использование природных ресурсов и энергии в производстве, обеспечивающее защиту окружающей среды, а также — принцип организации производства вообще, подразумевающий использование сырья и энергии в замкнутом цикле..

Основные принципы организации безотходных производств заключаются в комплексном использовании сырья, создании принципиально новых и совершенствовании действующих технологий, формировании замкнутых водо- и газооборотных циклов, цикличности материальных потоков, рациональной организации производственного процесса в целом, строительстве территориально-производственных комплексов, например бескоксовый, бездоменный метод получения стали, при

котором из технологической схемы исключены стадии, наиболее влияющие на загрязнение окружающей среды: доменный передел, производство кокса и агломерата. Такая технология обеспечивает значительное снижение выбросов в атмосферу SO_2 , пыли и других вредных веществ, позволяет втрое уменьшить потребление воды и практически полностью утилизировать все твердые отходы.

Также применяют сорбционные, сорбционно-экстракционные и экстракционные процессы, которые обеспечивают высокую избирательность извлечения различных компонентов, эффективную очистку сточных вод и отсутствие газовых выбросов в атмосферу. Так, экстракционные процессы используют для извлечения и разделения, напр., Ta и Nb, PЗЭ, Tl и In, а также при получении Al высокой чистоты

Кроме того, SO_2 , выбрасываемый в атмосферу при отжиге ряда руд в металлургическом производстве и являющийся отходом может применяться в качестве сырья в производстве серной кислоты.

Задача 1.

Дано:

$$\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,9$$

$$\omega(\text{SiO}_2) = 0,1$$

Найти:

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

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

Решение:

$$\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) = M_r(\text{Fe})/M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 56/232 = 0,7241.$$

$$\omega(\text{Fe в FeO}_3) = 72,41\%.$$

$$\begin{array}{rcl} 72,41 \text{ Fe} & - & 100 \text{ Fe}_3\text{O}_4 \\ x \text{ Fe} & - & 90 \text{ Fe}_3\text{O}_4 \end{array}$$

$$x = 65,17$$

$$\omega(\text{Fe}) = 65,17\%.$$

$$\omega(\text{SiO}_2) = M_r(\text{Si})/M_r(\text{SiO}_2) = 28/60 = 0,4667.$$

$$\begin{array}{rcl} 46,67 \text{ Si} & - & 100 \text{ SiO}_2 \\ x \text{ Si} & - & 10 \text{ SiO}_2 \end{array}$$

$$x = 4,667.$$

$$\omega(\text{Si}) = 4,667\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Fe}) = 65,17\%$, $\omega(\text{Si}) = 4,667\%$.

Задача 2.**Дано:**

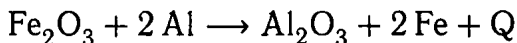
$$m(\text{Fe}) = 112 \text{ г}$$

$$Q(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -741 \text{ кДж}$$

$$Q(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1671 \text{ кДж}$$

Найти:

$$Q - ?$$

Решение:

$$Q = Q(\text{Fe}_2\text{O}_3) + Q(\text{Al}_2\text{O}_3) =$$

$$1671 \text{ кДж} - 741 \text{ кДж} = 930 \text{ кДж}.$$

По уравнению реакции количество вещества образовавшегося железа равно:

$$\nu = 112 \text{ г/2} \cdot 56 = 1 \text{ моль}$$

$$Q(\text{реакции}) = 1 \text{ моль} \cdot 930 \text{ кДж} = 930 \text{ кДж}.$$

Ответ: $Q = 930 \text{ кДж}$.

Задача 3.

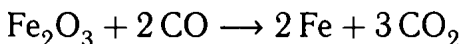
Дано:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 960 \text{ т}$$

Найти:

$$V(\text{CO}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m(\text{Fe}_2\text{O}_3)/M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 960 \text{ т}/160 \cdot 10^{-6} \text{ т/моль} = 6 \cdot 10^3 \text{ кмоль}.$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3)/\nu(\text{CO}) = 1/3 \rightarrow \nu(\text{CO}) = 6 \cdot 10^3 \cdot 3 = 18 \cdot 10^3 \text{ кмоль}.$$

$$V(\text{CO}) = \nu(\text{CO}) \cdot V_m = 18 \cdot 10^3 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{моль} = 403,2 \cdot 10^3 \text{ м}^3.$$

Ответ: $V(\text{CO}) = 403,2 \cdot 10^3 \text{ м}^3$.

Задача 4.

Дано:

$$m(\text{руды Fe}_2\text{O}_3) = 100 \text{ т}$$

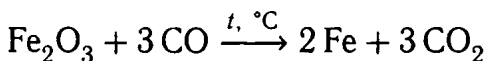
$$\omega(\text{примесей в Fe}_2\text{O}_3) = 0,1$$

$$\omega(\text{Fe в чугуна}) = 0,95$$

Найти:

$$m(\text{чугуна}) - ?$$

Решение:



Найдем массу чистого Fe_2O_3 , вступившего в реакцию:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m(\text{руды } \text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot \omega(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100 \text{ т} \cdot (1 - 0,1) = 90 \text{ т}.$$

$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 90 \text{ т} / 0,00016 \text{ т/моль} = 562500 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) / \nu(\text{Fe}) = 1/2 \rightarrow \nu(\text{Fe}) = \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot 2 = 562500 \text{ моль} \cdot 2 = 1125000 \text{ моль}.$$

$$m(\text{Fe}) = 1125000 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 63000000 \text{ г} = 63 \text{ т}.$$

$$m(\text{чугуна}) = 63 \text{ т} / 0,95 = 66,32 \text{ т}.$$

Ответ: $m(\text{чугуна}) = 66,32 \text{ т}.$

Задача 5.

Дано:

$$\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,9$$

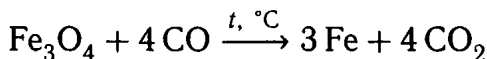
$$m(\text{чугуна}) = 2 \text{ т}$$

$$\omega(\text{Fe}) = 0,93$$

Найти:

$$m(\text{руды } \text{Fe}_3\text{O}_4) - ?$$

Решение:



Найдем, сколько чистого железа содержится в чугуне:

$$m(\text{Fe}) = m(\text{чугуна}) \cdot \omega(\text{Fe}) = 2 \text{ т} \cdot 0,93 = 1,86 \text{ т}.$$

$$\nu(\text{Fe}) = 1,86 \text{ т} / (5,6 \cdot 10^{-5}) \text{ т/моль} = 33214,29 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции $\nu(\text{Fe})/\nu(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3/1 \rightarrow \nu(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \nu(\text{Fe})/3 = 11071,43 \text{ моль.}$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 11071,43 \text{ моль} \cdot 232 \text{ г/моль} = 2568571,76 \text{ г} = 2,569 \text{ т.}$$

$$m(\text{руды Fe}_3\text{O}_4) = m(\text{Fe}_3\text{O}_4)/\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 2,568 \text{ т} / 0,9 = 2,85 \text{ т.}$$

Ответ: $m(\text{руды Fe}_3\text{O}_4) = 2,85 \text{ т.}$

Задача 6.

Дано:

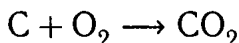
$$m(\text{стали}) = 200 \text{ г}$$

$$m(\text{CO}_2) = 4 \text{ г}$$

Найти:

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

Решение:



$$\nu(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) = 4 \text{ г} / 44 \text{ г/моль} = 0,09 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{C}) = 0,09 \text{ моль.}$$

$$m(\text{C}) = 0,09 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 1,08 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{C}) = 1,08 \text{ г} / 200 \text{ г} \cdot 100\% = 0,54\%.$$

Ответ: $\omega(\text{C}) = 0,54\%.$

Глава IX. Краткий обзор важнейших органических соединений

§48—54

Вопрос 1.

Органическая химия — раздел химии, изучающий соединения углерода, их структуру, свойства, методы синтеза. Однако не все соединения углерода являются органическими, например: CO_2 , HCN , CS_2 и другие. Так же оксид углерода (IV) — CO_2 , оксид углерода (II) — CO , карбонаты — MeCO_3 , карбиды — MeC_n относят к неорганическим соединениям. Органическая химия изучает только органические вещества.

Вопрос 2.

Этиловый спирт и *диметиловый эфир* являются межклассовыми изомерами (вид структурной изомерии). Так, этиловый спирт $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ относится к классу спирты и имеет молекулярную формулу $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$; диметиловый эфир $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ — к классу эфиров и имеет молекулярную формулу $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Изомерия — явление, заключающееся в существовании химических соединений, одинаковых по составу и молекулярной массе, но различающихся по строению или расположению атомов в пространстве и, вследствие этого, по свойствам.

Вопрос 3.

Теорию строения органических соединений предложил А. М. Бутлеров. Ее основные положения:

1. Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентностям.

2. Свойства веществ зависят от их химического строения (как от последовательности соединения атомов, так и от пространственного расположения функциональных групп).

3. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы — предвидеть свойства.

4. Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга.

Вопрос 4.

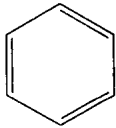
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — пентан

$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — гексан

Вопрос 5.

В основу современной классификации органических соединений положены два важнейших признака:

1. Строение углеродного скелета молекулы: так, существуют циклические углеводороды, на-

пример  — бензол, у которого углеродная цепь замкнута и ациклические, например $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ — гексан, у которого цепь атомов углерода не замкнута.

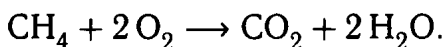
2. Наличие в молекуле функциональных групп: $\text{CH}_3\text{—COOH}$ — уксусная кислота имеет карбоксильную группу —COOH , $\text{CH}_3\text{—CONH}_2$ — ацетальдегид, имеет карбонильную группу C=O .

Вопрос 6.

Гомологом метана является углеводород: 2) C_3H_8 .

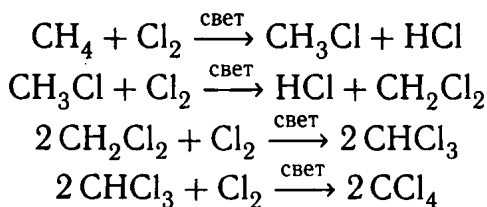
Вопрос 7.

Метан — простейший углеводород, относящийся к классу алканов, имеет формулу CH_4 . *Метан* — бесцветный газ без запаха, малорастворим в воде, легче воздуха. Горит в воздухе голубоватым пламенем:

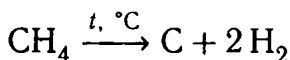


С воздухом образует взрывоопасные смеси при объемных концентрациях от 5 до 15 процентов.

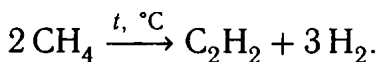
Вступает в реакции с галогенами:



При температуре выше 1200°C разлагается:



При этом углерод выделяется в виде сажи. В ходе этой реакции одним из промежуточных продуктов является ацетилен, но он сразу разлагается на элементы. При более высокой температуре (1500 °С) и быстром охлаждении ацетилен удается предохранить от разложения, и в этом случае термическое разложение метана идет в соответствии с уравнением:



Метан используют в качестве топлива, для производства ацетилена, метанола и формальдегида, а также медикаментов и денатурирующих и дезинфицирующих материалов.

Фреоны — галогеналканы, являются фторсодержащими производными насыщенных углеводородов, в основном, метана и этана. Кроме атомов фтора, в молекулах фреонов содержатся обычно атомы хлора, реже брома. Фреоны используются как хладагенты в холодильных машинах. Примеры фреонов: дифтордихлорметан CCl_2F_2 , трихлорфторметан CFCl_3 , хлордифторметан CHClF_2 , тетрафторэтан CH_2FCF_3 .

Вопрос 8.

Изомерами являются: 4) пропан и изопропан.

Вопрос 9.

Алкены — ациклические непредельные углеводороды, содержащие одну двойную связь между атомами углерода, образующие гомологический ряд с общей формулой C_nH_{2n} :

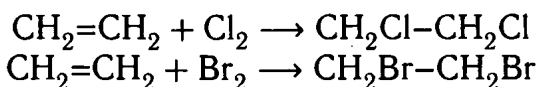
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ — этилен (этен),
 $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ — пропилен (пропен),
 $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — бутен-1,
 $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — пентен-1

и т. д.

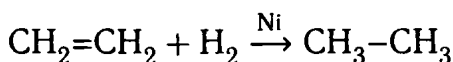
Вопрос 10.

Этилен — непредельный углеводород, простейший алкен, имеет формулу C_2H_4 . Представляет собой бесцветный горючий газ со слабым запахом. Хорошо растворим в диэтиловом эфире и углеводородах. Частично растворим в воде и этаноле. Химически активен. Вступает в следующие реакции:

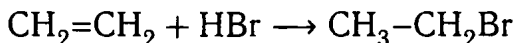
1. Галогенирование:



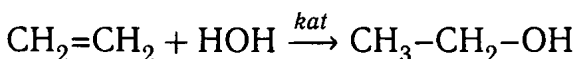
2. Гидрирование:



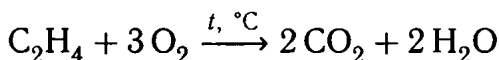
3. Гидрогалогенирование:



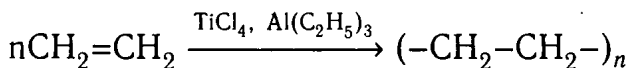
4. Гидратация:



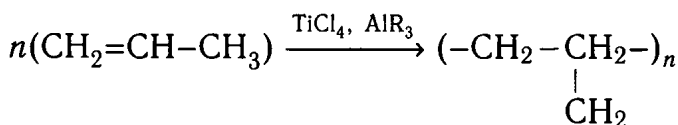
5. Горение:



6. Полимеризация:



В результате образуется полимер — полиэтилен $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$, который является самым распространенным пластиком в мире. Полиэтилен применяют в качестве упаковочной пленки (пакеты, скотч), тары (бутылки, канистры), для изготовления труб (канализационные, водоснабжения), как электроизоляционный материал. Полимер пропилена (пропена) называют полипропиленом. Его получают полимеризацией пропилена в присутствии катализаторов:



и используют для производства пленок, тары, труб, деталей технической аппаратуры, предметов домашнего обихода, в строительстве для вибро- и шумоизоляции.

Этилен применяют в качестве мономера при получении полиэтилена, как исходный материал для синтеза органических веществ (этилацетата, хлористого винила, 1,2-дихлорэтана и др.), для ускорения созревания плодов.

Вопрос 11.

Алкины — ненасыщенные углеводороды, содержащие тройную связь между атомами углерода, образующие гомологический ряд с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$:

$\text{H}_3\text{C}\equiv\text{CH}_3$ — ацетилен (этин),

$\text{H}_3\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ — пропин,

$\text{H}_3\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — бутин-1,

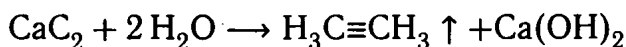
$\text{H}_3\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ — пентин-1

и т. д.

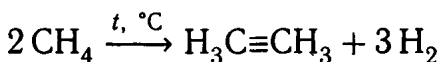
Вопрос 12.

Получение ацетилена:

1. Действием воды на карбид кальция:



2. Дегидрирование двух молекул метана:

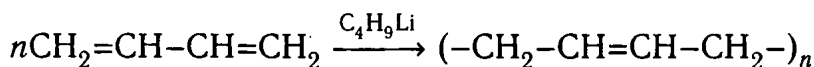


Применение ацетилена:

Для сварки и резки металлов, в производстве взрывчатых веществ, для получения органических веществ (уксусной кислоты, этилового спирта, каучука, ароматических углеводородов).

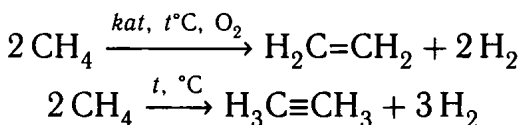
Вопрос 13.

Диеновые углеводороды легко полимеризуются с образованием синтетических каучуков. Поэтому диены, большей частью, применяют для синтеза каучука. Пример реакции получения синтетического аналога натурального каучука:

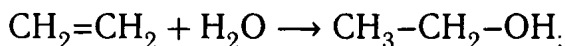


Вопрос 14.

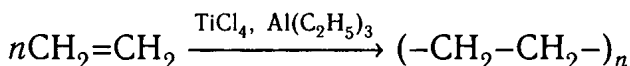
Природный газ в основном состоит из метана. В химической промышленности из него получают этилен и ацетилен:



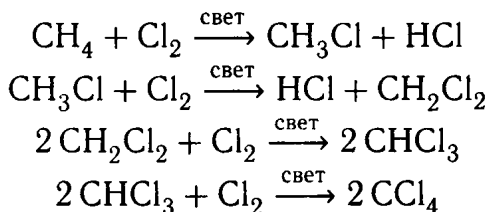
Из этилена и ацетилена производят этиловый спирт, синтетический каучук, пластмассы, красители, медикаменты. Например, образование этилового спирта из этена:



получение термопластичной пластмассы — полиэтилена из этена:



Хлорирование метана:



Вопрос 15.

При перегонке нефти получают:

1. *Бензин* — самая легкая из жидких фракций нефти, горючая смесь легких углеводородов (содержат 5—10 атомов С) с температурой кипения от 30 до 200 °С.

2. *Лигроин* — более тяжелая фракция нефти, представляет собой прозрачную желтоватую жидкость, которую используют как дизельное топливо или растворитель в лакокрасочной промышленности.

3. *Керосин* — содержит углеводороды с цепочками углерода от 9—16 атомов, имеющая окраску от бесцветной до светло-коричневой с голубым оттенком жидкость, слегка маслянистая на ощупь, горючая. Применяется как компонент топлива для реактивных двигателей.

4. *Газойль* — смесь углеводородов различного строения, преимущественно с цепочкой 12—35 атомов углерода. Применяется в составе дизельного топлива.

5. *Мазут* — жидкий продукт темно-коричневого цвета. Является остатком после выделения из нефти бензиновых, керосиновых и газойлевых фракций. Мазут содержит смесь углеводородов с молекулярной массой от 400 до 1000, нефтяных смол, других органических соединений, в том числе содержащих металлы V, Ni, Fe, Mg, Na, Ca. От состава зависят и физико-химические свойства мазута. Мазут применяют в качестве топлива для паровых котлов, котельных установок и промышленных печей.

При перегонке нефти получают 10—20% бензина, при крекинге — около 70%, так как крекинг подразумевает расщепление углеводородов с целью получения продуктов меньшей молекулярной массы.

Вопрос 16.

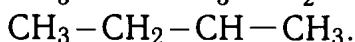
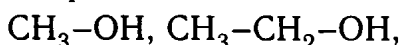
Основными загрязняющими агентами в настоящее время являются *выхлопные газы* автотранспорта. В некоторых городах они превышают суммарные выбросы в атмосферу промышленных предприятий. В выхлопных газах содержатся азот, кислород, углекислый и угарный газы, а также альдегиды и сажа. Наибольшую опасность представляют оксиды азота, так как непредельные углеводороды в присутствии диоксида азота окисляются, образуя ядовитые кислородсодержащие соединения — составляющие смога. Поэтому возникает необходимость защиты воздушного бассейна от загрязнения.

Существуют *прямые и косвенные методы* защиты. *Прямые методы* предотвращения вредных выбросов состоят в очистке и улавливании дымовых и вентиляционных газов, в переходе на использование топлив, мало загрязняющих атмосферный воздух (природный газ, бессернистая нефть), в попытках создания небензиновых автомобильных двигателей и т. п. *Косвенные методы* обеспечивает значительное снижение концентраций вредных веществ в самом нижнем, жизнедеятельном слое атмосферы. К ним относят: увеличение высоты источников выброса (дымовых труб), создание зеленых зон вдоль автомагистралей и промышленных

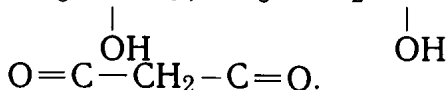
объектов, при строительстве предприятий и автомобильных магистралей учитываются особенности рельефа местности, гидрогеологические факторы и метеорологические условия региона.

Вопрос 17.

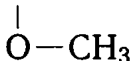
Спирты:



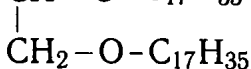
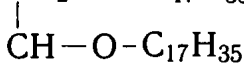
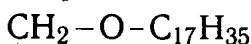
Карбоновые кислоты:



Эфиры:



Жиры:



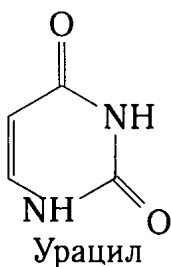
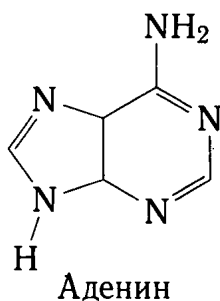
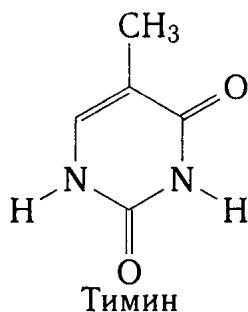
Углеводы:



Аминокислоты:



Белки: белки состоят из аминокислотных цепей, в состав которых входят азотистые основания:



Полимеры:

$(-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$ полиэтилен

$(-\text{CH}_2 - \text{CH} -)_n$ поливинилхлорид

$$\begin{array}{c} | \\ \text{Cl} \\ (-\text{CH}_2 - \text{CH} -)_n \end{array}$$
 полистирол

$$\begin{array}{c} | \\ \text{C}_6\text{H}_6 \end{array}$$

Задача 1.

Дано:

$$V(\text{газа}) = 150 \text{ дм}^3$$

$$\omega(\text{CH}_4) = 94\%$$

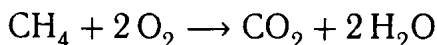
$$\omega(\text{O}_2) = 20\%$$

Найти:

$$V(\text{O}_2) - ?$$

$$V(\text{воздуха}) - ?$$

Решение:



$$V(\text{CH}_4) = \omega(\text{CH}_4) \cdot V(\text{газа}) = 150 \text{ дм}^3 \cdot 0,94 = 141 \text{ м}^3.$$

$$\nu(\text{CH}_4) = V(\text{CH}_4) \text{ дм}^3 / 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 141/22,4 = 6,29 \text{ моль}.$$

$$\text{По уравнению реакции } \nu(\text{CH}_4)/\nu(\text{O}_2) = 1/2 \Rightarrow \nu(\text{O}_2) = 6,29 \text{ моль} \cdot 2 = 12,58 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2) = 12,58 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 281,792 \text{ дм}^3 \approx 282 \text{ дм}^3.$$

$$V(\text{воздуха}) = V(\text{O}_2)/\omega(\text{O}_2) = 282 \text{ дм}^3/0,2 = 1410 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(\text{O}_2) \approx 282 \text{ дм}^3$, $V(\text{воздуха}) = 1410 \text{ дм}^3$.

Задача 2.

Дано:

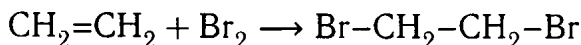
$$\omega(\text{Br}_2) = 3\%$$

$$m(\text{Br}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Br}) = 80 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{бромной воды}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2) = m(\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2)/M(\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2) = 80 \text{ г}/188 \text{ г/моль} = 0,426 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2) = \nu(\text{Br}_2) = 0,426 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Br}_2) = 0,426 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 68,16 \text{ г.}$$

$$m(\text{бромной воды}) = m(\text{Br}_2)/\omega(\text{Br}_2) = 68,16 \text{ г}/0,3 = 227,2 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{бромной воды}) = 227,2 \text{ г.}$

Задача 3.

Дано:

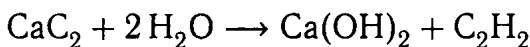
$$m(\text{технич. CaC}_2) = 160 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CaC}_2) = 80\%$$

Найти:

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) - ?$$

Решение:



$$m(\text{CaC}_2) = \omega(\text{CaC}_2) \cdot m(\text{технич. CaC}_2) = 0,8 \cdot 160 \text{ г} = 128 \text{ г.}$$

$$\nu(\text{CaC}_2) = m(\text{CaC}_2)/M(\text{CaC}_2) = 128 \text{ г}/64 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

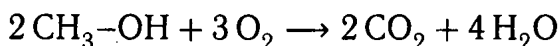
$$\nu(\text{CaC}_2) = \nu(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \text{ моль.}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = \nu(\text{C}_2\text{H}_2) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л.}$$

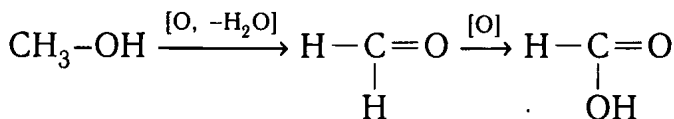
Ответ: $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 44,8 \text{ л.}$

Вопрос 1.

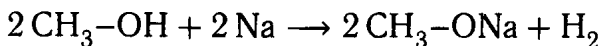
Метанол — простейший одноатомный спирт, имеет формулу $\text{CH}_3\text{—OH}$. Представляет собой бесцветную ядовитую жидкость. С воздухом в объемных концентрациях 6,72—36,5% образует взрывоопасные смеси. Метанол смешивается в любых соотношениях с водой и большинством органических растворителей. Метанол сочетает свойства очень слабого основания и слабой кислоты, что обусловлено наличием алкильной и гидро-кисильной групп. Метанол горит в воздушной среде:



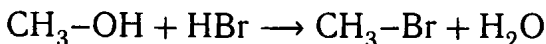
Окисляется в присутствии катализатора с образованием формальдегида, а затем муравьиной кислоты:



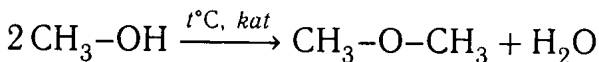
Взаимодействует со щелочными и щелочноземельными металлами:



Взаимодействует с галогенводородами:



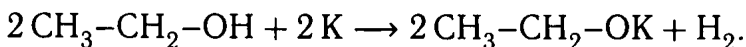
При дегидротации на катализаторе образуют диметилловый эфир:



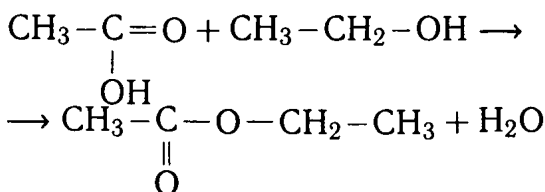
Применяется в качестве растворителя, как компонент топлива, для производства формальдегида и муравьиной кислоты.

Этанол — второй представитель гомологического ряда одноатомных спиртов, имеет формулу $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$. представляет собой бесцветную летучую жидкость с характерным запахом. Растворим в воде, глицерине, метаноле. Как и все одноатомные спирты взаимодействует:

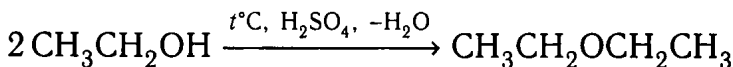
1. С щелочными металлами:



2. С карбоновыми кислотами:



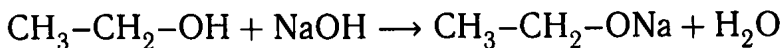
3. Вступает в реакцию дегидратации:



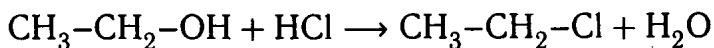
4. Сгорает на воздухе и в кислороде с выделением тепла:



5. Взаимодействует с гидроксидами щелочных металлов:

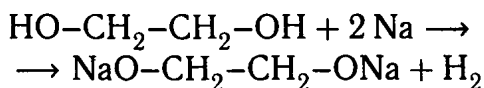


6. Вступает в реакцию гидрогалогенирования в присутствии хлорида цинка:

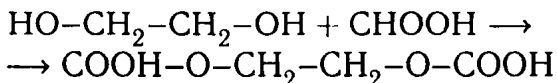


Применяется как компонент топлива, служит сырьем для получения органических веществ, применяется как растворитель, в медицине как дезинфицирующее вещество и экстрагент, в пищевой промышленности.

Этиленгликоль — простейший представитель многоатомных спиртов. В очищенном виде представляет собой прозрачную бесцветную жидкость слегка маслянистой консистенции. Не имеет запаха и обладает сладковатым вкусом. Токсичен. Имеет формулу $\text{HO--CH}_2\text{--CH}_2\text{--OH}$. Этиленгликоль может вступать в любые реакции, характерные для одноатомных спиртов. Взаимодействует с щелочными металлами:



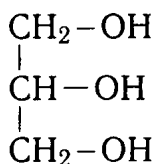
Взаимодействует с органическими кислотами:



При окислении этиленгликоля в зависимости от условий и применяемых окислителей окисляется одна или обе ОН-группы. При этом можно получить

такие продукты как гликолевый альдегид, гликолевую кислоту, глиоксаль, глиоксалева кислота, щавелевая кислота, двуокись углерода. Применяется для синтеза органических соединений, в том числе полимеров, как компонент антифризов и тормозных жидкостей, в качестве растворителя.

Глицерин — простейший представитель трехатомных спиртов, имеет формулу:

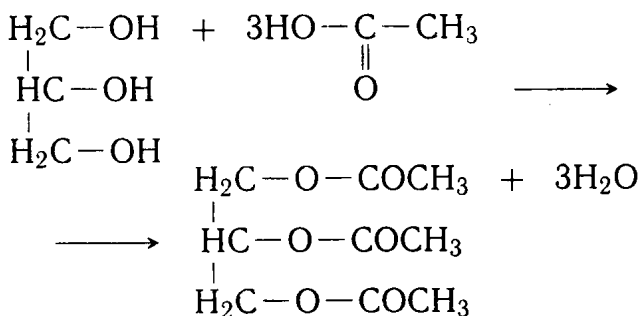


Представляет собой бесцветную, вязкую, гигроскопичную жидкость, неограниченно растворимую в воде. Хорошо растворяет многие вещества. Химические свойства глицерина типичны для многоатомных спиртов.

Образование глицератов.



Образование сложных эфиров.



При окислении глицерина образуются различные продукты, состав которых зависит от природы окислителя. Начальными продуктами окисления являются: глицериновый альдегид $\text{HOCH}_2\text{—CH(OH)—CHO}$, дигидроксиацетон $\text{HOCH}_2\text{—CO—CH}_2\text{OH}$ и конечный продукт (без разрыва углеродной цепи) — щавелевая кислота HOOC—COOH .

Глицерин применяют в пищевой промышленности, медицине, производстве моющих и косметических средств, производстве пластмасс, лакокрасочной промышленности.

Вопрос 2.

Гомологом этанола является: 2) CH_3OH .

Вопрос 3.

В результате горения этанола в кислороде образуется: 3) CO_2 и H_2O .

Вопрос 4.

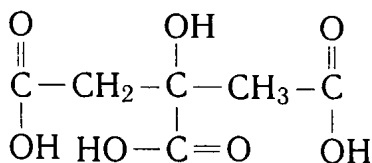
Муравьиная кислота — первый представитель в ряду насыщенных одноосновных карбоновых кислот. Имеет формулу HO—CH=OH . При нормальных условиях муравьиная кислота представляет собой бесцветную жидкость. Растворима в ацетоне, бензоле, глицерине, толуоле. Смешивается с водой, диэтиловым эфиром, этанолом. В природе муравьиная кислота обнаружена в хвое, крапиве, фруктах, едких выделениях пчел и муравьев. Применяют как консервирующий и антибактериальный агент при заготовке корма, так как она замедляет процессы гниения. Также используется в протравном

крашении шерсти и кожи, а также в химической промышленности в качестве растворителя и восстановителя, как сырье для получения сложных эфиров, растворы применяют в медицине.

Уксусная кислота — слабая, одноосновная карбоновая кислота. Представляет собой бесцветную жидкость с характерным резким запахом и кислым вкусом. Гигроскопична. Неограниченно растворима в воде. Смешивается со многими растворителями. Имеет формулу $\text{CH}_3 - \overset{\text{OH}}{\underset{|}{\text{C}}} = \text{O}$.

Концентрированная уксусная кислота опасна, так как ее пары вызывают раздражающее действие на слизистые оболочки. Степень негативного воздействия на ткани организма зависит от концентрации кислоты. Уксусную кислоту применяют в пищевой промышленности и в быту в качестве консерванта, в химической промышленности в качестве реакционной среды, в производстве лекарственных средств, в качестве растворителя и др.

Лимонная кислота — слабая трехосновная карбоновая кислота. Имеет формулу



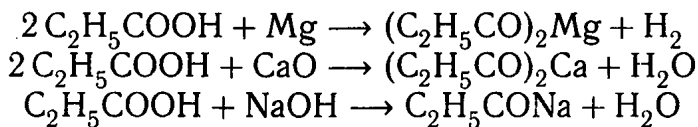
Хорошо растворима в воде, растворима в этиловом спирте, малорастворима в диэтиловом эфире. Содержится в ягодах, плодах citrusовых, хвое, в китайском лимоннике и недозрелых лимонах. Используется в пищевой промышленности в качестве

вкусовой добавки и консерванта, в медицине и косметической промышленности, является природным антиоксидантом, является мерой химической дезинтоксикации при похмелье.

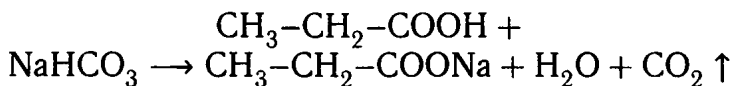
Вопрос 5.

Химические свойства пропионовой кислоты:

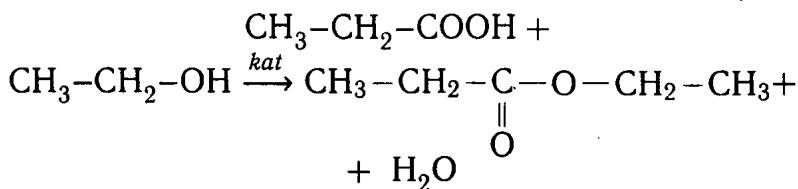
1. Реагирует с металлами, их оксидами или их основными гидроксидами:



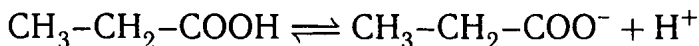
2. Вытесняет более слабую кислоту из ее соли:



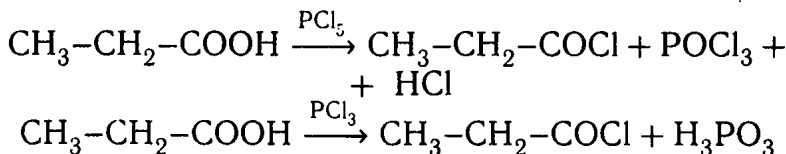
3. Вступает в реакцию этерификации:



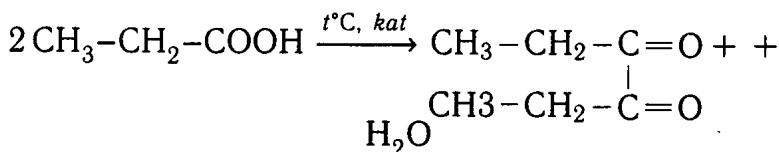
4. Диссоциируют в водном растворе:



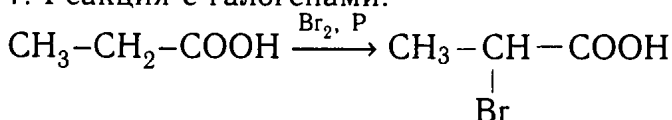
5. Образование хлорангидридов:



6. Получение ангидридов:



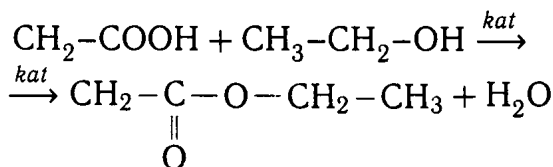
7. Реакция с галогенами:



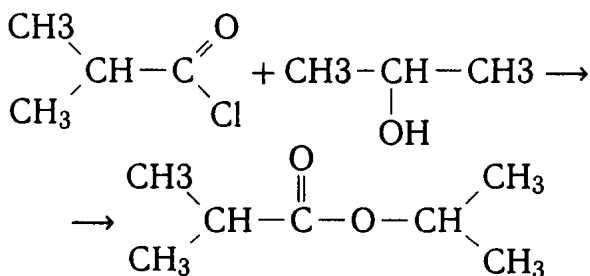
Вопрос 6.

Сложные эфиры образуются в результате:

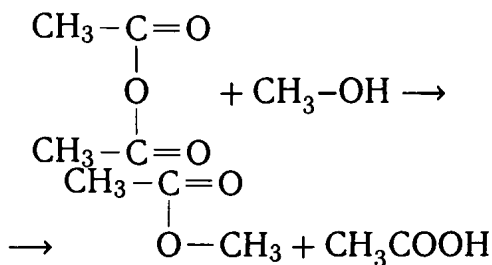
1. Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами:



2. Взаимодействие спиртов с галогенангидридами:



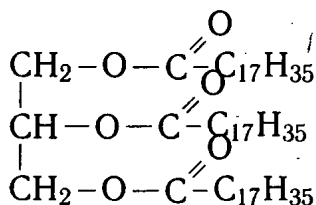
3. Взаимодействие ангидридов кислот со спиртами:



Если в молекуле сложного эфира число атомов углерода не превышает 6-8, то они чаще всего обладают фруктовым запахом. Если в образовании эфира участвует ароматический спирт, то такой эфир чаще будет обладать цветочным запахом. Например, $\text{CH}_3\text{COOC}_4\text{H}_9$ — бутилацетат — обладает грушевым запахом, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$ — бензилбензоат — обладает цветочным запахом.

Вопрос 7.

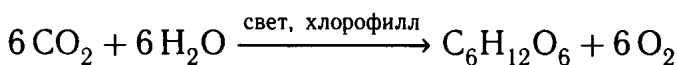
Жиры — сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и одноосновных карбоновых кислот.



Мыла — это соли высших жирных карбоновых кислот. Обычные мыла состоят главным образом из смеси пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Натриевые соли образуют твердые мыла, калиевые соли — жидкие мыла. Например, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$.

Вопрос 8.

В природе глюкоза образуется в хлоропластах растений в процессе фотосинтеза:



Глюкоза является питательным продуктом, поэтому применяется в пищевой промышленности, а также в медицине как дезинтоксикационное и питательное средство.

Вопрос 9.

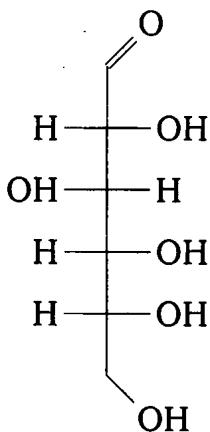
Сахароза встречается во многих фруктах, плодах и ягодах. Особенно велико содержание сахарозы в сахарной свекле и сахарном тростнике, которые и используются для промышленного производства пищевого сахара.

Вопрос 10.

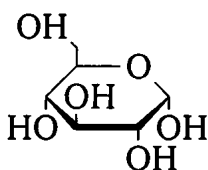
Экспериментально установлено, что в молекуле *глюкозы* присутствуют альдегидная и гидроксильная группы. В результате взаимодействия карбонильной группы с одной из гидроксильных глюкоза может существовать в двух формах: открытой цепной и циклической.

В растворе глюкозы эти формы находятся в равновесии друг с другом. α - и β -глюкоза являются пространственными изомерами друг друга. Циклическая полуацетальная форма образуется при переходе атома водорода гидроксильной группы, принадлежащей пятому атому углерода в глюкозе. Такой переход облегчен вследствие поляризации

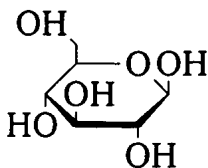
карбонильной группы и, благодаря пространственному строению молекулы глюкозы, в пространстве гидроксил расположен в непосредственной близости от карбонильной группы. При таком переходе возникает кислородный мостик и образуется новый гидроксил — полуацетальный, или гликозидный. Он отличается от других гидроксильных групп повышенной реакционной способностью. Гликозидный гидроксил находится у первого атома углерода.



Открытая форма
глюкозы



α -глюкоза



β -глюкоза

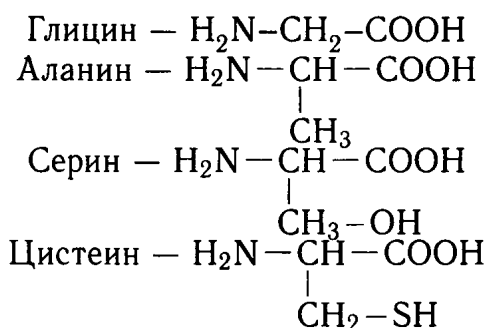
Крахмал — полисахарид амилозы и амилопектина, мономером которого является α -глюкоза. Имеет формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Крахмал используется в качестве пищевой добавки, а также в текстильной, бумажной и фармацевтической промышленности.

Вопрос 11.

Аминокислоты — производные карбоновых кислот, в которых один или несколько атомов водорода

заменены на аминогруппы. Таким образом, в молекуле аминокислот находятся карбоксильная и аминогруппы. Например:

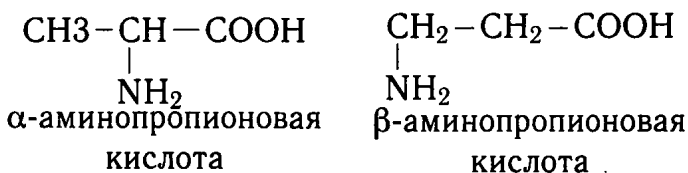


Аминокислоты являются структурными компонентами белков. Белки составляют основу наиболее важной составной части клетки — биомембраны и других ее компонентов. Все аминокислоты делят на заменимые, которые могут синтезироваться в организме человека (аспарагин, глутамин, пролин, тирозин, серин, цистин), незаменимые, которые попадают в организм человека с пищей (лейцин, треонин, фенилаланин, валин, изолейцин, лизин, триптофан) и частично заменимые, которые синтезируются в организме при определенных условиях (гистидин и аргинин). Суточный расход аминокислот человеком составляет около 1 г. При отсутствии какой-либо аминокислоты синтез белка не возможен, поэтому аминокислоты очень важны для нормального функционирования человеческого организма. Кроме белков, из аминокислот образуется большое количество веществ небелковой природы, выполняющих специальные функции. К ним относятся холин (витаминоподобное вещество,

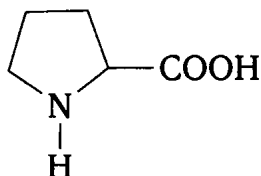
входящее в состав фосфолипидов и являющееся предшественником нейромедиатора ацетилхолина), гемм (компонент гемоглобина).

Вопрос 12.

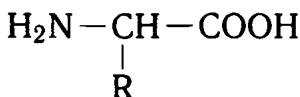
В состав молекул аминокислот входит карбоксильная и аминогруппы. В зависимости от взаимного расположения обеих функциональных групп различают α -, β -, γ -аминокислоты. Греческая буква при атоме углерода обозначает его удаленность от карбоксильной группы. Например:



В природе встречается большое количество разнообразных аминокислот, в организме человека их свыше 60, однако в синтезе белка участвуют только α -аминокислоты. Основными считаются 20 АК, из которых одна — иминокислота пролин имеет циклическую структуру:



Остальные 19 имеют общую формулу



В них обе группы — карбоксильная и аминокислотная находятся у центрального атома углерода. Радикалы могут быть различными. Так, например, у фенилаланина радикал имеет ароматическое кольцо $-\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_5$, а у глутамина в состав радикала входит аминогруппа: $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{NH}_2$, у серина — гидроксильная группа $-\text{CH}_2-\text{OH}$ и т.д. Именно этот радикал определяет уникальные свойства каждой отдельной аминокислоты. Кроме того, в организме человека имеются АК, которые не участвуют в синтезе белка. Так, например, ГАМК — γ -аминомасляная кислота содержится в нервной ткани.

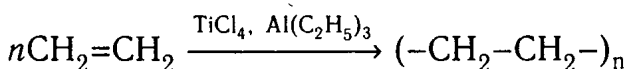
Вопрос 13.

Ферменты (энзимы) — обычно белковые молекулы или их комплексы, катализирующие химические реакции в живых системах.

Гормоны — биологически активные сигнальные химические вещества, выделяемые эндокринными железами и являющимися гуморальными (переносимыми с кровью) регуляторами определенных процессов в различных органах и системах. По химическому строению их делят на группы: производные аминокислот, стероидные, пептидные и белковые. Так, например, стероидный половой гормон эстроген имеет две гидроксильные группы, инсулин — полипептидный гормон, содержит две пептидные цепи, соединенные ди-сульфидными мостиками.

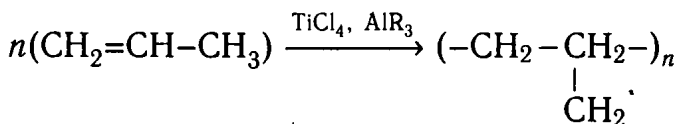
Вопрос 14.

Полиэтилен — термопластичный полимер этилена. Представляет собой воскообразную массу белого цвета. Морозостоек, является изолятором и амортизатором. Получают полимеризацией этилена:



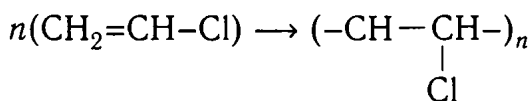
Химически неактивен. Устойчив к действию воды, не реагирует со щелочами, солями, кислотами. Разлагается при действии 50%-ой азотной кислоты при комнатной температуре и под воздействием жидкого и газообразного хлора и фтора. Со временем, разрушает с образованием поперечных межцепных связей, что приводит к повышению хрупкости на фоне небольшого увеличения прочности. Применяется для изготовления полиэтиленовой пленки, тары, труб, как электроизоляционный материал и термоклей.

Полипропилен — полимер пропилена. Представляет собой бесцветный термопластичный полимер. Менее плотный, более твердый и термостойкий, чем полиэтилен. Получают полимеризацией пропилена:



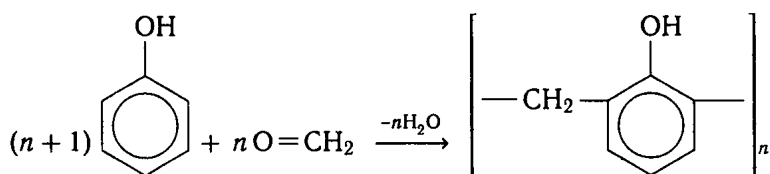
Химически стойкий материал. Полипропилен применяют в качестве материала для производства пленок, тары, труб, деталей технической аппаратуры, предметов домашнего обихода, как электроизоляционный материал, в строительстве.

Поливинилхлорид — термопластичный полимер винилхлорида. Представляет собой пластмассу белого цвета. Устойчив к действию органических и неорганических растворителей, кислот, щелочей, обладает хорошими диэлектрическими свойствами. По сравнению с полиэтиленом и полипропиленом стоек к воздействию атмосферы и трудно горюч. Получают полимеризацией винилхлорида:



Применяется для электроизоляции проводов и кабелей, производства листов, труб, пленок, искусственных кож, поливинилхлоридного волокна, пенополивинилхлорида, линолеума, обувных пластикатов, мебельной кромки и т. д., как уплотнитель в бытовых холодильниках, также из него изготавливают т.н. виниловые пластинки.

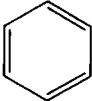
Фенопласт — термореактивные прессовочные массы, получаемые при совместной обработке фенолоформальдегидных смол или их модификаций, наполнителей, окрашивающих веществ и других добавок:

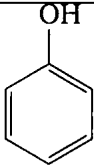


Физико-механические и другие эксплуатационные свойства фенопластов колеблются в широких пределах в зависимости от типа связующего

и наполнителя. В отличие от полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида фенопласты при нагревании не разлагаются. Фенопласт используют для изготовления изделий технического назначения методом прямого прессования. Изделия, изготовленные из фенопласта, обладают высокой прочностью, выдерживают большие нагрузки, удары, не требуют смазки. Так, например, из фенопласта изготавливают детали машин и аппаратов, способные работать без смазки. Также фенопласты используют в электро- и радиотехнике как хороший изоляционный материал.

Вопрос 15.

Класс соединений	Типичный представитель	Область применения
Алканы	CH_4 — метан	• в качестве ценного топлива • в качестве растворителей • в медицине • сырье для получения органических соединений
Алкены	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ — этен	• в качестве исходных продуктов в производстве полимерных материалов и др. органических соединений
Алкины	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ — этин	• в производстве органических соединений • сварка и резка металлов
Диены	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ 1,4-бутадиен	• для синтеза каучуков
Бензолы	 — бензол	• в производстве органических соединений

Класс соединений	Типичный представитель	Область применения
Галогенпроизводные	CH_3Cl — хлорметан	• в качестве растворителей • в производстве органических соединений
Простые эфиры	$\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ — диметилвый эфир	• в качестве растворителей • в производстве органических соединений • в качестве теплоносителей
Амины	$\text{CH}_3\text{—NH}_2$ — метанамин	• в производстве органических соединений
Фенолы	 — фенол	• в производстве органических соединений • консерванты
Спирты	$\text{CH}_3\text{—OH}$ — метанол	• в качестве растворителей • в медицинской промышленности • в пищевой промышленности
Кетоны	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$ — пропан-2-он	• в качестве растворителей • в бытовой химии
Альдегиды	$\text{H}_2\text{C=O}$ — метаналь	• как дубитель кожи • консерванты • в пищевой промышленности (ванилин)
Сложные эфиры	$\text{CH}_3\text{—COO—CH}_3$ — метилацетат = метанолый эфир уксусной кислоты	• в качестве растворителей • в качестве пластификаторов • в качестве ароматизаторов
Карбоновые кислоты	HCOOH — муравьиная кислота	• в производстве органических соединений • в сельскохозяйственной промышленности

Класс соединений	Типичный представитель	Область применения
Аминокислоты	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ глицин	• для синтеза белков • в медицине
Белки	Альбумин (содержится в яичном белке)	• в пищевой промышленности • в медицине • основа жизнедеятельности
Жиры	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{O} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\parallel}} \text{C} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH} - \text{O} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\parallel}} \text{C} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{O} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\parallel}} \text{C} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \end{array} $ триглицерид стеариновой кислоты	• в пищевой промышленности • в медицине • в бытовой химии • в производстве смазочных материалов
Углеводы	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — глюкоза	• в пищевой промышленности • в медицине • в производстве органических соединений
Гетероциклические	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ — пиридин	• в производстве органических соединений • в качестве растворителей
Полимеры	$(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ — полиэтилен	• в производстве упаковочных и строительных материалов • в электро- и радиотехнике

Задача 1.

Дано:

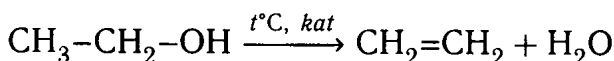
$$m(\text{р-ра } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 80 \text{ г}$$

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 96\%$$

Найти:

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) - ?$$

Решение:



$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{р-ра } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot \omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 80 \text{ г} \cdot 0,96 = 76,8 \text{ г}.$$

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})/M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 76,8 \text{ г}/46 \text{ г/моль} = 1,67 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \nu(\text{C}_2\text{H}_4) = 1,67 \text{ моль}.$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = \nu(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot V_m = 1,67 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 37,408 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{C}_2\text{H}_4) = 37,408 \text{ л}.$

Задача 2.

Дано:

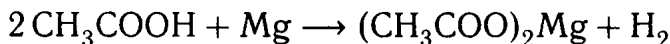
$$\nu(\text{Mg}) = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{раствора } (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = 300 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) - ?$$

Решение:



По уравнению реакции

$$\nu(\text{Mg}) = \nu((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = 2 \text{ моль}.$$

$$m((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = \nu((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) \cdot$$

$$M((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = 2 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 284 \text{ г}.$$

$$\omega((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) =$$

$$m((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg})/m(\text{раствора } (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) \cdot$$

$$100\% = 284 \text{ г}/300 \text{ г} \cdot 100\% = 94,7\%.$$

Ответ: $\omega((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = 94,7\%.$

Задача 3.

Дано:

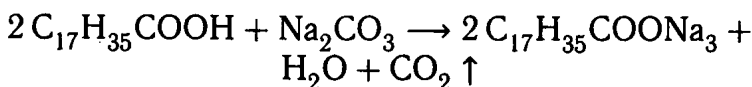
$$m(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}) = 28,4 \text{ г}$$

$$m(\text{раствора } (\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa})) = 50 \text{ г}$$

Найти:

$$\omega(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) - ?$$

Решение:



$$\nu(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}) =$$

$$m(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH})/M(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}) =$$

$$28,4 \text{ г}/284 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}) = \nu(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) = 0,1 \text{ моль.}$$

$$m(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 306 \text{ г/моль} =$$

$$30,6 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) =$$

$$m(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa})/m(\text{раствора } (\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa})) \cdot$$

$$100\% = 30,6 \text{ г}/50 \text{ г} \cdot 100\% = 61,2\%.$$

Ответ: $\omega(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) = 61,2\%$.

Задача 4.

Дано:

$$m(\text{раствора NaOH}) = 200 \text{ г}$$

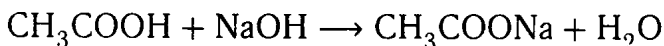
$$\omega(\text{NaOH}) = 30\%$$

Найти:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) - ?$$

$$\nu(\text{CH}_3\text{COOH}) - ?$$

Решение:



$$m(\text{NaOH}) = \omega(\text{NaOH}) \cdot m(\text{раствора NaOH}) = 200 \text{ г} \cdot 0,3 = 60 \text{ г}.$$

$$\nu(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/M(\text{NaOH}) = 60 \text{ г}/40 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{NaOH}) = \nu(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,5 \text{ моль}.$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \nu(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

$$1,5 \text{ моль} \cdot 60 \text{ г/моль} = 90 \text{ г}.$$

Ответ: $\nu(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,5 \text{ моль}$, $m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 90 \text{ г}$.

Задача 5.

Дано:

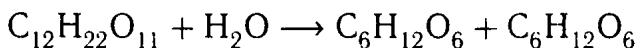
$$\omega(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 20\%$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 7,2 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{раствора C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = ?$$

Решение:



глюкоза фруктоза

$$\nu(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)/M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 7,2 \text{ г}/180 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль}.$$

По уравнению реакции

$$\nu(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \nu(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,04 \text{ моль}.$$

$$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \nu(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \cdot M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 342 \text{ г/моль} = 13,68 \text{ г}.$$

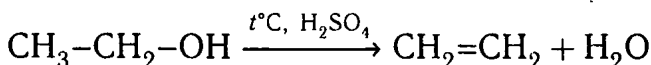
$$m(\text{раствора } C_{12}H_{22}O_{11}) = \\ m(C_{12}H_{22}O_{11})/\omega(C_{12}H_{22}O_{11}) = 13,68 \text{ г}/0,2 = \\ 68,4 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{раствора } C_{12}H_{22}O_{11}) = 68,4 \text{ г.}$

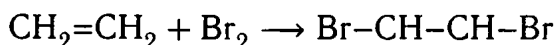
Лабораторные опыты

18. Этилен, его получение и свойства

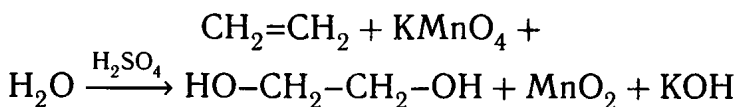
1. При нагревании смеси этилового спирта и концентрированной серной кислоты получают газ этилен.



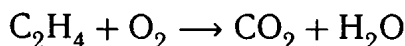
2. Обесцвечивание бромной воды



Обесцвечивание раствора $KMnO_4$:



Горение газа на воздухе.

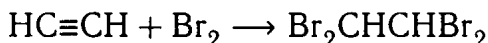


4. Пламя горящего этилена ярче, чем пламя метана, так как в процентном отношении этилен содержит углерода больше, чем метан.

5. Этилен — химически достаточно активное вещество, которое может вступать в разные реакции, например присоединения, окисления и др.

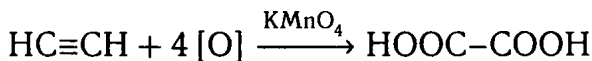
19. Ацетилен, его получение и свойства

1. Ацетилен обесцвечивает бромную воду, так как вступает в реакцию бромирования:



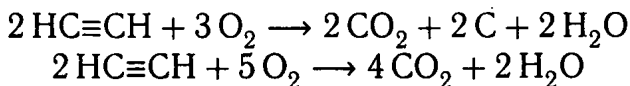
Образуется тетрабромэтан, что доказывает непредельность ацетилена.

Ацетилен обесцвечивает перманганат калия за счет того, что ацетилен восстанавливает перманганат калия:



2. Ацетилен содержит в процентном отношении очень большое количество углерода, в результате неполного сгорания образуется большое количество частиц сажи (копоть).

3. Если в ацетиленовое пламя вдуть воздух, происходит полное сгорание ацетилена без образования твердых частиц копоти. Пламя становится бесцветным.



ОГЛАВЛЕНИЕ

Глава I. Электролитическая диссоциация	4
§1—3	4
§4—6	10
Лабораторные опыты	19
Практическая работа 1	24
 Глава II. Кислород и сера	 28
§7—10	28
§11—12	32
§13	35
§14	40
Лабораторные опыты	46
Практическая работа 2	48
 Глава III. Азот и фосфор	 52
§15—18	52
§19—20	62
§21—23	69
Лабораторные опыты	77
Практическая работа 3	79
Практическая работа 4	80

Глава IV. Углерод и кремний	85
§24—29	85
§30—33	100
Лабораторные опыты	107
Практическая работа 5	109
 Глава V. Общие свойства металлов	 111
§34—38	111
Лабораторные опыты	123
 Глава VI. Металлы IA—IIIA групп периоди- ческой таблицы...	 124
§39	124
§40—41	131
§42	144
Лабораторные опыты	151
Практическая работа 6	152
 Глава VII. Железо	 156
§43—44	156
Лабораторные опыты	163
Практическая работа 7	164
 Глава VIII. Металлургия	 168
§45—47	168

Глава IX. Краткий обзор важнейших органи-	
ческих соединений	181
§48—54	181
§55—59	195
Лабораторные опыты	217